

# Chapitre 1

## Révisions du programme de Seconde

### Contents

---

<b>1.1 Rappels de Mécanique</b> . . . . .	<b>4</b>
1.1.1 Définition . . . . .	4
1.1.2 Référentiels . . . . .	5
1.1.3 1 <sup>ère</sup> loi de Newton (ou Principe d’Inertie) et 3 <sup>ème</sup> loi de Newton (ou Principe d’Action/Réaction) . . . . .	5
1.1.4 Interaction gravitationnelle . . . . .	5
<b>1.2 Constitution d’un atome</b> . . . . .	<b>6</b>
1.2.1 Définitions . . . . .	6
1.2.2 Structure électronique . . . . .	7
1.2.3 Ions . . . . .	7
<b>1.3 Les Molécules</b> . . . . .	<b>7</b>
1.3.1 Liaisons covalentes . . . . .	7
1.3.2 Formules . . . . .	8
1.3.3 Isomères . . . . .	8
<b>1.4 Quantité de matière : la mole</b> . . . . .	<b>8</b>
1.4.1 Formules . . . . .	9
1.4.2 Dilution . . . . .	10
<b>1.5 Ondes et signaux périodiques</b> . . . . .	<b>10</b>
1.5.1 Signal périodique . . . . .	10
1.5.2 Ondes électromagnétiques et mécaniques . . . . .	10
1.5.3 Réflexion et réfraction de la lumière . . . . .	11
1.5.4 Dispersion de la lumière . . . . .	12

---

DANS ce premier chapitre, on propose de rappeler l'ensemble des notions essentielles issues du programme de physique chimie en classe de seconde. Les principaux chapitres concernent la structure de l'atome et de la matière, les formules de chimie, les mouvements et forces, les réactions chimiques, les signaux périodiques et la lumière.

## 1.1 Rappels de Mécanique

### 1.1.1 Définition

L'étude des mouvements et des forces s'inscrit dans un domaine de la physique appelé la Mécanique. Plusieurs définitions sont essentielles lorsque l'on traite un problème de mécanique : le système étudié, le référentiel d'étude, la trajectoire, la vitesse, et la notion de force.

En mécanique, le **système** est le corps, la substance, la particule, dont on souhaite connaître et étudier le mouvement. Il peut être solide, liquide ou gazeux, et constitué de plusieurs sous-systèmes.

Le **mouvement** se définit comme la position du système à tout instant. Il y donc une notion spatiale (la trajectoire) et temporelle (la vitesse).

Le **référentiel** est le système d'axes (ou repère en maths) par rapport auquel on décide de se placer pour étudier le mouvement du système. Un **référentiel galiléen** est un référentiel dans lequel la 1<sup>ère</sup> loi de Newton s'applique (aussi appelée **Principe d'Inertie**) (*voir plus loin*).

La **trajectoire** est l'ensemble des points de l'espace par lequel passe le système au cours de son mouvement. Les principaux adjectifs pour qualifier une trajectoire sont : **rectiligne**, **circulaire**, **curviligne**.

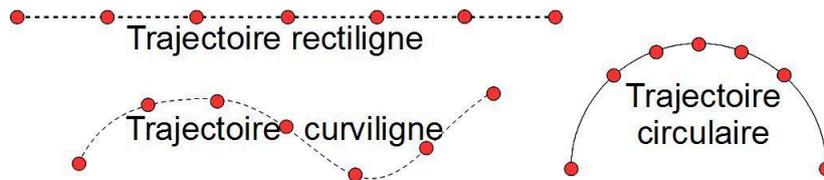


Figure 1.1 – Trois types de trajectoires à connaître

Pour qualifier la vitesse d'un objet, il convient d'employer les termes **uniforme**, **accélééré** ou **ralenti**.

Enfin, l'origine du mouvement d'un système provient de la résultante des forces qui s'exercent sur le système. Une **force** se définit par un vecteur traduisant une action exercée sur le système. Elle possède donc une **direction**, un **sens**, une **intensité** (norme) ainsi qu'un **point d'application**.

On distingue les **forces à distance** (comme l'attraction gravitationnelle) et les forces **de contact** (comme les frottements).

### 1.1.2 Référentiels

Il existe 3 référentiels supposés galiléens à connaître :

- **Référentiel héliocentrique**, ayant pour origine le centre du soleil et 3 axes fixes
- **Référentiel géocentrique**, ayant pour origine le centre de la Terre et 3 axes fixes
- **Référentiel terrestre**, tout référentiel pris à la surface de la Terre avec trois axes suivant le même mouvement de rotation que la Terre.

### 1.1.3 1<sup>ère</sup> loi de Newton (ou Principe d'Inertie) et 3<sup>ème</sup> loi de Newton (ou Principe d'Action/Réaction)

#### 1<sup>ère</sup> loi de Newton : Principe d'Inertie

Dans un référentiel galiléen, la somme des forces extérieures s'appliquant sur un système est nulle si et seulement si le mouvement est rectiligne uniforme ou immobile.

$$\sum \vec{F}_{ext} = \vec{0} \Leftrightarrow \vec{v} = c\vec{ste}$$

#### 3<sup>ème</sup> loi de Newton : Principe d'Action-Réaction

Tout corps A exerçant une force sur un corps B subit la même force de même direction, de même intensité mais de sens contraire, de la part du corps B.

$$\vec{F}_{A/B} = -\vec{F}_{B/A}$$

### 1.1.4 Interaction gravitationnelle

L'interaction gravitationnelle, ou gravitation, est la force attractive à distance qui s'exerce entre deux corps dès lors qu'ils possèdent une masse (donc constitués de matière).

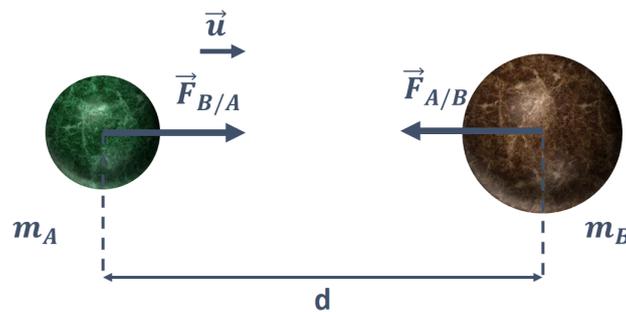


Figure 1.2 – Schéma représentant l'interaction gravitationnelle entre deux corps A et B

## Interaction gravitationnelle

$$\vec{F}_{A/B} = -G \frac{m_A \cdot m_B}{d^2} \vec{u}$$

Avec :

$G = 6,67 \cdot 10^{-11} \text{ N} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{kg}^{-2}$  la constante gravitationnelle

$m_A$  la masse du corps A

$m_B$  la masse du corps B

$d$  la distance entre le centre de gravité de A et celui de B

$\vec{u}$  un vecteur unitaire dirigé de A vers B

Dans le cas particulier où l'on s'intéresse à l'interaction gravitationnelle ayant lieu entre la Terre et un objet situé à sa surface, on appelle alors cette force **le poids**, noté  $\vec{P}$  :

## Poids

$$\vec{P} = m\vec{g}$$

Avec :

$m$  la masse de l'objet

$\vec{g}$  le champ de pesanteur, d'intensité  $g = 9,81 \text{ m} \cdot \text{s}^{-2}$

$\vec{P}$  le poids, vertical vers le bas

## 1.2 Constitution d'un atome

### 1.2.1 Définitions

Un atome est constitué d'un noyau qui contient des nucléons (protons et neutrons), et d'électrons qui gravitent autour du noyau. L'atome est électriquement neutre.

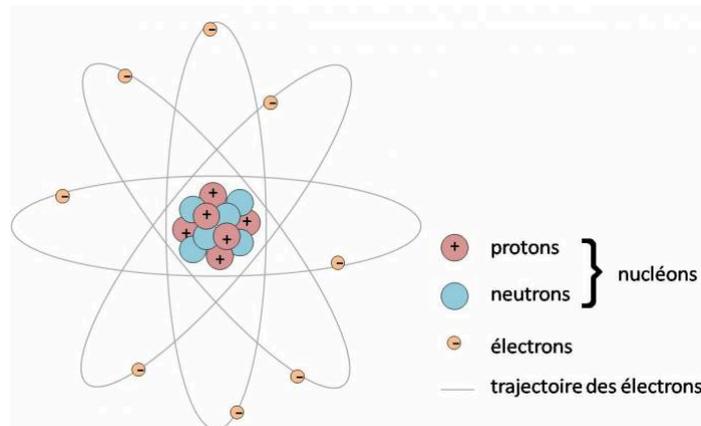


Figure 1.3 – Schéma d'un atome

On note  $Z$  le numéro atomique, ou nombre de protons ;  $N$  le nombre de neutrons ; et  $A$  le nombre de masse ou nombre de nucléons. Les neutrons sont électriquement neutres, alors que les protons sont chargés positivement et que les électrons sont chargés négativement. Pour assurer l'électroneutralité de l'atome, il y a donc **autant de protons que d'électrons**. La charge d'un proton est appelée **charge élémentaire** et vaut  $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$  (Coulomb). Celle d'un électron est donc de  $-e$ .

L'ensemble des différents éléments chimiques connus sont rassemblés dans la classification périodique des éléments. La notation usuelle pour un élément est  ${}^A_Z X$ .

**Exemple :**

${}^{12}_6\text{C}$  est l'atome de carbone 12, constitué de 12 nucléons dont 6 protons et 6 neutrons, et donc également 6 électrons.

On appelle **isotopes** deux atomes ayant le même nombre de protons  $Z$  mais un nombre différents de neutrons, et donc de nucléons  $A$ .

**1.2.2 Structure électronique**

Les électrons d'un atome se répartissent sur des couches bien précises. Les trois premières couches sont notées  $K$ ,  $L$ ,  $M$  et contiennent respectivement 2 électrons, 8 et 8. L'ordre de remplissage se fait en commençant par la couche  $K$ , puis la  $L$  et enfin la  $M$ . La dernière couche contenant des électrons est appelée **couche externe** ou **couche de valence**. Les autres couches rassemblent les électrons dits **de coeur**.

**Exemples :**

1.  ${}^{12}_6\text{C}$  possède 6 protons donc 6 électrons. Sa structure électronique est donc :  $(K)^2(L)^4$
2.  ${}^{35}_{17}\text{Cl}$  possède 17 électrons, d'où la structure électronique :  $(K)^2(L)^8(M)^7$

**1.2.3 Ions**

Les ions sont des espèces chargées obtenues lorsqu'un atome perd ou gagne un ou plusieurs électrons sur sa couche externe. Les atomes qui perdent des électrons forment des cations chargés positivement, alors que ceux qui en gagnent deviennent des anions, chargés négativement.

## Règles du duet et de l'octet

Un ion formé est stable lorsque sa structure électronique comporte une couche externe remplie comme celle des éléments de la dernière colonne, celle des gaz rares (ou nobles). Les ions ainsi formés sont obtenus en perdant ou en gagnant le nombre d'électrons le plus petit possible pour avoir une couche externe remplie.

**Exemples :**

1. Le magnésium  ${}^{24}_{12}\text{Mg}$ , de structure électronique  $(K)^2(L)^8(M)^2$ , va ainsi perdre deux électrons pour former l'ion  $\text{Mg}^{2+}$  de structure électronique  $(K)^2(L)^8$ , comme le néon Ne
2. Le chlore  ${}^{35}_{17}\text{Cl}$  de structure électronique  $(K)^2(L)^8(M)^7$  va quant à lui gagner un électron pour former l'ion  $\text{Cl}^-$ , qui possède la même structure électronique que l'argon Ar :  $(K)^2(L)^8(M)^8$

**1.3 Les Molécules****1.3.1 Liaisons covalentes**

Une molécule est un assemblage de plusieurs atomes, reliés entre eux par des liaisons qui peuvent être de plusieurs natures. La **liaison covalente** est une liaison entre deux atomes faisant intervenir un doublet d'électrons, chaque atome fournissant un électron de sa couche externe pour former cette liaison, aussi appelée doublet liant. Pour former des molécules, les atomes respectent également **la règle du duet et de l'octet**, c'est-à-dire qu'un atome va former un nombre de liaisons autour de lui de sorte à être entouré par un nombre d'électrons correspondant à une couche externe remplie.

Deux atomes, en fonction de leur nature et du nombre d'électrons externes qu'ils possèdent, peuvent former une liaison simple, double ou triple.

**Exemples :**

1. Le chlorure d'hydrogène  $\text{H}-\text{Cl}$  est formé par une liaison simple entre un atome d'hydrogène et un atome de chlore.
2. Le dioxygène est formé par une double liaison entre deux atomes d'oxygène :  $\text{O}=\text{O}$ .

Atomes	Symbole	Structure électronique	Nombre de liaisons	Formule
Hydrogène	${}^1_1\text{H}$	$(K)^1$	1	$\underset{\cdot}{\text{H}}$
Magnésium	${}^{24}_{12}\text{Mg}$	$(K)^2(L)^8(M)^2$	2	$\cdot\text{Mg}\cdot$
Aluminium	${}^{27}_{13}\text{Al}$	$(K)^2(L)^8(M)^3$	3	$\cdot\text{Al}\cdot$
Carbone	${}^{12}_6\text{C}$	$(K)^2(L)^4$	4	$\cdot\underset{\cdot}{\text{C}}\cdot$
Azote	${}^{14}_7\text{N}$	$(K)^2(L)^5$	3	$\cdot\overset{\cdot}{\text{N}}\cdot$
Oxygène	${}^{16}_8\text{O}$	$(K)^2(L)^6$	2	$\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{O}}}$
Azote	${}^{35}_{17}\text{Cl}$	$(K)^2(L)^8(M)^7$	1	$ \text{Cl} $

### 1.3.2 Formules

**Formule brute** : La formule brute d'une molécule donne la nature des atomes qui la constituent ainsi que le nombre de chacun de ces atomes.

**Formule développée** : La formule développée d'une molécule fait apparaître toutes les liaisons entre les atomes.

**Formule semi-développée** : La formule développée d'une molécule fait apparaître toutes les liaisons entre les atomes **sauf les liaisons avec les atomes d'hydrogène**.

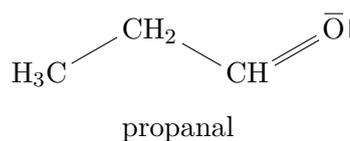
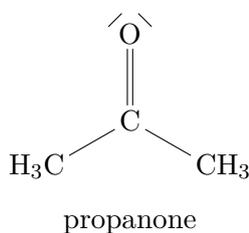
**Exemple** :

Molécule	Formule brute	Formule développée	Formule semi-développée
Ethane	$\text{C}_2\text{H}_6$	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_3$	$  \begin{array}{c}  \text{H} \quad \text{H} \\    \quad   \\  \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\    \quad   \\  \text{H} \quad \text{H}  \end{array}  $

### 1.3.3 Isomères

Des **isomères** sont des molécules qui ont la même formule brute mais pas la même formule semi-développée (ou développée). De telles molécules auront des propriétés physico-chimiques différentes.

**Exemple** :



## 1.4 Quantité de matière : la mole

En chimie, la quantité de matière désigne le nombre d'entités (atomes, molécules, ions) présentes dans un échantillon. Pour éviter d'avoir à manipuler des nombres trop grands, on utilise une unité adaptée appelée **la mole (mol)**.  $1\text{ mol}$  correspond à  $6,02 \cdot 10^{23}$  entités chimiques identiques. La référence prise pour définir la mole est le carbone. Une mole correspond au nombre d'atomes de carbone

présents dans un échantillon de carbone de 12 grammes. On définit ainsi le nombre d'Avogadro,  $\mathcal{N}_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ .

### 1.4.1 Formules

Diverses formules permettent de relier les différentes grandeurs utiles pour décrire un système chimique. On peut ainsi relier la **quantité de matière** à la **masse** grâce à la **masse molaire**; ou encore le **volume**, la **masse volumique**, la **concentration molaire** ou **concentration massique**.

Voici un résumé de toutes ces formules de bases en chimie :

#### Quantité de matière

$$n = \frac{N}{\mathcal{N}_A}$$

$n$  la quantité de matière (en mol)  
 $N$  le nombre d'entités  
 $\mathcal{N}_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

#### Masse molaire

$$M = \frac{m}{n}$$

$M$  la masse molaire (en  $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ )  
 $m$  la masse (en g)  
 $n$  la quantité de matière (en mol)

#### Masse volumique

$$\rho = \frac{m}{V}$$

$\rho$  la masse volumique (en  $\text{kg} \cdot \text{L}^{-1}$ )  
 $m$  la masse (en kg)  
 $V$  le volume (en L)

#### Densité

$$d = \frac{\rho}{\rho_{\text{eau}}}$$

$d$  la densité (sans unité)  
 $\rho_{\text{eau}} = 1 \text{ kg} \cdot \text{L}^{-1}$  la masse volumique de référence de l'eau

Lorsqu'on est en **solution** (c'est-à-dire un mélange contenant un ou plusieurs **solutés** dans un **solvant**), on peut définir la **concentration molaire** et la **concentration massique** d'un soluté. Il s'agit du nombre d'entités présentes par unité de volume ou bien de la masse présente par unité de volume.

#### Concentration molaire

$$C = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$$

$C$  la concentration molaire (en  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ )

#### Concentration massique

$$C_m = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$$

$C_m$  la concentration massique (en  $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ )

Enfin on peut définir le volume molaire d'un gaz par la formule qui suit :

#### Volume molaire (pour les gaz uniquement)

$$V_m = \frac{V}{n}$$

$V_m$  le volume molaire du gaz (en  $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$ )  
 $V$  le volume (en L)  
 $n$  la quantité de matière (en mol)

### 1.4.2 Dilution

Une **dilution** consiste à modifier le volume d'une solution en augmentant le volume de solvant, sans modifier la quantité de matière du ou des solutés présents.

Ainsi, la règle fondamentale de la dilution est que **la quantité de matière en soluté se conserve lors d'une dilution**

On note  $S_0$  la solution mère non diluée et  $S_1$  la solution fille diluée. On a alors :

$$\begin{aligned}n_0 &= n_1 \\ C_0V_0 &= C_1V_1\end{aligned}$$

## 1.5 Ondes et signaux périodiques

### 1.5.1 Signal périodique

Un **signal périodique** est un signal où un motif se répète à l'identique à intervalles de temps réguliers. Le signal périodique est défini par sa **période**  $T$  (ou sa **fréquence**  $f$ ) ainsi que son **amplitude**. La période correspond à l'intervalle de temps qui sépare deux motifs répétés, alors que la fréquence correspond au nombre de motifs répétés par seconde.

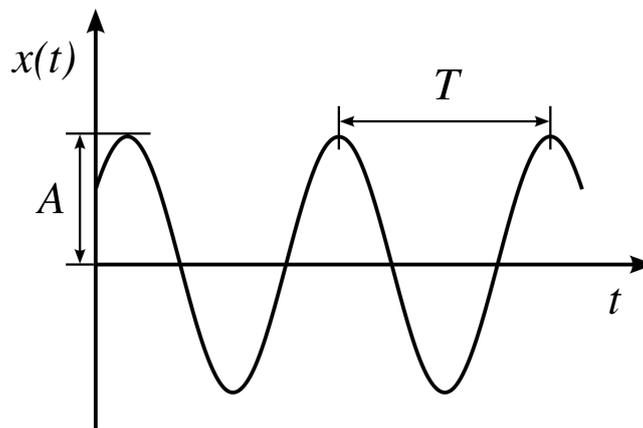


Figure 1.4 – Signal périodique sinusoïdal

#### Relation fréquence - période

$$f = \frac{1}{T}$$

Avec :

$f$  la fréquence en  $Hz$  (ou  $s^{-1}$ )

$T$  la période en  $s$

### 1.5.2 Ondes électromagnétiques et mécaniques

Les ondes se distinguent en deux grandes catégories que sont les **ondes électromagnétiques** et les **ondes mécaniques**. Les premières peuvent se propager à la fois dans les milieux matériels et dans le vide, alors que **les ondes mécaniques ne peuvent pas se propager dans le vide**, elles ont besoin d'un support matériel pour se propager.

Les ondes électromagnétiques regroupent tout un ensemble d'ondes : **Rayons  $\gamma$** , **rayons X**, **ultra-violet** (UV), **lumière visible**, **infrarouges (IR)**, **micro-ondes** et **ondes radios**.

Toutes ces ondes se différencient de part leur **longueur d'onde**  $\lambda$  (en  $m$ ). La longueur d'onde est la

période spatiale de l'onde, au même titre que la période  $T$  est la période temporelle. On peut ainsi relier la longueur d'onde avec la fréquence ou la période par l'intermédiaire de la **célérité**  $c$  de l'onde (ou vitesse en  $m.s^{-1}$ ).

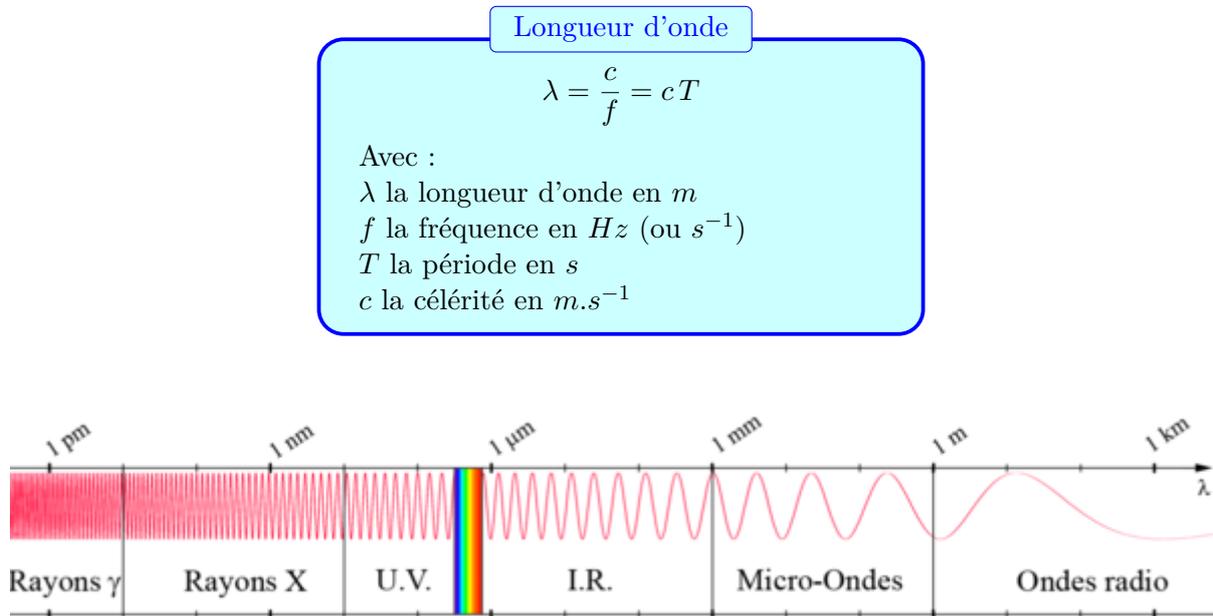


Figure 1.5 – Spectre électromagnétique

Les ondes mécaniques sont générées par une perturbation d'ordre mécanique (avec déplacement local de matière) et se propagent de proche en proche dans la matière. Les ondes mécaniques les plus connues sont les **ondes sonores** (et ultrasons), les vagues, la corde vibrante, le ressort etc.

En ce qui concerne les ondes sonores, la gamme dite **audible** est celle dont les fréquences sont comprises entre  $20Hz$  et  $20kHz$ . En dessous on trouve les **infrasons** et au dessus les **ultrasons**.

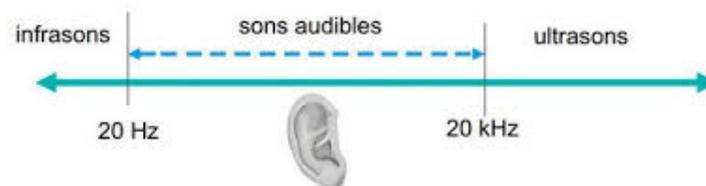


Figure 1.6 – Domaine de fréquence des ondes sonores

### 1.5.3 Réflexion et réfraction de la lumière

Ce que l'on appelle la lumière peut souvent être assimilé à n'importe quelle onde électromagnétique sur l'ensemble du spectre vu dans la figure ???. Par abus de langage, on utilise le terme lumière principalement pour désigner la lumière visible. Elle correspond à la gamme d'onde électromagnétique à laquelle l'œil humain est sensible, pour des longueurs d'ondes allant de  $400nm$  à  $800nm$ .

La vitesse de la lumière dans le vide (comme celle de toutes les ondes électromagnétiques) est de  $c = 3.10^8 m.s^{-1}$

Lorsque la lumière arrive à l'interface (ou **dioptre**) entre deux milieux **d'indices optiques** différents, elle est en général en partie **réfléchi**e dans le milieu d'**incidence**, **réfractée** dans le nouveau milieu, mais aussi en partie **absorbée**. Les lois de la réflexion et de la réfraction qui permettent de caractériser le comportement d'un rayon lumineux lorsqu'il arrive sur un dioptre, sont appelées **lois de Snell-Descartes**.

## Lois de Snell-Descartes

1<sup>ère</sup> loi de Snell-Descartes :

Les rayons réfléchis et réfractés appartiennent au même plan que le rayon incident.

2<sup>ème</sup> loi de Snell-Descartes :

- Pour la réflexion, l'angle incident  $i_1$  et l'angle réfléchi  $i_2$  sont égaux par rapport à la normale au dioptre.
- Pour la réfraction, la relation entre les angles incident et réfracté est donnée par la formule suivante :

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

Avec :

$n_1$  l'indice optique du milieu 1

$n_2$  l'indice optique du milieu 2

$i_1$  l'angle d'incidence

$i_2$  l'angle réfracté

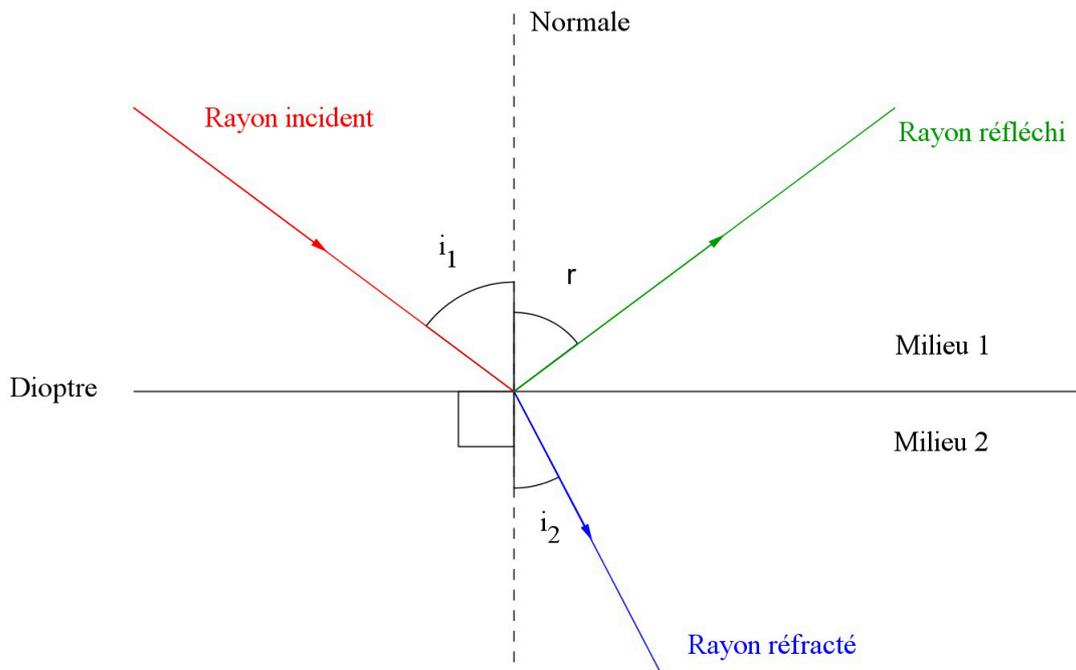


Figure 1.7 – Réflexion et Réfraction de la lumière

#### 1.5.4 Dispersion de la lumière

On appelle **onde monochromatique** une onde qui possède une unique longueur d'onde. Pour la lumière visible, la longueur d'onde est le paramètre qui définit la **couleur de la lumière**. La **dispersion de la lumière** traduit le fait que deux rayons lumineux de couleur (longueur d'onde) différente se sont pas réfractés avec le même angle lorsqu'ils traversent un dioptre entre deux milieux d'indices optiques différents. C'est l'idée du prisme qui permet de séparer la lumière blanche en un "arc-en-ciel" qui disperse toutes les couleurs du visible (voir figure ??)

On appelle **spectre d'émission** le spectre représentant les longueurs d'onde émises par une source de lumière. Il s'agit donc d'un spectre à fond noir sur lequel apparaissent les différentes couleurs émises par la source. Par analogie, on appelle **spectre d'absorption** un spectre à fond **continu** (arc-en-ciel)

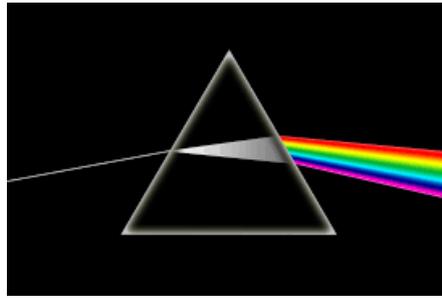


Figure 1.8 – Dispersion de la lumière par un prisme

avec toutes les couleurs) sur lequel des raies ou bandes noires représentent les couleurs qui ont été absorbées.

Les gaz chauffés émettent des **spectres d'émission de raies**, c'est-à-dire qu'ils n'émettent qu'un certain nombre de longueurs d'ondes bien précises. A l'inverse, les corps solides chauffés émettent un **spectre d'émission continu**, donc constitué d'un continuum de couleurs.

Si l'on éclaire un gaz froid ou solide froid avec de la lumière blanche, on observera respectivement en sortie un **spectre d'absorption de raies** ou **continu**. Ainsi pour un même corps ou un même gaz, les spectres d'émission et d'absorption sont le négatif l'un de l'autre.

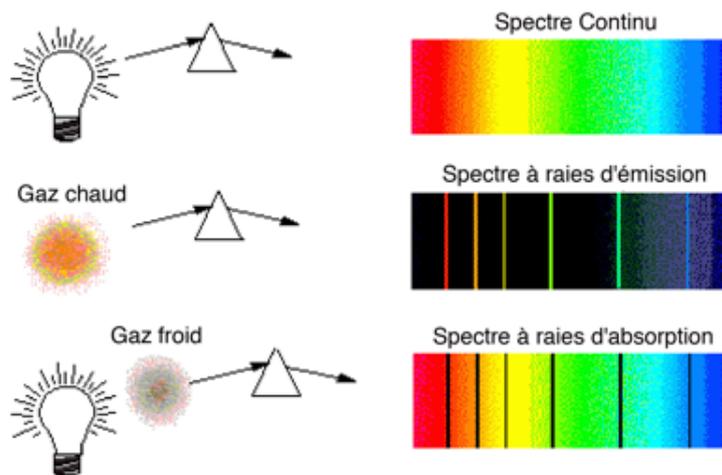


Figure 1.9 – Spectres d'émission et d'absorption de la lumière