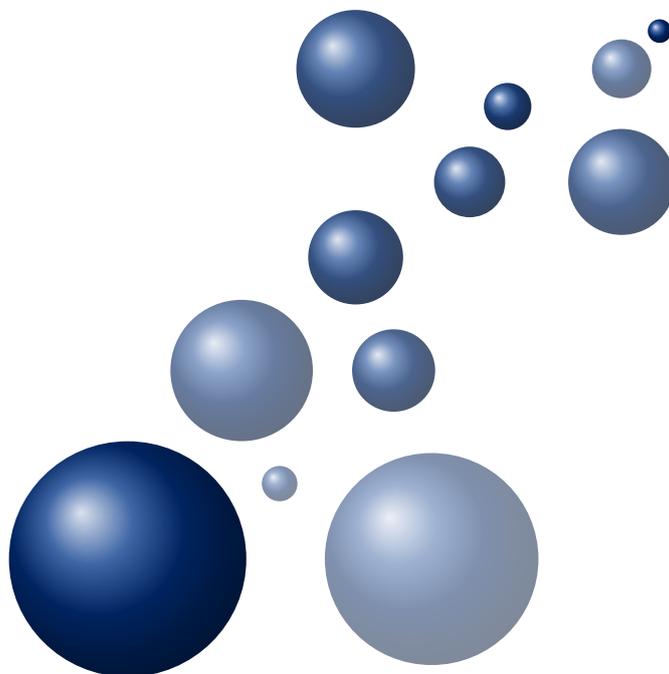


---

# Cours de Seconde

Physique-Chimie

*mis à jour le 10 avril 2017  
par Gaillard Cyril*



# Table des matières

---

<b>I</b>	<b>La santé</b>	<b>4</b>
<b>1</b>	<b>Le diagnostic médical</b>	<b>5</b>
1.1	Les phénomènes périodiques . . . . .	5
1.2	Les signaux périodiques . . . . .	6
1.3	Les ondes sonores et les ondes électromagnétiques . . . . .	6
1.4	La réflexion et la réfraction . . . . .	8
1.5	La réflexion totale . . . . .	9
<b>2</b>	<b>Les apports nécessaires à la santé</b>	<b>11</b>
2.1	L'atome . . . . .	11
2.2	Les éléments chimiques . . . . .	12
2.3	La notation des éléments chimiques . . . . .	12
2.4	Les isotopes . . . . .	13
2.5	La configuration électronique . . . . .	14
2.6	Les règles du duet et de l'octet . . . . .	15
2.7	Les ions monoatomiques . . . . .	15
<b>3</b>	<b>La préparation des médicaments</b>	<b>17</b>
3.1	Les médicaments au quotidien . . . . .	17
3.2	La solubilité des médicaments . . . . .	17
3.3	La concentration massique . . . . .	19
3.4	La dissolution et la dilution . . . . .	19
3.5	L'échelle de teinte . . . . .	21
3.6	L'identification des médicaments . . . . .	21
<b>4</b>	<b>Les molécules de la santé</b>	<b>24</b>
4.1	Les liaisons covalentes . . . . .	24
4.2	Les différentes représentations . . . . .	25
4.3	L'isomérie . . . . .	25
4.4	Les groupes caractéristiques . . . . .	27
<b>II</b>	<b>L'Univers</b>	<b>28</b>
<b>5</b>	<b>Une première présentation de l'Univers</b>	<b>29</b>
5.1	Le vide . . . . .	29

5.2	L'année de lumière . . . . .	30
5.3	Les ordres de grandeur . . . . .	30
<b>6</b>	<b>La lumière des étoiles</b>	<b>31</b>
6.1	La dispersion . . . . .	31
6.2	La lumière continue et la dépendance en température . . . . .	32
6.3	Les spectres des entités chimiques . . . . .	32
<b>7</b>	<b>Le système solaire</b>	<b>35</b>
7.1	Les astres du système solaire . . . . .	35
7.2	L'attraction gravitationnelle . . . . .	35
7.3	Le poids . . . . .	37
7.4	Les mouvements des planètes . . . . .	39
<b>III</b>	<b>La pratique du sport</b>	<b>42</b>
<b>8</b>	<b>L'étude des mouvements</b>	<b>43</b>
8.1	Les trajectoires . . . . .	43
8.2	L'évolution de la vitesse instantanée . . . . .	43
8.3	Le principe d'inertie . . . . .	45
<b>9</b>	<b>La chimie au service des sportifs</b>	<b>47</b>
9.1	La mole . . . . .	47
9.2	La masse d'un échantillon d'atomes ou d'ions monoatomiques . . . . .	47
9.3	La masse d'un échantillon de molécules ou d'ions polyatomiques . . . . .	49
9.4	Le prélèvement d'une quantité de matière . . . . .	50
9.5	La concentration molaire . . . . .	51
<b>IV</b>	<b>Les annexes</b>	<b>53</b>
<b>A</b>	<b>Les compléments de Physique-Chimie</b>	<b>54</b>
A.1	Le formulaire de Physique . . . . .	54
A.2	Le formulaire de Chimie . . . . .	56

Première partie

La santé

# 1. Le diagnostic médical

## 1.1. Les phénomènes périodiques

Nombreux sont les phénomènes nous entourant qui présentent une certaine régularité au cours du temps. Le fait de manger, de dormir, de se rendre au travail sont des exemples de ce que l'on qualifie de **phénomènes périodiques**. Dans le milieu médical, on peut également rencontrer des phénomènes périodiques comme les pulsations d'un cœur, les phases d'expiration et d'inspiration des poumons... Quoiqu'il en soit, il s'agit de phénomènes qui se **reproduisent identiques** à eux-mêmes sur un **même intervalle de temps**.

Toutefois, ces phénomènes présentent des différences, notamment en ce qui concerne l'intervalle de temps au bout duquel le phénomène périodique se reproduit<sup>1</sup>. Cette durée, justement, est appelée **période**, notée  $T$  et s'exprime en secondes (s). On peut également caractériser un phénomène périodique par une autre grandeur : sa **fréquence**, c'est-à-dire le nombre de répétitions du phénomène en une seconde<sup>2</sup>. Cette grandeur, notée  $f$ , s'exprime en hertz (Hz). La fréquence et la période sont liées par la relation suivante :

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

$f$  : **fréquence** (Hz)  
 $T$  : **période** (s)

### Exemple

Le rythme cardiaque d'un adulte en bonne santé, au repos, se situe entre  $r_1 = 50$  bpm et  $r_2 = 80$  bpm, l'unité étant le nombre de battements par minute. On peut convertir ce rythme cardiaque en fréquence, c'est-à-dire en nombre de battements par seconde. Cela revient à donc à diviser par 60 :

$$f_1 = \frac{r_1}{60}$$

AN :  $f_1 = \frac{50}{60}$

$$f_1 = 0,83 \text{ Hz}$$

### Exemple

Par le même raisonnement, on aboutit à  $f_2 = 1,33$  Hz. En utilisant la relation liant fréquence et période, on peut déterminer la durée entre deux battements consécutifs :

$$f_1 = \frac{1}{T_1}$$

$$T_1 = \frac{1}{f_1}$$

AN :  $T_1 = \frac{1}{0,83}$

$$T_1 = 1,2 \text{ s}$$

En reprenant le calcul et en l'appliquant à  $f_2$ , on obtient  $T_2 = 0,75$  s.

## 1.2. Les signaux périodiques

Dans le domaine médical, les médecins sont fréquemment amenés à étudier les phénomènes périodiques du corps humain pour établir un diagnostic. Pour cela, ils utilisent des **capteurs** qui permettent de recueillir des **signaux**

1. Connaître et utiliser la définition de la période d'un phénomène périodique.

2. Connaître et utiliser la définition de la fréquence d'un phénomène périodique.

**périodiques.** Ceux-ci sont bel et bien des phénomènes périodiques, mais ils ont la particularité de véhiculer une information.

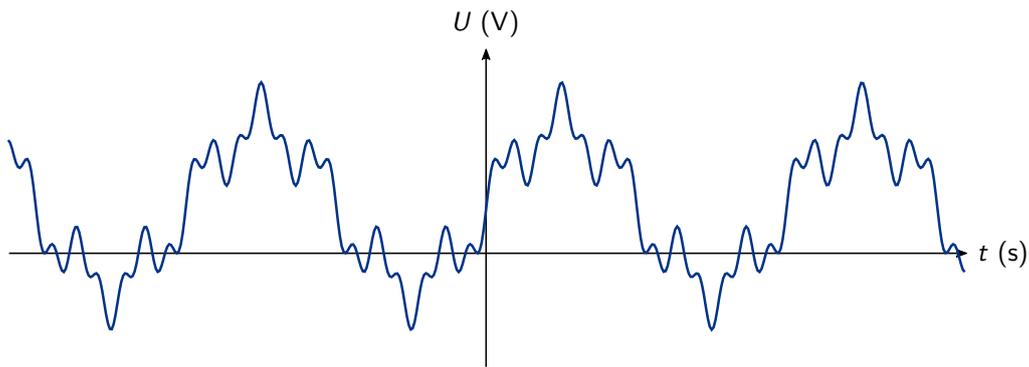


Figure 1.1 – Signal périodique au cours du temps (apparition d'un motif élémentaire)

Pour ces signaux périodiques, en plus des grandeurs précédemment citées (la période et la fréquence), on peut également caractériser<sup>3</sup> un signal périodique par ses **tensions**, minimale et maximale, notées  $U_{min}$  et  $U_{max}$  et exprimées en volts (V). On peut notamment les mesurer en physique à l'aide d'un **oscilloscope** qui affiche l'évolution de la tension d'un signal périodique au cours du temps. En médecine, ces outils de mesure existent également : on peut citer l'électrocardiogramme dans le cas des pulsations cardiaques.

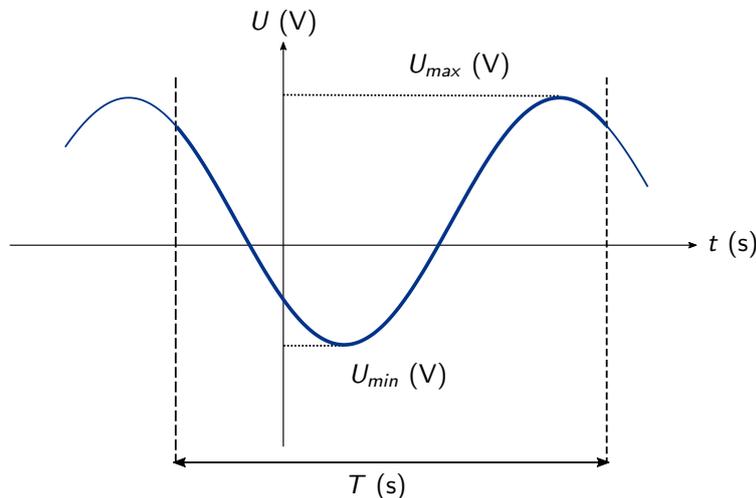


Figure 1.2 – Caractéristiques d'un signal périodique ( $T$ ,  $f$ ,  $U_{max}$  et  $U_{min}$ )

Toutefois, tous les signaux pouvant être mesurés ne sont pas obligatoirement périodiques. Et justement, l'étude d'un signal permet de statuer sur la périodicité ou non du phénomène étudié. En effet, on peut identifier dans un signal périodique le **motif élémentaire** (c'est-à-dire le plus petit élément qui se répète) ; si celui-ci est distinguable, on parle effectivement de signal périodique<sup>4</sup>.

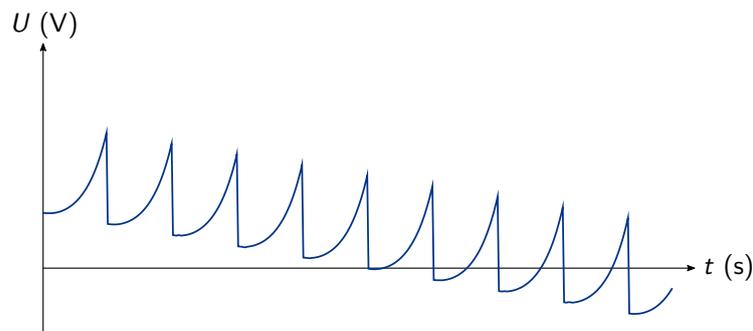


Figure 1.3 – Signal non périodique au cours du temps : on observe une diminution de l'amplitude

3. Déterminer les caractéristiques d'un signal périodique.

4. Identifier le caractère périodique d'un signal sur une durée donnée.

### 1.3. Les ondes sonores et les ondes électromagnétiques

Précédemment, nous avons vu que les médecins s'appuient sur l'étude de signaux pour établir leur diagnostic, c'est-à-dire qu'ils étudient une information reçue par un capteur. Mais comment cette information est-elle véhiculée dans l'espace ? Et bien, grâce aux ondes<sup>5</sup> ! Les deux ondes principalement utilisées sont les ondes **électromagnétiques** (dont fait partie la **lumière**) et les ondes **sonores**.

Les ondes sonores sont des ondes **mécaniques** ; cela signifie qu'elles ont besoin d'un **milieu matériel** pour se propager. Par conséquent, dans le **vide**, il est impossible de transmettre une information via une onde sonore. En revanche, dans un milieu matériel comme l'air qui nous entoure, les ondes sonores peuvent se propager et ce, à la vitesse<sup>6</sup> suivante (arrondie à 2 chiffres significatifs) de :

$$v_{\text{son}} = 340 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$$

En revanche, les ondes électromagnétiques sont des ondes qui, elles, ne nécessitent pas de milieu matériel pour se propager. Elles peuvent tout à fait traverser le vide et ce, à la vitesse exacte de  $c = 299\,792\,458 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$ . On retiendra plus aisément la valeur approchée suivante<sup>7</sup> à 3 chiffres significatifs de la vitesse de la lumière dans le vide ou dans l'air :

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

Si l'échographie utilise les ondes sonores, plus précisément le domaine des **ultrasons** ; la **radiographie**, l'**imagerie par résonance magnétique** (IRM) ou encore la **fibroscopie** se servent quant à elles des ondes électromagnétiques. Les différences de propagation entre les rayons envoyés permettent de représenter des images de l'intérieur d'un corps, à condition d'avoir en tête la relation liant vitesse, distance et durée de parcours :

$$v = \frac{d}{\Delta t}$$

$v$  : **vitesse** ( $\text{m}\cdot\text{s}^{-1}$ )  
 $d$  : **distance** parcourue (m)  
 $\Delta t$  : **durée** du parcours (s)

#### Exemple

Les deux ondes citées, sonores et électromagnétiques, possèdent des vitesses de propagation très différentes. Considérons une distance,  $d = 1,0 \text{ m}$  et intéressons-nous à la durée nécessaire pour que ces deux ondes puissent la parcourir :

$$v_{\text{son}} = \frac{d}{\Delta t}$$

$$\Delta t = \frac{d}{v_{\text{son}}}$$

$$\text{AN : } \Delta t = \frac{1,0}{340}$$

$$\Delta t = 2,9 \cdot 10^{-3} \text{ s} = 2,9 \text{ ms}$$

Le son peut donc parcourir une distance de  $d = 1,0 \text{ m}$  en  $\Delta t = 2,9 \text{ ms}$ .

#### Exemple

En effectuant ce même calcul pour les ondes électromagnétiques, on obtient :

$$c = \frac{d}{\Delta t}$$

$$\Delta t = \frac{d}{c}$$

$$\text{AN : } \Delta t = \frac{1,0}{3,00 \cdot 10^8}$$

$$\Delta t = 3,3 \cdot 10^{-9} \text{ s} = 3,3 \text{ ns}$$

Ce fort écart entre les deux résultats est dû au fait que les vitesses des deux ondes sont différentes ; plus précisément, la vitesse de la lumière s'avère être un million de fois plus élevée que celle du son.

5. Extraire et exploiter des informations concernant la nature des ondes et leurs fréquences en fonction de l'application médicale.

6. Connaître une valeur approchée de la vitesse du son dans l'air.

7. Connaître la valeur de la vitesse de la lumière dans le vide (ou dans l'air).

### 1.4. La réflexion et la réfraction

Quel que soit le type d'onde utilisée, les appareils de mesure se servent avant tout de ses propriétés de **réflexion** et de **réfraction** pour représenter des images de l'intérieur du corps humain<sup>8</sup>.

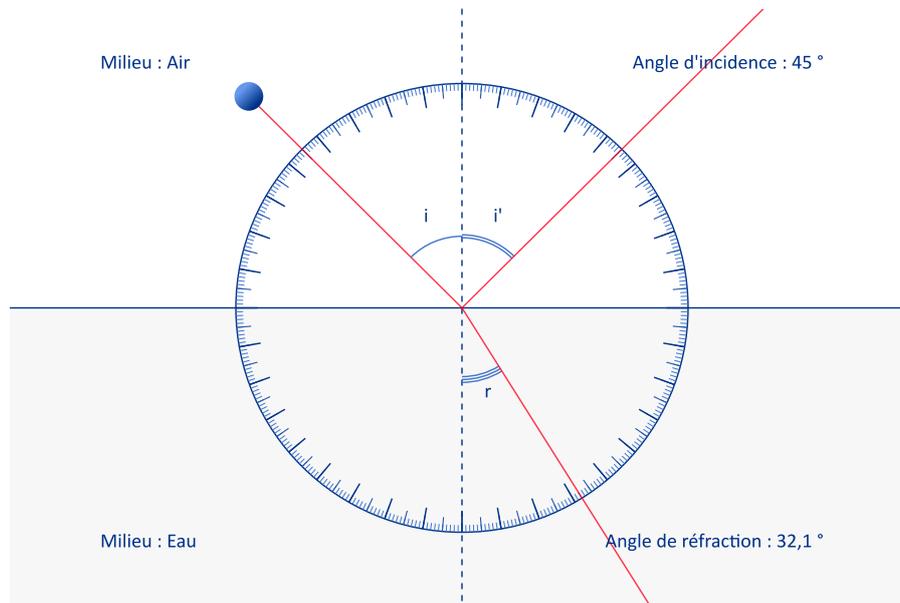


Figure 1.4 – Illustration des phénomènes de réflexion et de réfraction à l'interface entre deux milieux d'indice différent

La réflexion s'observe dès lors qu'un rayon lumineux (dont la propagation est **rectiligne**) atteint une interface, appelée **dioptre**, entre deux milieux différents : à cet endroit, l'onde subit une déviation. Si le rayon incident effectue un angle  $i$  avec la normale au dioptre, le rayon réfléchi formera un angle  $i' = -i$  avec cette même normale.

En ce qui concerne la réfraction, l'interprétation mathématique est plus complexe. Il s'agit d'une déviation du parcours du rayon, mais l'interface est cette fois-ci traversée. Si le rayon incident effectue un angle  $i$  avec la normale au dioptre, alors le rayon réfracté aura un angle  $r$  avec cette même normale.

On attribue conjointement à **Snell** et à **Descartes** la paternité des lois régissant les phénomènes de réflexion et de réfraction. Celles-ci consistent à dire que les rayons incident, réfléchi et réfracté se trouvent dans le même plan (appelé **plan d'incidence**, construit à partir du rayon incident et de la normale au dioptre), que les angles d'incidence et de réflexion sont opposés ( $i' = -i$ ) et que les angles d'incidence et de réfraction satisfont la relation :

$$n_i \sin(i) = n_r \sin(r)$$

$i$  : **angle** d'incidence (°)

$r$  : **angle** de réfraction (°)

$n_i$  : **indice** du milieu incident

$n_r$  : **indice** du milieu réfractant

La valeur de l'indice de réfraction dépend du milieu considéré<sup>9</sup>. Pour l'air, son indice de réfraction est tabulé à  $n_{air} = 1,00$ .

#### Exemple

On souhaite réaliser la mesure de l'indice de réfraction de l'eau. Pour cela, on dispose d'un appareil permettant de mesurer l'angle d'incidence et l'angle de réfraction du rayon d'un **LASER** avant et après sa traversée du dioptre séparant l'air et l'eau. On mesure les angles suivants :  $i = 65,4^\circ$  et  $r = 43,1^\circ$ .

$$n_{eau} \sin(r) = n_{air} \sin(i)$$

$$\Leftrightarrow n_{eau} = \frac{n_{air} \sin(i)}{\sin(r)}$$

$$\text{AN : } n_{eau} = \frac{1,00 \times \sin(65,4)}{\sin(43,1)}$$

$$n_{eau} = 1,33$$

8. Pratiquer une démarche expérimentale pour comprendre le principe de méthodes d'exploration et l'influence des propriétés des milieux de propagation.

9. Pratiquer une démarche expérimentale pour établir un modèle à partir d'une série de mesures et pour déterminer l'indice de réfraction d'un milieu.

Pour une interface entre deux milieux différents, on peut également s'intéresser à l'**évolution** de l'angle de réfraction en fonction de l'angle d'incidence du rayon d'un LASER. Cette évolution suit l'allure suivante :

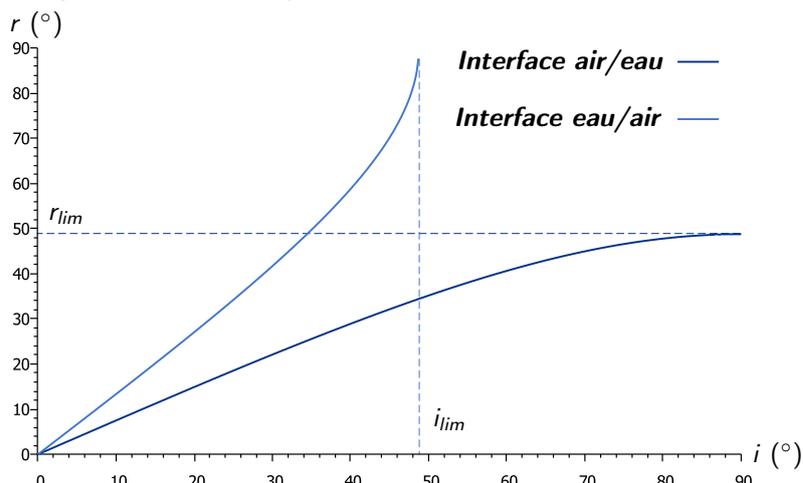


Figure 1.5 – Superposition des évolutions de l'angle de réfraction  $r$  en fonction de l'angle d'incidence  $i$  pour les interfaces air/eau et eau/air

Comme il ne s'agit pas d'une évolution connue et facilement manipulable, il est préférable de se servir de la relation proposée par Snell et Descartes liant les sinus des angles d'incidence et de réfraction. De cette manière, l'évolution correspond à un **modèle linéaire**<sup>10</sup> :

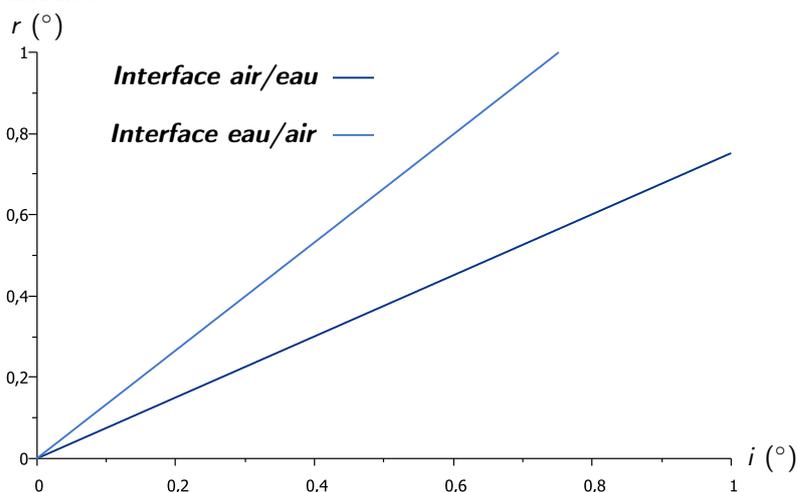


Figure 1.6 – Superposition des évolutions du sinus de l'angle de réfraction  $r$  en fonction du sinus de l'angle d'incidence  $i$  pour les interfaces air/eau et eau/air

### 1.5. La réflexion totale

Dans le cas où le milieu incident possède un indice de réfraction plus élevé que celui du milieu réfractant, c'est-à-dire que  $n_i > n_r$ , alors les angles d'incidence et de réfraction suivront l'inégalité  $i < r$ . En résumé, plus on augmente l'angle d'incidence  $i$ , plus le rayon réfracté se rapproche du dioptre plan. Au moment où l'angle de réfraction est égale à  $r = 90^\circ$ , on aboutit à la disparition<sup>11</sup> du phénomène de réfraction : le rayon lumineux incident ne peut plus traverser l'interface entre les deux milieux.

Ce phénomène s'observe à la piscine : lorsque l'on se trouve sous l'eau et que l'on regarde la surface de l'eau avec un angle d'incidence important, il est impossible de voir à travers cette surface. Ce que l'on observe, bien que l'on regarde vers le haut, est le fond réfléchi de la piscine. Ce phénomène particulier est appelé **réflexion totale** car le rayonnement lumineux est entièrement réfléchi.

Cette propriété des ondes est mises à profit dans les **fibres optiques**. Un rayon lumineux, fortement incliné dans le cœur, reste piégé à l'intérieur car les indices de réfraction des deux matériaux constitutifs respectent l'inégalité

10. Pratiquer une démarche expérimentale sur la réfraction.

11. Pratiquer une démarche expérimentale sur la réflexion totale.

$n_{\text{gaine}} < n_{\text{coeur}}$ . Tant que l'angle d'incidence reste élevé dans le cœur, le rayon subit des réflexions totales successives. Ainsi, on peut transporter une information lumineuse à travers la fibre, d'un point A à un point B.

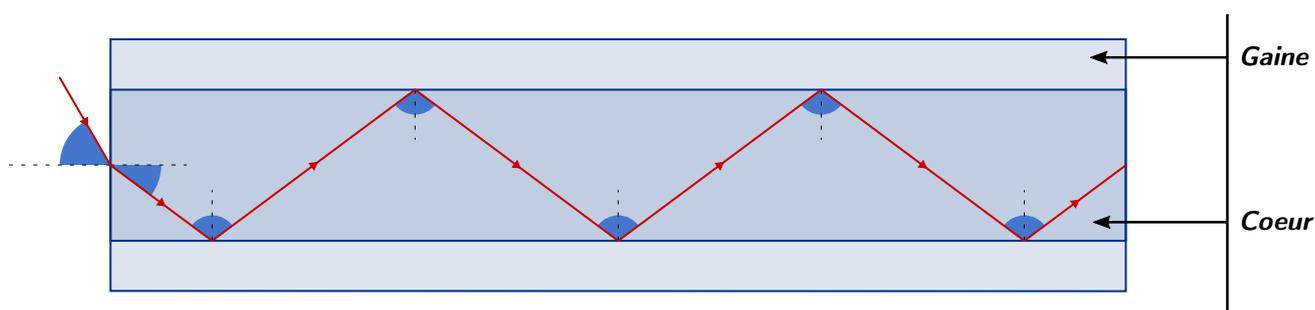


Figure 1.7 – Schéma du trajet parcouru par la lumière à l'intérieur d'une fibre optique

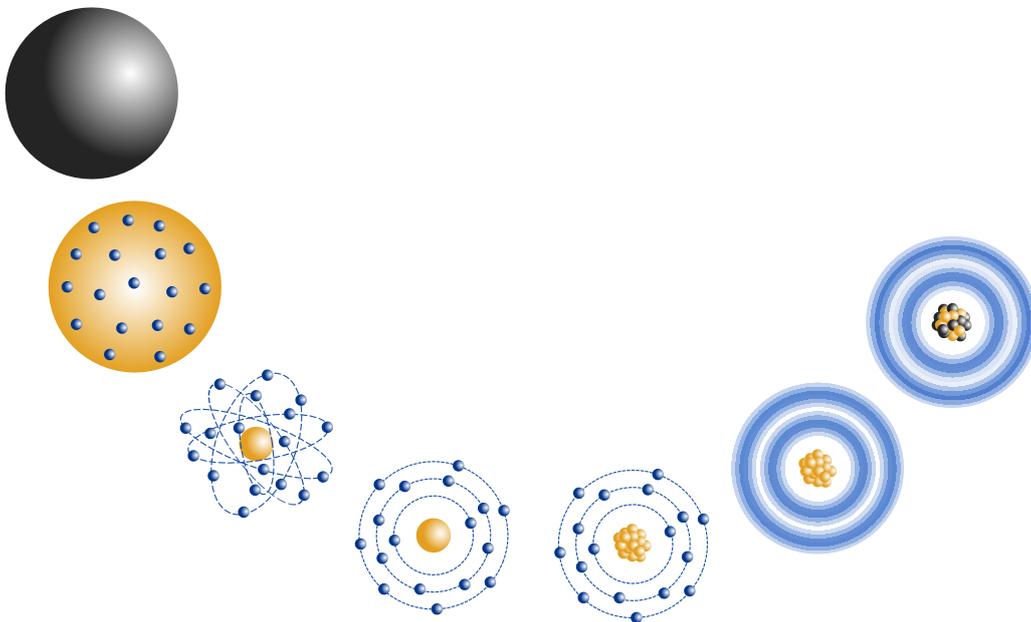
La **fibroscopie** repose sur ce principe ; il s'agit d'un examen médical permettant de visualiser l'intérieur du corps en introduisant par les voies naturelles un tube souple extra-fin appelé **fibroscope**. Il s'agit d'un endoscope souple constitué de fibres optiques, avec une source de lumière et une lentille. Ainsi, on peut éclairer l'intérieur du corps et recueillir les images sans avoir à utiliser de caméra.

## 2. Les apports nécessaires à la santé

---

### 2.1. L'atome

L'**atome** est la plus petite entité de la matière. L'ensemble des choses qui nous entourent en est constitué, du vivant au minéral, des cellules aux plus grandes étoiles... L'atome a une structure composée de deux ensembles distincts : le **noyau** (concentrant plus de 99,98 % de la masse globale de l'atome et l'intégralité des charges positives) et le **cortège électronique** (ou nuage selon les appellations) dans lequel se répartissent les charges électriques négatives. Globalement, l'atome est électriquement **neutre**<sup>1</sup>.



**Figure 2.1** – Évolution de la représentation du modèle de l'atome au cours de l'Histoire (les charges positives sont colorées en jaune, les charges négatives en bleu et les charges neutres en noir)

La représentation de l'atome, appelé modèle atomique, a beaucoup évolué au cours du temps. En 1808, John Dalton reprend l'idée du savant antique Démocrite consistant à dire que la matière est constituée à son échelle la plus petite d'entités **insécables**. Joseph John Thomson, quant à lui, met en évidence en 1897 l'existence de particules électriquement négatives à l'intérieur de l'atome : les **électrons**. Ce n'est qu'en 1911 qu'Ernest Rutherford prouve par l'expérience que l'atome possède également un sous-ensemble électriquement positif : le **noyau**. Dans son esprit, l'atome fonctionne comme un système solaire, avec ses électrons (planètes) orbitant autour d'un noyau central (étoile).

Les deux modèles de l'atome qui suivent correspondent à aux travaux réalisés par Niels Bohr en 1913. La différence substantielle qu'il apporte au précédent modèle est la **quantification** des niveaux d'énergie. Vulgairement, cela signifie que les électrons ne se positionnent pas n'importe comment dans le **nuage électronique** : ils respectent des frontières. Une nouvelle découverte du physicien Ernest Rutherford permet d'enrichir le modèle en précisant que le noyau peut être subdivisé en plusieurs particules de charge positive : les **protons**.

Aujourd'hui, le modèle quantique de Schrödinger s'est imposé : les électrons ne se trouvent plus à des positions précises, en revanche, ils ont des probabilités plus ou moins fortes d'appartenir à des zones du nuage appelées orbitales. On notera la découverte assez tardive des **neutrons** en 1932 par James Chadwick (disciple de Rutherford), particules dont l'existence échappait jusqu'ici aux scientifiques en raison de leur neutralité électrique.

---

1. Savoir que l'atome est électriquement neutre.

Les deux ensembles, le nuage électronique et le noyau, ont des dimensions, des particules qui les constituent, des charges électriques et des masses très différentes. Ces particules sont au nombre de trois, dont les caractéristiques sont évoquées dans le tableau <sup>2</sup>.

	<b>Nucléon</b>		<b>Électron</b>
	<b>Proton</b>	<b>Neutron</b>	
<b>Masse</b>	1,6726.10 <sup>-27</sup> kg	1,6749.10 <sup>-27</sup> kg	9,1094.10 <sup>-31</sup> kg
<b>Charge</b>	1,602.10 <sup>-29</sup> C	0,000 C	-1,602.10 <sup>-29</sup> C
<b>Position</b>	Dans le noyau	Dans le noyau	Dans le cortège

**Table 2.1** – Table des particules et caractéristiques physiques

Pour satisfaire la **neutralité électrique** de l'atome, celui-ci possède autant de charges positives que de charges négatives : autrement dit, l'atome doit avoir autant de protons que d'électrons. Cette règle importante permettra, entre autres, d'étudier plus précisément comment se répartissent les électrons à l'intérieur du nuage électronique.

On peut d'ailleurs remarquer que la masse des **nucléons** (qui regroupent à la fois les protons et les neutrons) est très différente de celle des électrons. Un rapide calcul permet de se représenter les choses :

$$r = \frac{m_{\text{proton}}}{m_{\text{electron}}}$$

$$\text{AN : } r = \frac{1,6726 \cdot 10^{-27}}{9,1094 \cdot 10^{-31}}$$

$$r = 1836,1$$

On peut constater que la masse des électrons est environ 2000 fois plus faible que celle des nucléons. C'est ce rapport qui explique que l'on considère que toute la masse de l'atome est concentrée dans son noyau <sup>3</sup>.

## 2.2. Les éléments chimiques

Dès les premiers développements de la chimie, la question s'est posée de rassembler de manière simple et logique les entités de la matière. De cette volonté est née la **classification périodique** des **éléments chimiques**, tableau incluant tous les éléments connus.

Ce n'est qu'en 1869 que, pour la première fois, une classification des éléments chimiques tient compte de **propriétés physico-chimiques** récurrentes. Le chimiste à l'origine de cette représentation est le scientifique russe Dmitri Mendeleïev. Il propose à l'époque une classification tenant compte à la fin de l'évolution des masses atomiques mais également des familles présentant une certaine périodicité en termes de propriétés. C'est le point de départ de notre classification actuelle.

Le tableau présente l'ensemble des éléments chimiques connus aujourd'hui. Par ligne, les éléments sont classés suivant leur **numéro atomique** (ordre croissant) ; par colonne, ce sont les **familles** qui sont mises en avant. Ainsi, on classe tous les éléments de la dernière colonne sous l'appellation de **gaz nobles**. Les deux autres grandes familles sont les **alcalins** (première colonne) et les **halogènes** (avant-dernière colonne) <sup>4</sup>.

Une case du tableau correspond donc à un **élément chimique** : celui-ci rassemble tous les atomes possédant un même numéro atomique  $Z$  <sup>5</sup>, ainsi que tous les ions monoatomiques dont on parlera par la suite.

## 2.3. La notation des éléments chimiques

Chaque élément chimique possède son propre symbole <sup>6</sup>. Il s'agit d'une lettre latine majuscule avec, dans certains cas, une seconde (voire une troisième) lettre latine minuscule. Lorsque l'on parle d'un atome (et par extension, d'un

2. Connaître la constitution d'un atome et de son noyau.

3. Savoir que la masse de l'atome est pratiquement égale à celle de son noyau.

4. Utiliser la classification périodique pour retrouver la charge des ions monoatomiques.

5. Savoir que le numéro atomique caractérise l'élément.

6. Connaître le symbole de quelques éléments.

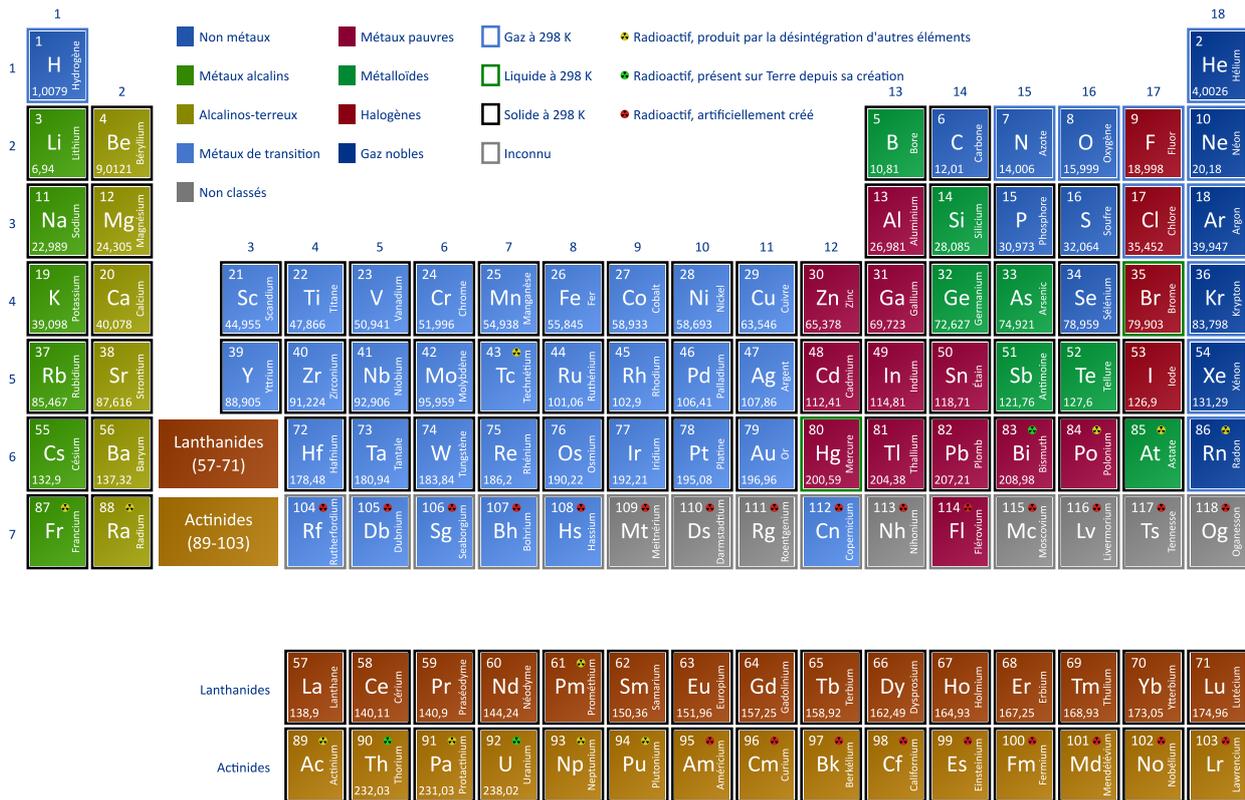


Figure 2.2 – Tableau périodique des 118 éléments chimiques connus à ce jour

ion monoatomique), on désigne également deux autres nombres correspondant à son numéro atomique  $Z$  et son nombre de masses  $A$  :

$${}^A_ZX$$

$X$  : **symbole** de l'élément chimique  
 $Z$  : **numéro atomique** de l'élément chimique  
 $A$  : **nombre de masses**

Le **numéro atomique**  $Z$  correspond au nombre de protons présents dans le noyau de l'atome. C'est ce nombre, et uniquement celui-ci, qui permet de distinguer les éléments chimiques les uns avec les autres. Par conséquent, évoquer à la fois le symbole de l'élément chimique et son numéro atomique est un pléonasse. Toutefois, par convention et par souci de clarté, on préfère préciser ces deux choses dans la notation symbolique <sup>7</sup>.

Le **nombre de masses**  $A$  correspond au nombre de nucléons, c'est-à-dire toutes les particules présentes dans le noyau de l'atome (neutrons et protons). Celui-ci n'est pas propre à l'élément chimique. À partir de ces deux nombres, (numéro atomique et nombre de masses), on peut également remonter au nombre de neutrons :

$$N = A - Z$$

$N$  : nombre de **neutrons**  
 $A$  : nombre de **nucléons**  
 $Z$  : nombre de **protons**

Au final, on retiendra que la notation symbolique complète de l'atome renseigne avant tout sur la composition de son noyau.

## 2.4. Les isotopes

Pour un même élément chimique, il peut exister, à l'état naturel ou à l'état synthétique, une multitude d'**atomes** différents. Ceux-ci, comme on l'a dit précédemment, possèdent forcément le même numéro atomique  $Z$  ; en revanche, le **nombre de masses**  $A$  peut être très différent.

Ce tableau présente les trois formes existantes du carbone, corrélées avec leur proportion respective sur la Terre. Le carbone 12, notée  ${}^{12}_6\text{C}$ , est l'atome présent majoritairement ; pour les atomes de carbone 13 et 14,  ${}^{13}_6\text{C}$  et  ${}^{14}_6\text{C}$ , ceux-ci sont minoritaires. Le carbone 14 l'est d'autant plus qu'étant radioactif, celui-ci se désintègre spontanément

7. Connaître et utiliser le symbole  ${}^A_ZX$ .

	<i>Isotopes</i> du carbone		
	<i>Carbone 12</i>	<i>Carbone 13</i>	<i>Carbone 14</i>
<i>Notation</i>	${}^{12}_6\text{C}$	${}^{13}_6\text{C}$	${}^{14}_6\text{C}$
<i>Numéro atomique</i>	$Z = 6$	$Z = 6$	$Z = 6$
<i>Nombre de masses</i>	$A = 12$	$A = 13$	$A = 14$
<i>Nombre de neutrons</i>	$N = 6$	$N = 7$	$N = 8$
<i>Abondance sur Terre</i>	98,96 %	1,07 %	trace

Table 2.2 – Table des isotopes de l'élément chimique carbone

au cours du temps.

Ces atomes possèdent donc le même numéro atomique puisqu'ils appartiennent à l'élément chimique carbone ; toutefois, les nombres de masses  $A$  sont différents. Ces atomes sont qualifiés d'**isotopes** entre eux.

Deux atomes sont dits **isotopes** lorsque ceux-ci possèdent le même numéro atomique  $Z$  (donc ils appartiennent au même élément chimique) mais des nombres de masse  $A$  différents.

## 2.5. La configuration électronique

Comme on l'a étudié précédemment, la représentation de l'atome a évolué au fil des découvertes historiques. En 1913, Niels Bohr propose une représentation qui tient compte de la quantification de l'énergie des électrons ; autrement dit, les **électrons** ne se trouvent pas tous au même niveau dans le **nuage électronique**.

Les électrons sont donc positionnés d'une certaine manière au sein de l'atome et leur nombre évolue en fonction de la couche dans laquelle ils sont placés. On désigne par convention la première couche par la lettre ( $K$ ) entre parenthèses (provenant du terme allemand *Kernel* signifiant noyau) ; les couches suivantes suivent l'ordre alphabétique.

Chaque couche peut posséder  $2n^2$  électrons : cela signifie que pour la première couche ( $K$ ), celle-ci peut contenir au maximum  $2 \times 1^2 = 2$  électrons. Pour la deuxième couche ( $L$ ), on peut y placer au maximum  $2 \times 2^2 = 8$  électrons et pour la troisième couche ( $M$ ), celle-ci peut avoir au maximum  $2 \times 3^2 = 18$  électrons.

Si l'on ne va pas au-delà des ces trois premières couches (les suivantes présentent des règles de répartition nettement plus complexes), les électrons se positionnent toujours dans la couche électronique la plus proche du noyau de l'atome. Toutefois, si celle-ci est déjà remplie, on passe à la suivante. On note en exposant, pour chaque couche, le nombre d'électrons qu'elle contient. Cette répartition est appelée **configuration électronique** (ou structure électronique suivant les appellations).

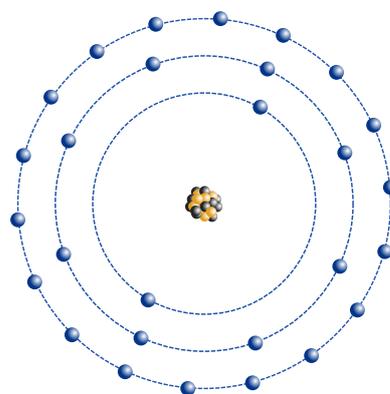


Figure 2.3 – Répartition des électrons dans les couches électroniques pour une entité monoatomique possédant 28 électrons

### Exemple

On peut prendre l'exemple de l'atome de magnésium  ${}_{12}\text{Mg}$ . Son numéro atomique est égale à  $Z = 12$  ; en raison de la neutralité électrique des atomes, cette entité possède autant de charges positives que de charges négatives. Il possède alors 12 électrons ; la configuration électronique de l'atome de magnésium est donc :

$$(K)^2(L)^8(M)^2$$

### Exemple

Autre exemple, l'atome de carbone  ${}_6\text{C}$  a pour numéro atomique  $Z = 6$ . Par le même raisonnement, on aboutit donc à 6 électrons. La configuration électronique de l'atome de carbone est donc :

$$(K)^2(L)^4$$

## 2.6. Les règles du duet et de l'octet

Hormis le cas particulier des gaz nobles (éléments chimique faisant partie de la dernière colonne), les atomes ne sont pas **stables**. Naturellement, ces derniers vont chercher à acquérir la **configuration électronique** du gaz noble le plus proche d'eux dans la classification périodique. Pour ce faire, chaque atome va donc tendre à respecter l'une des deux règles<sup>8</sup> du **duet** ou de l'**octet** en **libérant** ou en **gagnant** un certain nombre d'électrons dans sa dernière couche électronique appelée **couche externe**<sup>9</sup>.

**Règle de l'octet** : Tout élément chimique possédant, à l'état atomique, une configuration électronique dont la couche externe présente moins ou plus de 8 électrons va privilégier une forme lui permettant de perdre ou de gagner des électrons afin d'atteindre ce nombre. Ce gain ou cette perte lui permettra d'acquérir la même configuration électronique que le gaz noble le plus proche de lui.

### Exemple

Par exemple, l'atome d'oxygène  ${}_8\text{O}$  a pour configuration électronique  $(K)^2(L)^6$  : cet atome ne respecte pas la règle de l'octet. Le gaz noble le plus proche de lui est le néon  ${}_{10}\text{Ne}$ , de structure électronique  $(K)^2(L)^8$ . On remarque que le néon, lui, possède bel et bien 8 électrons dans sa couche externe : il respecte la règle de l'octet et s'avère particulièrement stable. Pour se stabiliser, l'atome d'oxygène doit donc gagner deux électrons.

### Exemple

Autre exemple, l'atome de calcium  ${}_{20}\text{Ca}$  possède une structure électronique  $(K)^2(L)^8(M)^{10}$ . Il ne respecte pas la règle de l'octet. Le gaz noble le plus proche s'avère être l'argon  ${}_{18}\text{Ar}$ , sur la période précédente de la classification périodique. Sa structure électronique étant  $(K)^2(L)^6(M)^8$ , l'atome de calcium va donc tendre à perdre deux électrons pour acquérir cette même structure.

Toutefois, si dans la plupart des cas il s'agit bien de respecter la règle de l'octet, ce n'est pas le cas de certains éléments chimiques dont le numéro atomique  $Z$  est petit (entre  $Z = 1$  et  $Z = 5$ ). Le gaz noble le plus proche d'eux s'avère être l'hélium  ${}_2\text{He}$ , de configuration électronique  $(K)^2$ . Du fait de ce nombre d'électrons maximal pouvant être atteint pour la couche  $(K)$ , on applique dès lors la règle du **duet**.

**Règle du duet** : Tout élément chimique proche de l'hélium va tendre à acquérir une configuration électronique constituée uniquement de deux électrons pour se stabiliser.

### Exemple

Le lithium  ${}_3\text{Li}$  est l'un des éléments chimiques se trouvant au début de la classification périodique. Son numéro atomique étant  $Z = 3$ , cet élément va chercher à passer de la structure électronique  $(K)^2(L)^1$  à  $(K)^2$ . Pour cela, cet élément va céder un électron à son environnement.

## 2.7. Les ions monoatomiques

Céder ou gagner des électrons (en vue de respecter l'une des deux règles du duet ou de l'octet) peut être réalisé par un élément chimique en formant, non pas un atome de charge électrique nulle, mais un **ion monoatomique**<sup>10</sup> qui lui, en revanche, possède une charge électrique globale **non nulle** en raison de la différence entre le nombre d'électrons et le nombre de protons.

Lorsqu'un élément chimique cède des électrons, il se sépare d'un certain nombre de charges négatives par rapport à son état atomique. Dans ce cas-là, l'ion monoatomique formé possède davantage de charges positives (protons) que de charges négatives (électrons) : globalement, il acquiert une charge électrique positive : on parle d'un **cation**.

À l'inverse, si l'élément chimique acquiert des électrons par rapport à son état atomique, la charge globale devient négative. Dans ce cas-là, on parle donc d'**anion**.

### Exemple

À titre d'exemple, on peut étudier l'élément chimique chlore de numéro atomique  $Z = 17$ . Sa structure électronique à l'état atomique est  $(K)^2(L)^8(M)^7$  ; par conséquent, il ne respecte pas la règle de l'octet car sa couche externe ne possède que 7 électrons. Pour gagner en stabilité, cet élément chimique va donc tendre à gagner un électron supplémentaire de façon à obtenir la configuration électronique  $(K)^2(L)^8(M)^8$  ; dès lors, le bilan des charges de cette entité chimique est négatif (une charge négative supplémentaire), il se forme donc un ion monoatomique de type anion. On écrit cet anion :

8. Connaître et appliquer les règles du duet et de l'octet pour rendre compte des charges des ions monoatomiques usuels.

9. Dénombrer les électrons de la couche externe.

10. Utiliser la classification périodique pour retrouver la charge des ions monoatomiques.

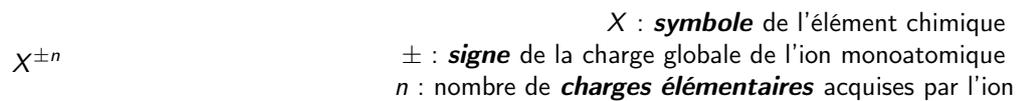


### Exemple

Pour l'élément chimique béryllium, le numéro atomique est égal à  $Z = 4$ . Sa configuration électronique est donc  $(K)^2(L)^2$ . Cet élément chimique, sous sa forme atomique, ne respecte pas la règle du duet (car il s'agit d'un élément faisant partie des premières cases de la classification périodique) : en effet, il possède deux électrons en trop. Pour se stabiliser, et ainsi acquérir la même structure électronique que l'hélium (gaz noble le plus proche de lui), cet élément chimique peut donc céder deux électrons à son environnement afin d'obtenir la configuration électronique  $(K)^2$  : de cette façon, il acquiert une charge globale positive (cation) de deux charges élémentaires, soit l'ion monoatomique :



On retiendra donc que, pour symboliser les ions monoatomiques, on utilise par convention :



## 3. La préparation des médicaments

### 3.1. Les médicaments au quotidien

Les **médicaments** prescrits par les médecins ont pour but de prévenir ou de guérir d'éventuelles maladies. Leur élaboration repose en grande partie sur la **chimie organique**, pan de la discipline s'intéressant exclusivement aux molécules du vivant dont on détaillera les caractéristiques par la suite.

De nombreuses molécules médicamenteuses sont présentes à l'**état naturel** : c'est le cas notamment de l'acide acétylsalicylique, plus communément connue sous le nom d'aspirine et que l'on retrouve dans l'écorce de saule. En revanche, le paracétamol n'existe pas à l'état naturel ; il s'agit d'une molécule **artificielle**. Cette distinction est importante car pour les molécules naturelles, il est possible de les extraire ; ce qui n'est pas le cas pour les molécules artificielles.

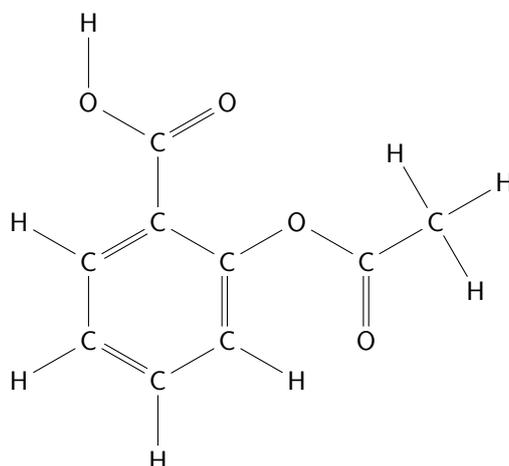


Figure 3.1 – Molécule d'aspirine

Toutefois, l'extraction seule des molécules médicamenteuses ne peut pas toujours subvenir aux besoins du marché, ni être suffisamment rentable du point de vue des coûts de production<sup>1</sup>. C'est pour cela que les industriels de la pharmacologie ont recours, lorsque c'est possible, à la **synthèse** chimique des molécules. Cette méthode consiste à se servir de molécules plus accessibles (et moins chères), d'effectuer une série de réactions chimiques dans le but de produire la molécule désirée.

Tous les médicaments vendus en pharmacie sont pourvus d'une **formulation** sur laquelle est inscrite de nombreuses informations<sup>2</sup> concernant les constituants qui les composent. En premier lieu est mentionné le **principe actif**, c'est-à-dire la molécule présentant un ou plusieurs effets thérapeutiques. En général, on précise les propriétés curatives ou préventives dont le principe actif fait l'objet. Toutefois, un médicament n'est pas seulement constitué de cette molécule ; en réalité, s'ajoutent à cette formulation de nombreux autres composants, appelés **excipients**, qui ont pour rôle de favoriser l'absorption du principe actif en améliorant la forme, le goût, l'odeur et la texture du médicament.

### 3.2. La solubilité des médicaments

Si certains médicaments se présentent sous une forme solide (comprimé ou gélule par exemple), d'autres en revanche se trouvent en **solution** buvable ou injectable, c'est-à-dire que la molécule, à l'origine solide dans les conditions de température et de pression normales, a été **dissoute** de façon à favoriser l'absorption du principe actif.

1. Comprendre le rôle de la chimie de synthèse.  
2. Analyser la formulation d'un médicament.

Les mécanismes responsables de la dissolution d'un soluté solide sont hors programme ; toutefois, il est important de préciser que lors de la dissolution, les atomes, ions ou molécules qui composent le soluté se séparent les uns des autres pour emplir l'intégralité du volume de la solution<sup>3</sup>.

En termes de vocabulaire, un **soluté** désigne une substance chimique (solide, liquide ou gazeuse) minoritaire dans une phase liquide. Cette substance est **dissoute**. En revanche, le **solvant** se rapporte à l'espèce chimique majoritaire : il s'agit d'une substance à l'**état liquide** dans les conditions de l'expérience. L'ensemble forme ce que l'on nomme la **solution**, composée du solvant majoritaire et de solutés minoritaire.

La notion de **solubilité** se rapporte à la capacité d'un soluté à se dissoudre dans un solvant. Certaines substances chimiques peuvent se dissoudre dans un solvant **aqueux** ; d'autres non. De même, certaines substances vont pouvoir se solubiliser dans un solvant organique (comme l'éthanol, l'acétone, le dichlorométhane, le cyclohexane...) ; d'autres non. Et c'est justement sur ces différences de solubilités que repose l'**extraction liquide-liquide**<sup>4</sup> par solvant extracteur.

En pharmacologie, au terme d'une synthèse chimique, il peut arriver que plusieurs substances soient **solubilisées** dans le solvant et que, parmi elles, on retrouve des molécules ou des ions qui présentent un caractère toxique pour l'homme. Dans ce cas, il convient de **séparer** ces substances en se servant de leurs propriétés de **solubilité**. Pour ce faire, il faut choisir un **solvant extracteur** qui réponde à trois critères :

- il doit être **non miscible** avec le solvant du milieu réactionnel (c'est-à-dire qu'il ne doit pas former de mélange homogène, comme l'eau et l'huile).
- le soluté qui nous intéresse doit être avoir une solubilité plus importante avec ce solvant extracteur qu'avec le solvant du milieu réactionnel.
- les autres solutés qui ne nous intéressent pas doivent avoir une solubilité faible, voire nulle, avec le solvant extracteur.

Dans le cadre du niveau de seconde, on simplifiera les différents solvants en considérant que le solvant du milieu réactionnel est l'eau (solvant **aqueux**) et que le solvant extracteur est un solvant **organique** quelconque.

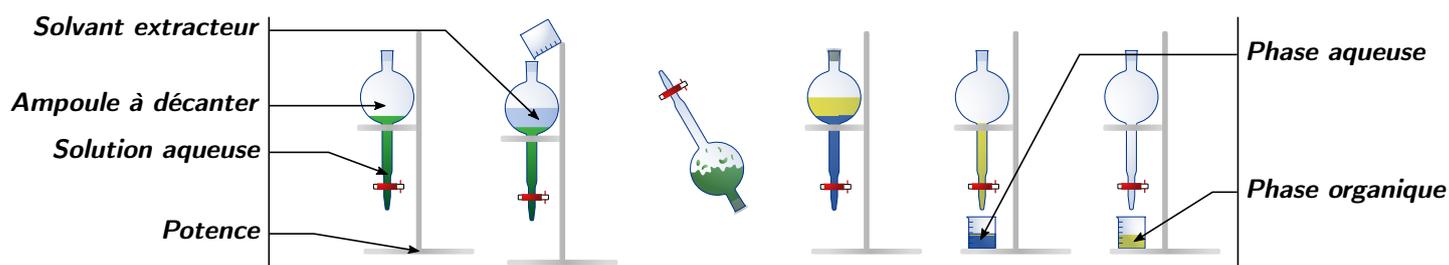


Figure 3.2 – Schéma d'une extraction liquide-liquide par utilisation d'un solvant extracteur (la phase organique est située dans la partie supérieure du mélange hétérogène ; la phase aqueuse dans la partie inférieure)

### Protocole

- Verser la **solution aqueuse** que l'on désire séparer dans une **ampoule à décanter**<sup>5</sup>.
- Rajouter un volume approximativement équivalent de **solvant extracteur**.
- Fermer l'ampoule à décanter avec un bouchon, la renverser et agiter. Dégazer régulièrement de façon à stabiliser la pression à l'intérieur de l'ampoule en ouvrant et en refermant le robinet.
- Laisser les deux phases (organique et aqueuse) se séparer par **décantation**.
- Vider la **phase aqueuse** dans un bécher.
- Vider la **phase organique** dans un autre bécher.

Suivant la phase qui nous intéresse (celle où se trouve la substance chimique désirée), on privilégiera la pureté de l'une ou de l'autre. Dans le schéma proposé, il s'agit de la phase organique au-dessus ; par conséquent, le bécher récupérant la phase aqueuse est légèrement **pollué** afin que l'ampoule à décanter ne contienne plus le solvant aqueux. Toutefois, dans certains cas, c'est l'inverse qui doit être réalisé.

D'autre part, les phases organique et aqueuse ne se trouvent pas forcément dans le même ordre que présenté ci-dessus. Le paramètre physico-chimique qui nous permettra de statuer sur les positions des phases est la **densité**, notée  $d$ , que l'on détaillera par la suite. Si deux liquides non-miscibles forment un **mélange hétérogène**, la phase supérieure correspond au solvant de moindre densité tandis que la phase inférieure correspond au solvant dont la densité est la plus élevée.

3. Savoir qu'une solution peut contenir des molécules ou des ions.

4. Élaborer et mettre en œuvre un protocole d'extraction à partir d'informations sur les propriétés physiques des espèces chimiques recherchées.

### 3.3. La concentration massique

Si les molécules médicamenteuses comme l'aspirine ou le paracétamol permettent de soulager la douleur, à haute dose, ces deux principes actifs peuvent tout aussi bien engendrer des complications graves, voire létales. Il est d'ailleurs fortement recommandé de suivre la **posologie** prescrite par le médecin et/ou de se renseigner auprès de son pharmacien pour éviter tout abus.

En réalité, la posologie repose sur la notion de **concentration**<sup>6</sup>. Au terme de cette partie, on abordera exclusivement la concentration dite massique, relative à la masse de soluté par unité de solution.

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

$c_{m_{\text{soluté}}}$  : **concentration massique** du soluté ( $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$ )  
 $m_{\text{soluté}}$  : **masse** de soluté (g)  
 $V_{\text{solution}}$  : **volume** de la solution (L)

Cette grandeur permet donc de déduire, lorsqu'elle est connue, la masse de soluté quel que soit le volume de solution à disposition. Il s'agit d'un outil essentiel dans la réalisation de solutions médicamenteuses car elle permet aux médecins d'évaluer avec pertinence l'impact d'un médicament sur un organisme.

#### Exemple

Pour fabriquer une solution de concentration massique  $c_m = 1,5 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$  en soluté et de volume  $V_{\text{solution}} = 100 \text{ mL}$ , il faut peser :

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

$$\Leftrightarrow m_{\text{soluté}} = c_m V_{\text{solution}}$$

**AN :**  $m_{\text{soluté}} = 1,5 \times 100 \cdot 10^{-3}$

$m_{\text{soluté}} = 1,5 \cdot 10^{-1} \text{ g}$

### 3.4. La dissolution et la dilution

Pour réaliser des solutions à concentration massique imposée, le protocole de **dissolution**<sup>7</sup> s'appuie sur un certain nombre d'étapes essentielles :

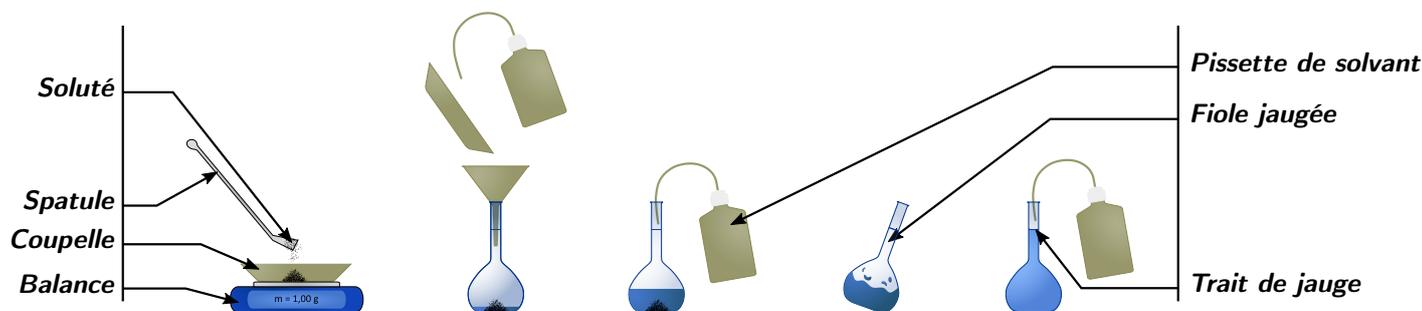


Figure 3.3 – Schéma par étapes de la dissolution précise d'un soluté

#### Protocole

- Peser, dans une coupelle, la masse de soluté  $m_{\text{soluté}}$  à l'aide d'une balance.
- Verser cette masse de soluté à l'intérieur d'une fiole jaugée de volume  $V_{\text{solution}}$  et rincer la coupelle et l'entonnoir avec le solvant pour éviter les pertes.
- Remplir approximativement la fiole jaugée jusqu'au premier tiers avec le solvant.
- Agiter pour accélérer la dissolution du soluté.
- Remplir la fiole jaugée de solvant jusqu'au trait de jauge pour obtenir la solution de concentration massique

$$c_{m_{\text{soluté}}}$$

De cette manière, la solution obtenue possède un volume fixé  $V_{\text{solution}}$  et une masse de soluté introduite  $m_{\text{soluté}}$  également connue. La concentration massique se déduit à partir de la formule précédemment étudiée.

6. Connaître et exploiter l'expression de la concentration massique d'une espèce moléculaire ou ionique dissoute.

7. Élaborer ou mettre en œuvre un protocole de dissolution.

Bien que la dissolution soit plutôt commode d'utilisation, il s'avère qu'en pratique, les chimistes ont très souvent recours à la **dilution**<sup>8</sup>. Cette technique expérimentale repose essentiellement sur le fait qu'une concentration massique donnée peut être diminuée en rajoutant un certain volume de solvant. De cette manière, si l'on possède une solution initiale appelée **solution mère** dont la concentration massique est supérieure à celle de la solution que l'on désire fabriquer, appelée **solution fille**, le protocole expérimental s'avère plus rapide à réaliser.

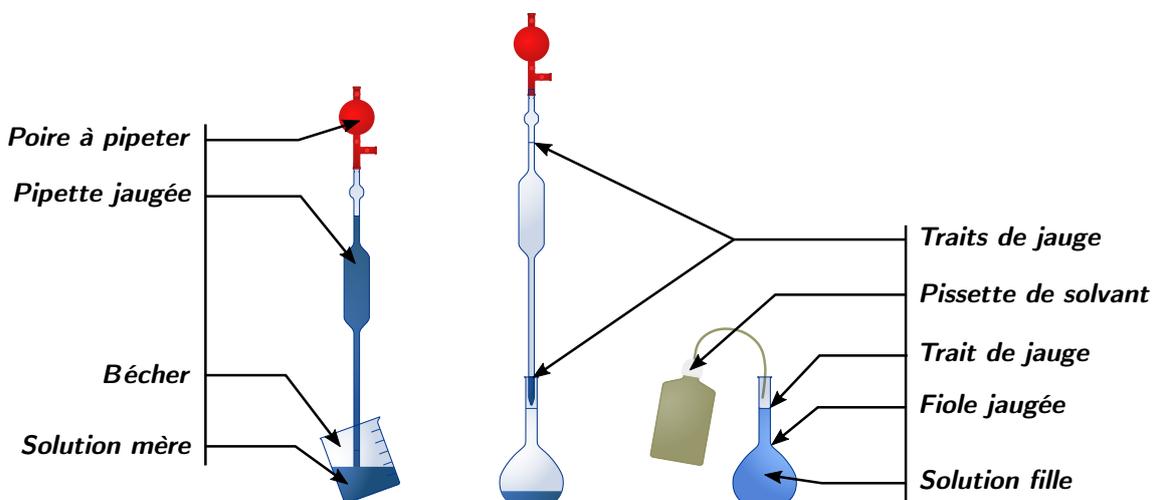


Figure 3.4 – Schéma par étapes de la dilution d'une solution

### Protocole

- Prélever un volume  $V_{mère}$  de solution mère à la concentration massique  $c_{mère}$ .
- Verser le volume  $V_{mère}$  dans une fiole jaugée de volume  $V_{fille}$ .
- Compléter la fiole jaugée avec le solvant jusqu'au trait de jauge de façon à obtenir la solution fille de concentration massique  $c_{fille}$ .

Suivant les données disponibles ou souhaitées, on peut se servir de la relation suivante pour calculer les grandeurs utiles à la réalisation du protocole. Il s'agit d'une formule qui découle de la conservation de la masse de soluté au cours de la dilution. Ces masses sont respectivement égales pour les solutions mère à  $m = c_{mère} V_{mère}$  et fille à  $m = c_{fille} V_{fille}$  :

$$c_{mère} V_{mère} = c_{fille} V_{fille}$$

$c_{mère}$  : **concentration massique** de la solution mère utilisée ( $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$ )  
 $V_{mère}$  : **volume** de solution mère prélevé (L)  
 $c_{fille}$  : **concentration massique** obtenue de solution fille ( $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$ )  
 $V_{fille}$  : **volume** de la solution fille obtenue (L)

### Exemple

À partir d'une solution concentrée  $c_{mère} = 20,0 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ , on souhaite réaliser une solution  $c_{fille} = 4,00 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ , c'est-à-dire une solution dont la concentration massique est cinq fois plus faible. Pour cela, on a dans le laboratoire une fiole jaugée de volume  $V_{fille} = 250 \text{ mL}$ . Le volume qu'il faut prélever est donc :

$$c_{mère} V_{mère} = c_{fille} V_{fille}$$

$$\Leftrightarrow V_{mère} = \frac{c_{fille} V_{fille}}{c_{mère}}$$

$$\text{AN : } V_{mère} = \frac{4,00 \times 250 \cdot 10^{-3}}{20,0}$$

$$V_{mère} = 5,00 \cdot 10^{-2} \text{ L} = 50,0 \text{ mL}$$

## 3.5. L'échelle de teinte

Pour déterminer une concentration massique inconnue, il n'existe pas de méthode précise au programme de seconde. En revanche, il est possible d'en déterminer un **encadrement** en se basant sur le principe de l'**échelle de teinte**<sup>9</sup>.

8. Élaborer ou mettre en œuvre un protocole de dilution.

9. Pratiquer une démarche expérimentale pour déterminer la concentration d'une espèce (échelle de teinte, méthode par comparaison).

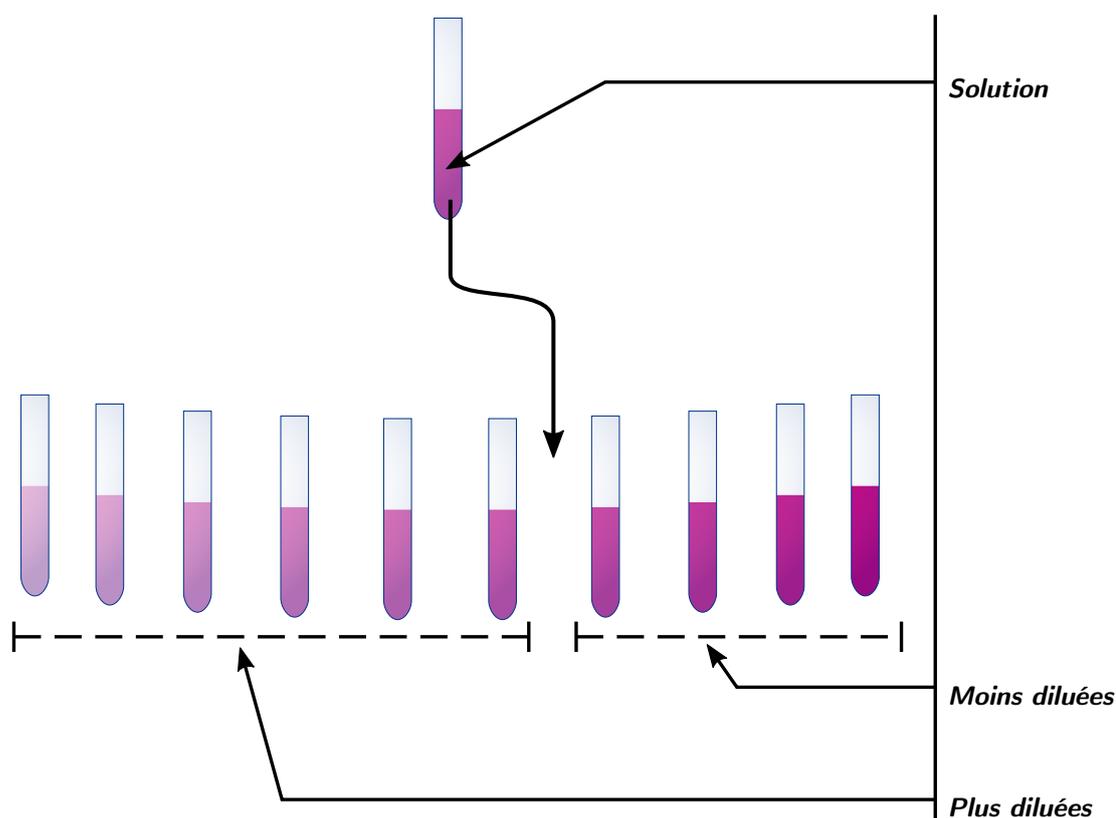


Figure 3.5 – Principe de l'échelle de teinte pour une solution violette

Cette méthode consiste à se servir de la relation empirique entre la **clarté de coloration** d'une solution et sa **concentration** en soluté. Plus la concentration d'un soluté coloré est élevée, plus la coloration est foncée ; à l'inverse, plus la concentration est faible, plus la coloration est claire. À partir de cette méthode, on peut estimer **visuellement** entre quelles solutions (dont on connaît les concentrations massiques) la solution de concentration inconnue peut se placer.

L'échelle de teinte nécessite donc que l'on fabrique par dilution un certain nombre de solutions pour avoir une échelle suffisamment riche. On **minimise** l'imprécision en concevant des solutions de plus en plus rapprochées en termes de concentration. Toutefois, cette technique est limitée par la capacité de la vision humaine à distinguer deux colorations proches.

### 3.6. L'identification des médicaments

Une autre thématique liée à la synthèse des molécules médicamenteuses dans les laboratoires pharmaceutiques consiste à **identifier**<sup>10</sup> les produits obtenus. Pour cela, il existe une grande variété de techniques expérimentales qui reposent sur la détermination d'un **paramètre physico-chimique** propre à la molécule ou bien à la réactivité de celle-ci.

La mesure d'un **indice de réfraction** peut conduire un expérimentateur à identifier la nature d'un solvant si cette dernière est a priori inaccessible. On peut également avoir recours, dans le cas de substances solides, à la mesure du **point de fusion** qui consiste à déterminer la température à laquelle on observe une transition entre l'état **solide** et l'état **liquide**.

La mesure de la **masse volumique**, notée  $\rho$ , est également utilisée dans le cas de la détermination de la nature d'un solvant ou pour vérifier la pureté d'un liquide synthétisé. Cette masse volumique correspond à la masse d'une substance par unité de volume de cette même substance. Autrement dit, la détermination de la masse volumique repose sur la mesure de la masse et du volume d'un échantillon<sup>11</sup> puis par la relation :

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

$\rho$  : **masse volumique** de l'échantillon ( $\text{g}\cdot\text{mL}^{-1}$ )  
 $m$  : **masse** de l'échantillon (g)  
 $V$  : **volume** de l'échantillon (mL)

10. Mettre en œuvre un protocole expérimental pour réaliser la synthèse d'une molécule et son identification.

11. Déterminer la masse d'un échantillon à partir de sa densité, de sa masse volumique.

Par convention, on introduit une autre grandeur appelée **densité** et notée  $d$  qui permet de comparer la masse volumique de l'échantillon avec celle de l'eau qui est égale à  $\rho_{eau} = 1,00 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$ . Cette comparaison s'effectue à partir de la formule :

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

$d$  : **densité**  
 $\rho$  : **masse volumique** de l'échantillon ( $\text{g}\cdot\text{mL}^{-1}$ )  
 $\rho_{eau}$  : **masse volumique de l'eau** ( $\text{g}\cdot\text{mL}^{-1}$ )

Ainsi, en mesurant la densité et en la comparant aux valeurs tabulées que l'on peut trouver dans la littérature, on peut identifier la nature du liquide en question.

Toutefois, la technique d'identification à laquelle on va s'intéresser dans cette partie est la **Chromatographie sur Couche Mince**, abrégée CCM. Il s'agit d'une identification reposant sur la différence de **migration** par capillarité de molécules sur une **plaque de silice**, entraînées par un mélange de solvants appelé **éluant**. En solution, ces molécules sont ainsi plus ou moins liées avec l'éluant et elles vont donc avoir plus ou moins de difficultés à migrer. La CCM repose sur le protocole suivant <sup>12</sup> :

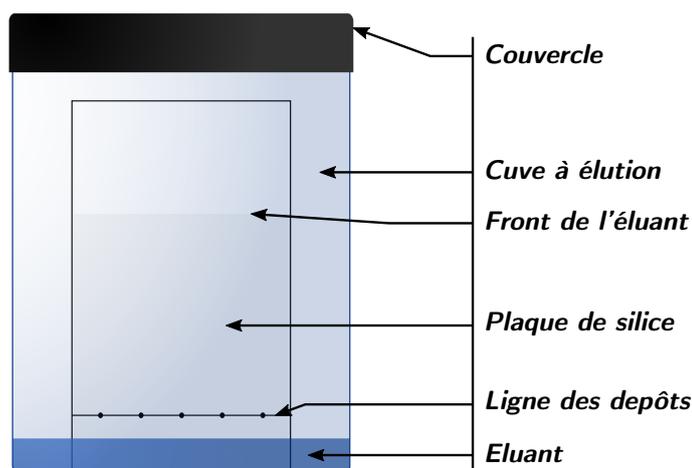


Figure 3.6 – Schéma d'une CCM

### Protocole

- Tracer, le plus légèrement possible, un trait horizontal sur la plaque de silice à environ 1 cm du bord.
- Déposer une goutte de solution dont on cherche à identifier la composition en solutés ainsi que divers témoins permettant de comparer les hauteurs de migration.
- Verser un fond d'éluant dans la cuve à élution et déposer délicatement la plaque de silice à l'intérieur en veillant à ce que le trait tracé au préalable ne se retrouve pas sous le niveau de l'éluant.
- Attendre que la migration opère et suivre l'évolution du front de l'éluant.
- Récupérer la plaque de silice une fois le front de l'éluant suffisamment haut.
- Sécher la plaque de silice.
- Si les molécules considérées ne sont pas colorées et qu'elles peuvent être révélées sous ultraviolets, placer la plaque de silice sous une lampe UV.
- Entourer les taches apparentes.

Le résultat à obtenir pour une CCM correspond au schéma suivant ; ici, les taches sont colorées en violet, de façon similaire à la révélation fournie par une **lampe UV**.

Pour interpréter une CCM, il suffit d'étudier les différences de **hauteur** atteinte par les taches. Chacune d'entre elles correspond à une molécule faisant partie, soit d'une solution témoin dont on connaît la composition (en général, on utilise une solution ne possédant qu'une molécule solubilisée), soit d'une solution à tester dont la composition est inconnue.

À partir du résultat de la CCM, si deux taches atteignent la même hauteur de migration sur la plaque de silice, on peut en conclure qu'il s'agit de deux taches relatives à une même molécule. Ainsi, on peut également mettre en évidence la présence de molécules inconnues (dont on n'a pas anticipé la présence dans la solution). La CCM, ici, n'apporte pas plus d'informations : on retiendra donc que la CCM permet seulement d'identifier la présence ou l'absence de molécules attendues.

De manière plus fine, il est courant de distinguer les résultats d'une CCM grâce aux **rapports frontaux**. Ces

12. Réaliser et interpréter une chromatographie sur couche mince (mélanges colorés et incolores).

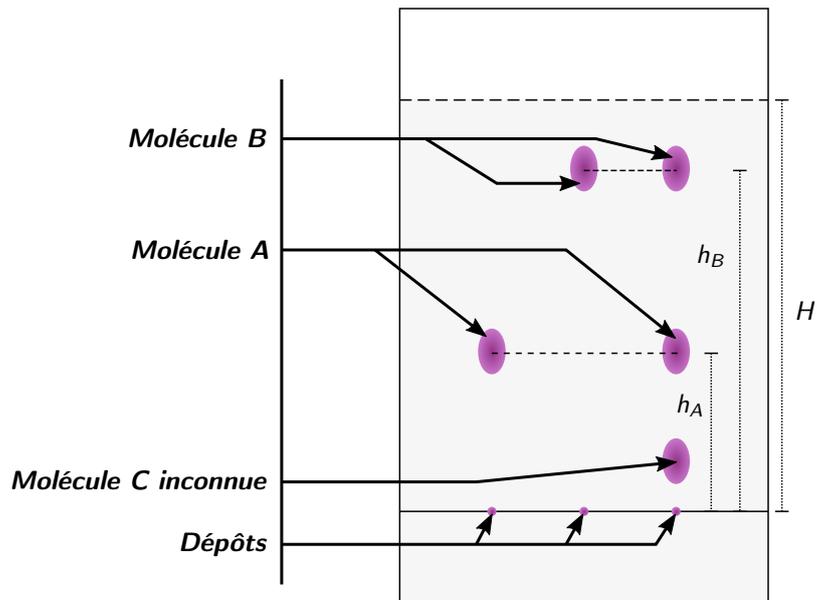


Figure 3.7 – Résultat d'une CCM lors de la révélation sous UV

rapports permettent de mettre en évidence la faculté d'une espèce chimique à être entraînée par un éluant sur une plaque de silice :

$$R = \frac{h}{H}$$

$R$  : **rapport frontal** de l'espèce chimique  
 $h$  : **hauteur de la tache** de l'espèce chimique (cm)  
 $H$  : **hauteur** atteinte par le front de l'éluant (cm)

## 4. Les molécules de la santé

### 4.1. Les liaisons covalentes

Toujours dans cette idée que les atomes seuls sont relativement peu stables (hormis le cas particulier des gaz nobles évoqué précédemment), il faut bien avoir à l'esprit que les éléments chimiques vont préférer tendre vers une forme qui leur permet d'accéder à la configuration électronique des gaz nobles.

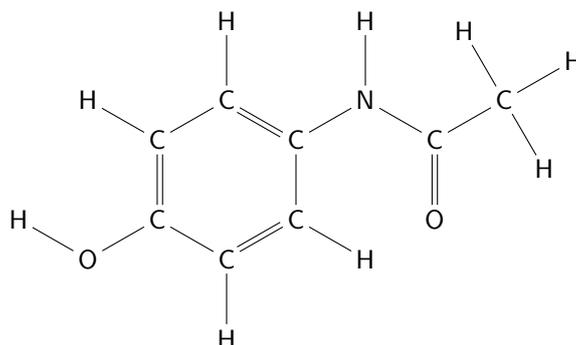


Figure 4.1 – Molécule de paracétamol montrant l'assemblage de ses atomes, liés les uns aux autres par des liaisons covalentes

On a évoqué auparavant la solution consistant, pour un élément chimique considéré, de gagner ou de céder des électrons à son environnement. De cette manière, un **ion monoatomique** se forme respectant la règle du duet ou celle de l'octet. Mais, de façon plus courante, les atomes vont tendre à se rassembler pour améliorer leur stabilité en formant des **molécules**.

Une **molécule** est un assemblage d'atomes dont la charge électrique globale est neutre. En médecine, on retrouve de très nombreuses molécules possédant des propriétés thérapeutiques dont on a évoqué les aspects un peu plus tôt.

Cet assemblage est rendu possible par la formation, entre deux atomes consécutifs de la molécule, d'une ou plusieurs **liaisons covalentes**. Ce sont ces liaisons covalentes qui sont à l'origine de la **stabilité** des éléments chimiques impliqués : en se liant, deux atomes mettent en commun un électron chacun, ce qui permet à l'un comme à l'autre de gagner un électron dans leur configuration électronique.

Les atomes vont donc chercher à former autant de liaisons covalentes qu'il leur manque pour acquérir la configuration électronique du gaz noble le plus proche. À chaque fois, un électron est gagné et, ainsi de suite, on aboutit à la configuration désirée. Cela exclut de fait les éléments chimiques qui se trouvent dans les trois premières colonnes du tableau périodique (hormis le cas particulier de l'hydrogène) car ceux-ci doivent perdre des électrons ; un rajout d'électron via une liaison covalente les éloignerait de la configuration électronique souhaitée.

	<b>Configuration électronique</b>	<b>Nombre de liaisons covalentes</b>
${}^1\text{H}$	$(K)^1$	1
${}^6\text{C}$	$(K)^2(L)^4$	4
${}^7\text{N}$	$(K)^2(L)^5$	3
${}^8\text{O}$	$(K)^2(L)^6$	2
${}^{17}\text{Cl}$	$(K)^2(L)^8(M)^7$	1

Table 4.1 – Table des nombres de liaisons covalentes pour quelques éléments chimiques

Globalement, on retiendra que les liaisons covalentes ne concernent que les éléments chimiques se trouvant entre

les familles des cristallogènes (carbone, silicium) et des halogènes (avant-dernière colonne). Pour déterminer le nombre de liaisons covalentes d'un élément chimique, il suffit donc de compter le **nombre de cases** le séparant de son gaz noble voisin sur le tableau périodique.

## 4.2. Les différentes représentations

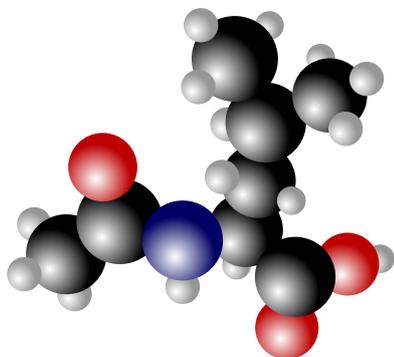


Figure 4.2 – Exemple de modèle moléculaire compact - Acétylleucine

Avant de poursuivre, il convient de prendre conscience que les représentations des liaisons covalentes, comme celles des atomes, sont des **modèles**<sup>1</sup>. Les schématisations réalisées permettent de simplifier la réalité de façon à pouvoir plus facilement l'aborder. C'est dans cet esprit que les **modèles moléculaires** ont été conçus.

En général, bien que ce ne soit pas une règle établie, on représente dans ces modèles les atomes par des **billes** de couleur et les liaisons covalentes par des **bâtons** (modèle moléculaire éclaté) ou des **contacts** entre les billes (modèle moléculaire compact comme sur le modèle ci-contre). Les couleurs représentent les différents éléments : ici, les billes noires correspondent à des atomes de carbone, les billes blanches à des atomes d'hydrogène, les rouges à des atomes d'oxygène et la bleue à un atome d'azote.

Toutefois, il apparaît rapidement que ce type de représentation prend du temps à écrire. C'est dans cette optique qu'ont été élaborées deux autres types de représentation moléculaires : les formules **développées** et **semi-développées**<sup>2</sup>.

La première, la **formule développée**, consiste à représenter chaque atome de la molécule par son symbole et à les lier les uns aux autres par des traits correspondant aux liaisons covalentes. Relativement facile à lire et complète, la **formule développée** met tout en évidence, au détriment de la simplicité d'écriture.

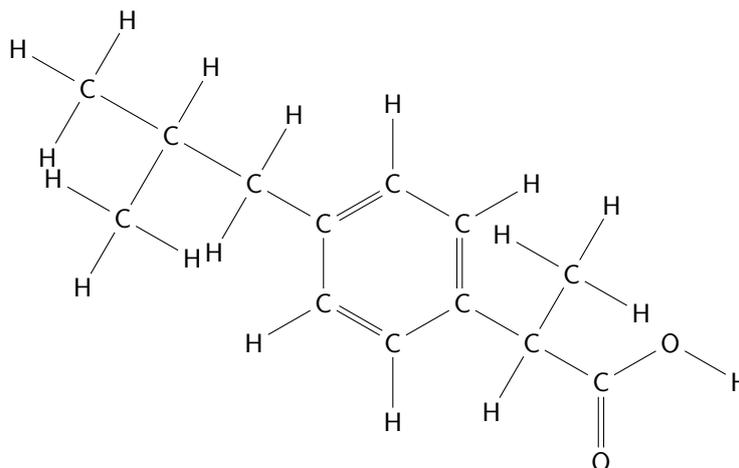


Figure 4.3 – Formule développée de la molécule d'ibuprofène

La **formule semi-développée** est une simplification de la précédente : comme les molécules font apparaître énormément d'atomes d'hydrogène, on choisit de les regrouper de telle manière que tous les atomes d'hydrogène liés à un même atome sont signifiés par le symbole H et d'un indice précisant le nombre d'atomes d'hydrogène regroupés.

À titre informatif, le regroupement des atomes d'hydrogène peut se faire soit à gauche de l'atome auxquels ils sont liés, soit à droite. Le choix est arbitraire ; on privilégie, lorsque c'est possible, un côté où une liaison covalente n'apparaît pas. Si l'on s'intéresse à un autre exemple, l'adrénaline, on aura les représentations suivantes :

## 4.3. L'isomérisation

Toujours dans cette idée de simplifier l'écriture des molécules, les laboratoires pharmacologiques ont recours à la **formule brute** des molécules pour désigner les constituants (principe actif ou excipients) de leur médicament. Il s'agit de l'écriture la plus compacte possible d'une molécule.

1. Utiliser des modèles moléculaires et des logiciels de représentation.  
2. Représenter des formules développées et semi-développées correspondant à des modèles moléculaires.

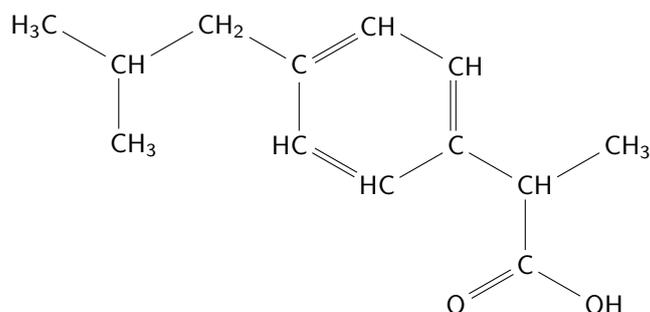


Figure 4.4 – Formule semi-développée de la molécule d'ibuprofène

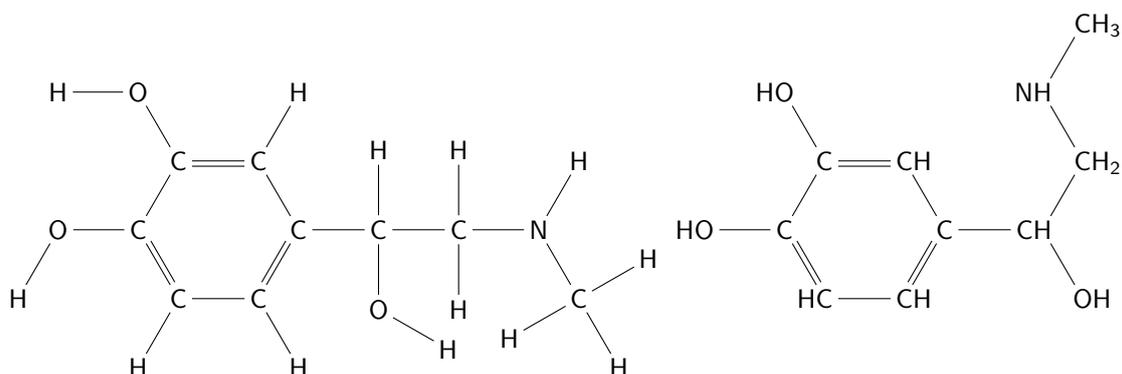


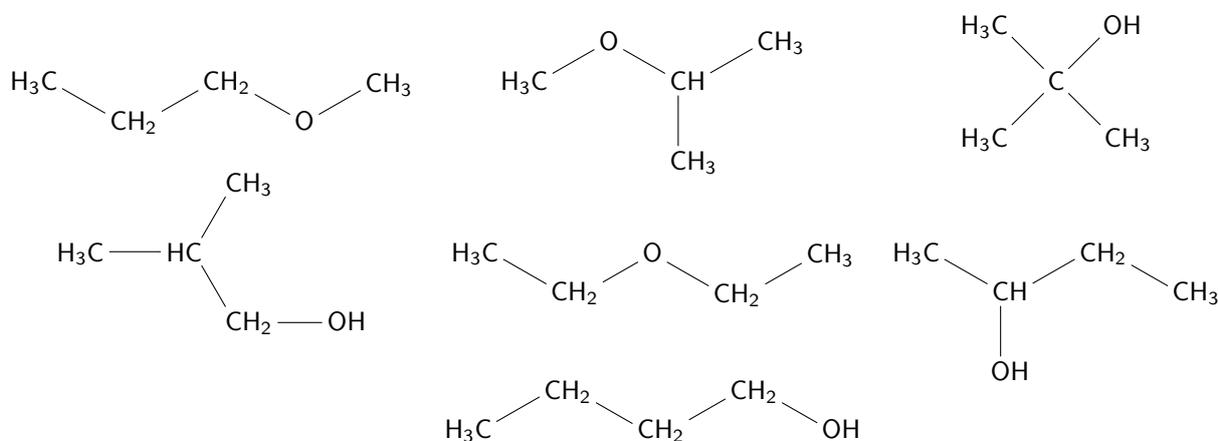
Figure 4.5 – Formules développées et semi-développées de l'adrénaline

Une **formule brute** n'informe que sur la nature et le nombre d'atomes qui constituent la molécule. En règle générale, on commence par préciser la présence ou non d'atomes de **carbone**, en précisant en indice leur nombre, puis on passe ensuite aux atomes d'**hydrogène**.

Ces deux éléments chimiques sont les éléments les plus récurrents dans les **molécules organiques** (c'est-à-dire les molécules du vivant). Pour les autres atomes, ceux-ci sont précisés après et, par convention, on les classe par ordre alphabétique.

Pratique en termes de rapidité d'écriture, la formule brute présente un inconvénient majeur : elle ne précise pas comment sont liés les atomes les uns avec les autres au sein de la molécule. Par conséquent, il peut arriver que, pour une même formule brute, diverses molécules soient désignées<sup>3</sup>.

C'est le cas notamment des molécules de formule brute  $C_4H_{10}O$  : en raison du nombre important d'atomes, cette formule brute correspond en réalité à 7 molécules différentes. Toutes ces molécules sont dites **isomères** car elles possèdent la même formule brute.

Table 4.2 – Molécules isomères de formule brute  $C_4H_{10}O$ 

3. Savoir qu'à une formule brute peuvent correspondre plusieurs formules semi-développées.



Deuxième partie

L'Univers

# 5. Une première présentation de l'Univers

## 5.1. Le vide

L'**Univers**, c'est-à-dire l'ensemble de tout ce qui existe, est vaste, très vaste. Il est d'ailleurs tellement grand qu'il nous est impossible d'en estimer la taille, si tant est qu'il en ait véritablement une. Car rien ne permet d'affirmer avec certitude que celui-ci est fini ; la seule chose accessible à l'humanité, c'est l'**Univers observable**, c'est-à-dire la portion de l'Univers que nous pouvons observer compte-tenu de la lumière que nous recevons depuis sa naissance lors du Big-Bang, il y a  $13,8 \cdot 10^9$  a. Et pour cette portion sphérique, on estime son diamètre à  $d = 7,8 \cdot 10^{26}$  m.

Numéro atomique Z	Élément chimique	Abondance
1	Hydrogène	73,9 %
2	Hélium	24,0 %
8	Oxygène	1,04 %
6	Carbone	0,460 %
10	Néon	0,134 %
26	Fer	0,109 %
7	Azote	$9,60 \cdot 10^{-2}$ %
14	Silicium	$6,50 \cdot 10^{-2}$ %
12	Magnésium	$5,80 \cdot 10^{-2}$ %
16	Soufre	$4,40 \cdot 10^{-2}$ %

Table 5.1 – Table des abondances des dix éléments chimiques les plus fréquents dans la **Voie Lactée**, estimée par spectroscopie

Les dimensions impliquées sont tellement importantes que si l'on se penche sur les grands objets qui composent l'Univers, on constate que ceux-ci sont très éloignés les uns des autres. Les **galaxies** le sont, et à l'intérieur de celles-ci, les **systèmes planétaires** le sont également ; et dans ces mêmes systèmes planétaires, les **planètes**, les **satellites** et les **astéroïdes** sont si éloignés les uns des autres que tenter d'en reproduire une modélisation à l'échelle nous imposerait de faire correspondre les astres à des points microscopiques sur une feuille de papier.

Mais qu'en est-il de tout cet espace entre chaque objet à l'échelle cosmique ? Et bien celui-ci n'est pratiquement constitué que de **vide** : c'est-à-dire qu'il n'y a pas de matière, pas de molécule, ni d'atome. On parle de **structure lacunaire**<sup>1</sup>.

Pourtant, sur Terre, on aurait tendance à dire que ce n'est pas le cas, que la matière est dense et que les objets sont proches les uns des autres. Mais si on étudie les dimensions à l'échelle atomique, qu'on s'intéresse à l'espace occupé par les particules qui composent les atomes, on constate que les électrons sont infiniment distants du noyau constitué de protons et de neutrons, relativement à leur taille. En réalité, un noyau d'atome a une dimension dont l'ordre de grandeur est égal à  $10^{-15}$  m ; toutefois, l'atome en lui-même a une dimension de  $10^{-10}$  m. Ces deux ordres de grandeur permettent donc d'estimer que l'atome est 100 000 fois plus grand que son noyau. À l'échelle atomique, le même constat qu'auparavant est fait : l'atome a essentiellement une **structure lacunaire**.

1. Savoir que le remplissage de l'espace par la matière est essentiellement lacunaire, aussi bien au niveau de l'atome qu'à l'échelle cosmique.

## 5.2. L'année de lumière

Les distances, comme on l'a dit précédemment, sont si importantes entre les grands objets de l'Univers que l'utilisation de la **notation scientifique** devient un impératif indispensable. Toutefois, il existe d'autres unités pouvant servir à l'évaluation des dimensions infiniment grandes, notamment l'**année-lumière**, ou année de lumière suivant les appellations.

Une **année-lumière** est une unité de **longueur** utilisée en astronomie et correspondant à la distance parcourue par la lumière dans le vide en une année julienne, c'est-à-dire en 365,25 j<sup>2</sup>. Pour rappel, la vitesse de la lumière étudiée un peu plus tôt est égale à  $c = 3,00 \cdot 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$ , arrondie à trois chiffres significatifs. La correspondance entre une année-lumière, notée al et les mètres est la suivante, arrondie à trois chiffres significatifs :

$$1,00 \text{ al} = 9,46 \cdot 10^{15} \text{ m}$$

Pour démontrer cette correspondance, il suffit d'utiliser la définition précédente et de déterminer la distance parcourue par un rayon lumineux pendant une année à la vitesse de la lumière. La démonstration suivante tient compte de la **valeur exacte** de la vitesse de la lumière et aucun arrondi n'est effectué avant la fin. Cette façon de procéder est possible car le mètre est défini par rapport à la vitesse de la lumière et qu'une année julienne est une durée choisie par convention :

$$c = \frac{d}{\Delta t}$$

$$\Leftrightarrow d = \Delta t \cdot c$$

$$\text{AN : } d = 299\,792\,458 \times 1,00 \times 365,25 \times 24 \times 60 \times 60$$

$$d = 9,460\,730\,472\,580\,8 \cdot 10^{15} \text{ m}$$

$$d = 9,46 \cdot 10^{15} \text{ m}$$

D'autre part, on peut plus se servir d'une distance exprimée en al pour se représenter la durée nécessaire afin qu'un rayon lumineux parcourt l'espace depuis sa source jusqu'à la Terre. L'étoile Antarès, distante de 600 al de notre planète, émet donc des rayons lumineux que nous recevons 600 a plus tard. Autrement dit, lorsque l'on regarde cette étoile (et cette conclusion s'applique à tous les astres), ce que nous observons réellement est une **image retardée** dans le temps<sup>3</sup>. Et plus l'objet observé est éloigné de nous, plus l'image perçue a été émise il y a longtemps.

## 5.3. Les ordres de grandeur

Parler de l'Univers revient à parler de tout ce qui le compose ; et sur ce point, les objets qui le constituent peuvent avoir des dimensions, des vitesses et des masses soit infiniment faibles, soit infiniment grandes. Un moyen pour pouvoir comparer tous ces objets est de ne tenir compte que de leur **ordre de grandeur**.

Il faut simplement retenir qu'un **ordre de grandeur**<sup>4</sup> est un nombre qui permet une représentation simplifiée et approximative de la valeur d'une **grandeur physique**, soit très grande, soit très petite, comme le diamètre de notre galaxie ou la masse d'un proton. Cette simplification se résume à ne considérer que la puissance de 10 la plus proche de la valeur considérée.

De plus, l'ordre de grandeur se mémorise plus facilement qu'une valeur précise. Il peut être très utile lorsque l'on cherche à mesurer une dimension et qu'il faut choisir un **appareil de mesure** adapté.

### Exemple

La vitesse de la lumière, dont la valeur approchée à 3 chiffres significatifs est  $c = 3,00 \cdot 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$ , a un ordre de grandeur de  $10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$  ; en revanche, le son lui a une vitesse  $v_{\text{son}} = 340 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$ , donc son ordre de grandeur est  $10^2 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$ . On peut comparer facilement ces deux valeurs :

$$r = \frac{c}{v_{\text{son}}}$$

$$\text{AN : } r \approx \frac{10^8}{10^2}$$

$$r \approx 10^6$$

2. Connaître la définition de l'année de lumière et son intérêt.

3. Expliquer l'expression : voir loin, c'est voir dans le passé.

4. Utiliser les puissances de 10 dans l'évaluation des ordres de grandeur.

## 6. La lumière des étoiles

### 6.1. La dispersion

Le **Soleil**, étoile autour de laquelle notre planète gravite, est au centre du système solaire. Constitué principalement d'hydrogène, à près de 74 %, et d'hélium 24 %<sup>1</sup>, le Soleil est le siège de puissantes **réactions nucléaires** qui maintiennent sa température à plusieurs millions de degrés Celsius en son cœur. En termes de dimension, son diamètre est environ 70 fois plus important que celui de la Terre et il représente à lui seul près de 99,86 % de la masse globale du système solaire. Mais surtout, contrairement aux autres astres qui l'entourent dans ce même système, il émet un important **rayonnement électromagnétique** à travers l'espace.

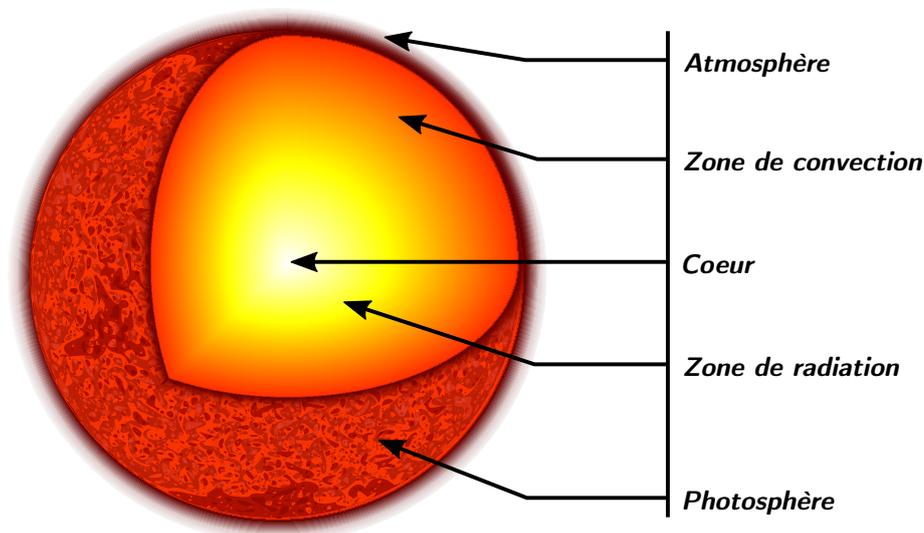


Figure 6.1 – Vue en coupe du Soleil

Ce rayonnement s'étend sur un large **spectre**, mais seulement une infime partie de celui-ci est perceptible par les êtres humains. Précédemment, il a été mentionné qu'une onde électromagnétique était caractérisée par sa **fréquence** ; toutefois, les ordres de grandeur considérés étant peu manipulables, on lui préfère la notion de **longueur d'onde**, notée  $\lambda$  et exprimée en nanomètres (nm). On considère que la portion visible des ondes électromagnétiques est bornée entre  $\lambda_{UV} = 380$  nm et  $\lambda_{IR} = 780$  nm et chaque longueur d'onde appartenant à cet intervalle caractérise une **radiation monochromatique**<sup>2</sup>, c'est-à-dire une **couleur** précise.

Au-delà de  $\lambda_{IR} = 780$  nm, l'œil humain n'est plus capable de percevoir le rayonnement électromagnétique : on se trouve dès lors dans le domaine des **infra-rouges**. En-deçà de  $\lambda_{UV} = 380$  nm, le domaine considéré correspond aux **ultraviolets**, également imperceptibles pour l'être humain. Entre ces deux frontières de la **lumière visible**, le spectre décomposé donne :

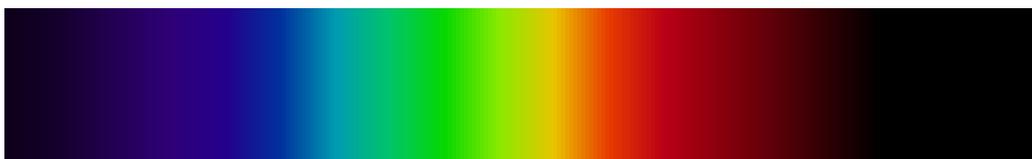


Figure 6.2 – Spectre continu de la lumière blanche entre  $\lambda_{UV} = 380$  nm et  $\lambda_{IR} = 780$  nm obtenu après dispersion

1. Connaître la composition chimique du Soleil.  
2. Savoir que la longueur d'onde caractérise dans l'air et dans le vide une radiation monochromatique.

Cette décomposition de la couleur est obtenue par **dispersion**<sup>3</sup>. Il s'agit d'un phénomène permettant de séparer et d'étaler les **radiations monochromatiques** qui composent une lumière **polychromatique**. Pour cela, on peut utiliser un **prisme** ou un **réseau** (présent dans les spectroscopes optiques utilisés en séances de travaux pratiques) ou, plus simplement, un **dioptre**, c'est-à-dire, une interface entre deux milieux dont les indices sont différents.

## 6.2. La lumière continue et la dépendance en température

Une **lumière continue** peut être produite par n'importe quel corps à condition que celui-ci soit porté à une certaine **température**. Les étoiles, notamment, possèdent une température à leur surface suffisamment importante pour que celles-ci produisent un rayonnement électromagnétique émettant dans le domaine du visible<sup>4</sup>. Mais d'autres objets peuvent tout aussi bien y parvenir : on citera notamment les filaments des ampoules qui, traversés par un courant électrique, s'échauffent.

La **température de surface** du corps influe également sur le **maximum d'intensité** lumineuse émise. Concrètement, cela signifie que, suivant la valeur de la température de surface du corps chaud, on peut avoir un maximum d'intensité dans le rouge (pour les corps relativement froids), dans le vert (pour les corps à température intermédiaire) ou dans le bleu (pour les corps très chauds). On retiendra surtout que plus le corps chaud possède une température de surface élevée et plus la longueur d'onde  $\lambda_{max}$  du maximum d'intensité émise sera faible. En termes de couleur, cela se traduit par un déplacement **vers le violet** lorsque la température de surface augmente.

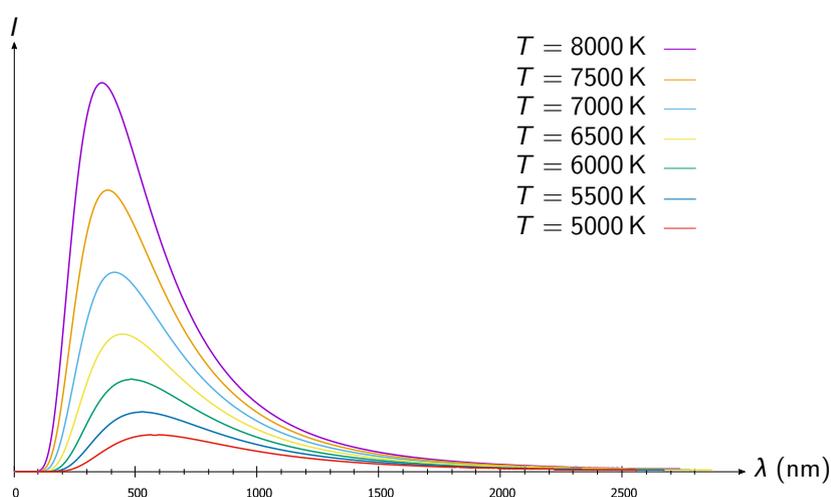


Figure 6.3 – Évolution de l'intensité lumineuse relative  $I$  d'un corps chaud en fonction de la longueur d'onde  $\lambda$  pour différentes températures de surface  $T$

## 6.3. Les spectres des entités chimiques

Les corps chauds ne sont pas les seuls entités pouvant émettre de la lumière. En réalité, toute entité chimique peut également émettre un rayonnement électromagnétique à condition qu'elle soit suffisamment excitée. Cela se produit lorsqu'un gaz à faible pression est parcouru par une décharge électrique.



Figure 6.4 – Spectre d'émission de l'atome d'hydrogène présentant 6 raies caractéristiques :  $\lambda_{rouge} = 656,2 \text{ nm}$ ,  $\lambda_{bleu_1} = 486,1 \text{ nm}$ ,  $\lambda_{bleu_2} = 434,0 \text{ nm}$ ,  $\lambda_{violet_1} = 410,1 \text{ nm}$ ,  $\lambda_{violet_2} = 396,9 \text{ nm}$ ,  $\lambda_{violet_3} = 388,9 \text{ nm}$  et  $\lambda_{violet_4} = 383,5 \text{ nm}$

En revanche, dans ces cas-là, les entités chimiques n'émettent pas une lumière continue ; on observe en revanche de fines **raies colorées** sur un **fond noir** lors de la dispersion qui, à des longueurs d'onde données, caractérisent

3. Interpréter qualitativement la dispersion de la lumière blanche par un prisme.

4. Savoir qu'un corps chaud émet un rayonnement continu, dont les propriétés dépendent de la température.

l'entité chimique<sup>5</sup> : il s'agit d'un **spectre d'émission**. En termes plus familiers, on pourrait comparer les spectres d'émission obtenus à une signature ou à une empreinte digitale de l'entité chimique.

L'étude des longueurs d'onde de ces raies permet notamment d'**identifier** facilement quelles sont les entités chimiques émettant de la lumière. Toutefois, leur application reste limitée car, pour émettre, il faut avant tout une excitation suffisamment importante.

Si les entités chimiques, à l'état gazeux et sous faible pression, sont capables d'émettre à des longueurs d'onde précises, elles ont aussi pour particularité d'absorber ces mêmes radiations lorsqu'une lumière continue les traverse. Dès lors, lorsque l'on récupère la lumière polychromatique qui en ressort, on voit apparaître des **raies noires** sur **fond coloré** : il s'agit d'un **spectre d'absorption**.

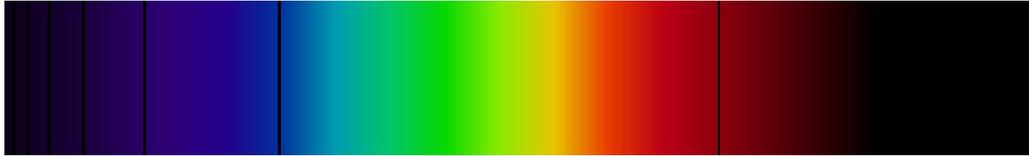


Figure 6.5 – Spectre d'absorption de l'atome d'hydrogène entre  $\lambda_{UV} = 380 \text{ nm}$  et  $\lambda_{IR} = 780 \text{ nm}$  présentant les mêmes raies caractéristiques que pour le spectre d'émission

Plus important encore : lorsque l'on compare, pour une même entité chimique, ses spectres d'émission et d'absorption, on constate que les raies (colorées et noires) se trouvent aux mêmes longueurs d'onde : les spectres sont dits **complémentaires**. C'est ce dernier point qui est fondamental pour les études concernant les étoiles que l'on observe. Par exemple, pour le Soleil, le spectre observé sur Terre correspond à celui-ci :

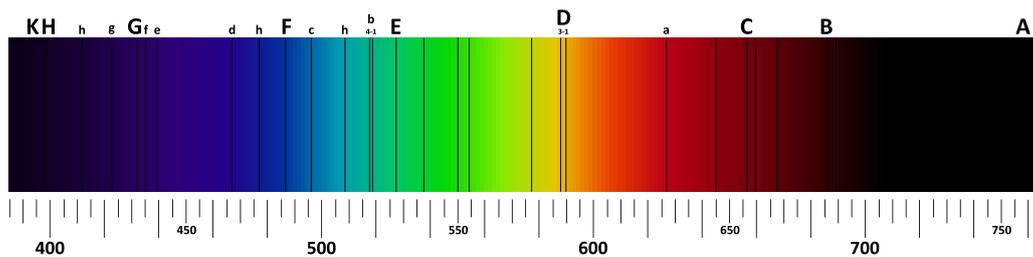


Figure 6.6 – Spectre du Soleil observé sur Terre appelé spectre de Fraunhofer

Désignation	Entité chimique	$\lambda$ (nm)	Désignation	Entité chimique	$\lambda$ (nm)
A	$O_2$	759,370	a	$O_2$	627,661
B	$O_2$	686,719	$b_1$	Mg	518,362
$b_2$	Mg	517,270	$b_3$	Fe	516,891
$b_4$	Fe	516,891	$b_4$	Mg	516,733
C	H	656,281	c	Fe	495,761
$D_1$	Na	589,592	$D_2$	Na	588,995
$D_3$	He	587,562	d	Fe	466,814
E	Fe	527,039	e	Fe	438,355
F	H	486,134	f	H	434,047
G	Fe	430,790	G	Ca	430,774
H	$Ca^+$	396,847	h	H	410,175
K	$Ca^+$	393,368			

Table 6.1 – Table des principales raies caractéristiques d'entités chimiques du spectre de Fraunhofer

5. Repérer par sa longueur d'onde dans un spectre d'émission ou d'absorption une radiation caractéristique d'une entité chimique.

Le spectre du Soleil est un spectre d'absorption obtenu après dispersion<sup>6</sup> (car il correspond à la description de raies noires sur fond coloré). Le fond coloré est dû à la température de surface de l'étoile ; son maximum d'intensité se trouve aux alentours de  $\lambda = 500 \text{ nm}$ .

En revanche, les raies noires sont dues à l'absorption d'un certain nombre de raies caractéristiques par des entités chimiques se trouvant dans l'atmosphère de l'étoile.

La mesure des longueurs d'onde des raies noires présentes sur ce spectre permet, à l'aide de tables récapitulant toutes les longueurs d'onde des raies d'émission observées, de remonter à la **composition chimique** de l'**atmosphère des étoiles**. Car c'est dans cette zone bien précise de l'étoile que l'absorption a lieu ; et chaque gaz présent dans cette atmosphère absorbe un certain nombre de radiations monochromatiques<sup>7</sup>.

Une remarque importante est à soulever concernant la nature des entités chimiques relevées : celles-ci ne font pas toutes partie de l'atmosphère du Soleil. En effet, on peut constater que des raies caractéristiques sont dues à la présence de dioxygène  $O_2$  ; or, ce gaz n'est pas présent dans la zone étudiée. En réalité, le spectre de Fraunhofer est observé sur Terre et, par conséquent, les radiations dues à l'air de la planète polluent l'étude.

---

6. Utiliser un système dispersif pour visualiser des spectres d'émission et d'absorption et comparer ces spectres à celui de la lumière blanche.

7. Interpréter le spectre de la lumière émise par une étoile : température de surface et entités chimiques présentes dans l'atmosphère de l'étoile.

# 7. Le système solaire

## 7.1. Les astres du système solaire

Le **système solaire**<sup>1</sup> (correspondant à notre système planétaire), est constitué du Soleil en son centre et de huit planètes en orbite. Parmi ces huit planètes, on distingue deux ensembles : les planètes **telluriques** constituées de roches (Mercure, Vénus, la Terre, Mars) et les planètes **gazeuses** (Jupiter, Saturne, Uranus et Neptune).

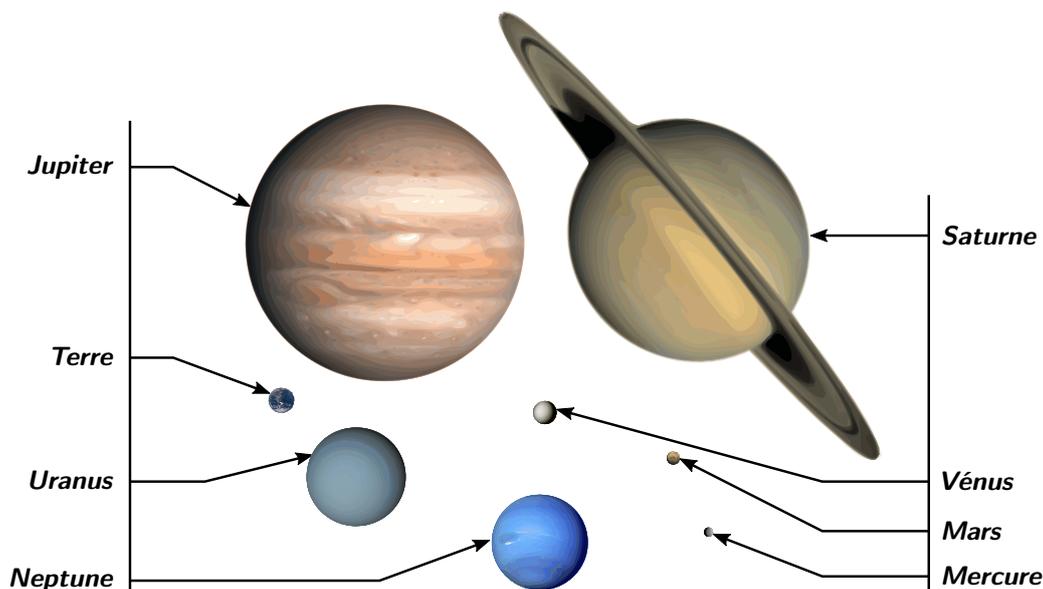


Figure 7.1 – Les planètes du système solaire à l'échelle

Parmi ces planètes, six d'entre elles possèdent un ou plusieurs **satellites naturels** (la Terre, Mars, Jupiter, Saturne, Uranus et Neptune). Ces satellites ont pour particularité, en plus de tourner autour du Soleil, d'effectuer également une rotation autour de la planète près de laquelle ils gravitent.

Toutefois, ces objets sont loin d'être les seuls dans le système solaire : entre Mars et Jupiter, la ceinture principale regorgent de plus petits éléments appelés **astéroïdes**. On en trouve également au-delà de l'orbite de Neptune (communément appelés astéroïdes transneptuniens) et, parfois, à proximité des orbites des planètes comme celle de Jupiter avec ses astéroïdes troyens. Les plus récents comptes de la NASA en recensent pour le moment un peu moins de six cents mille ; et il ne s'agit à priori que d'une infime partie.

## 7.2. L'attraction gravitationnelle

La **force d'interaction gravitationnelle** est l'une des quatre forces fondamentales qui régissent l'Univers (les trois autres sont les forces électromagnétique, forte et faible). Il s'agit d'une force **attractive** s'exerçant sur tous les corps massifs. Elle se manifeste notamment dans le système solaire en produisant un certain nombre de phénomènes : les orbites elliptiques, les marées, l'éloignement de la Lune... De façon générale, la structure à grande échelle de l'Univers est due à la gravitation.

Historiquement, on attribue la paternité de la théorie régissant les phénomènes d'attraction gravitationnelle à **Isaac Newton**. En 1687, celui-ci précise dans son ouvrage *Philosophiæ naturalis principia mathematica* que deux corps ponctuels de masses respectives  $m_A$  et  $m_B$  s'attirent avec des forces de mêmes valeurs (mais vectoriellement opposées), proportionnelles aux produits des deux masses, et inversement proportionnelle au carré de la distance qui

1. Analyser des documents scientifiques portant sur l'observation du système solaire.

les sépare<sup>2</sup>. Cette force a pour direction la droite passant par les centres de gravité de ces deux corps et s'exprime en newton N, en hommage aux travaux du physicien anglais, devenu britannique par la suite.

$$F_{A/B} = G \frac{m_A m_B}{d_{AB}^2}$$

$F_{A/B}$  : intensité de la **force** d'interaction gravitationnelle (N)  
 $G$  : **constante** de gravitation universelle  
 $G = 6,67 \cdot 10^{-11}$  SI  
 $m_A$  : **masse** du corps A (kg)  
 $m_B$  : **masse** du corps B (kg)  
 $d_{AB}$  : **distance** entre les deux centres de gravité (m)

Cette formulation proposée par Isaac Newton évoque également la notion de **vecteur** permettant de représenter schématiquement les forces s'exerçant sur les objets. En l'occurrence, le vecteur force  $\vec{F}_{A/B}$  possède quatre caractéristiques :

- sa **direction** : droite passant par les centres de gravité du corps A et du corps B.
- son **sens** : du corps B subissant la force d'interaction gravitationnelle vers celui qui l'exerce, le corps A.
- son **point d'application** : au centre de gravité du corps B subissant la force d'interaction gravitationnelle.
- son **intensité** : correspondant à la valeur obtenue par la formule précédente en N.

La représentation schématique peut donc être réalisée (en respectant éventuellement des échelles imposées) :

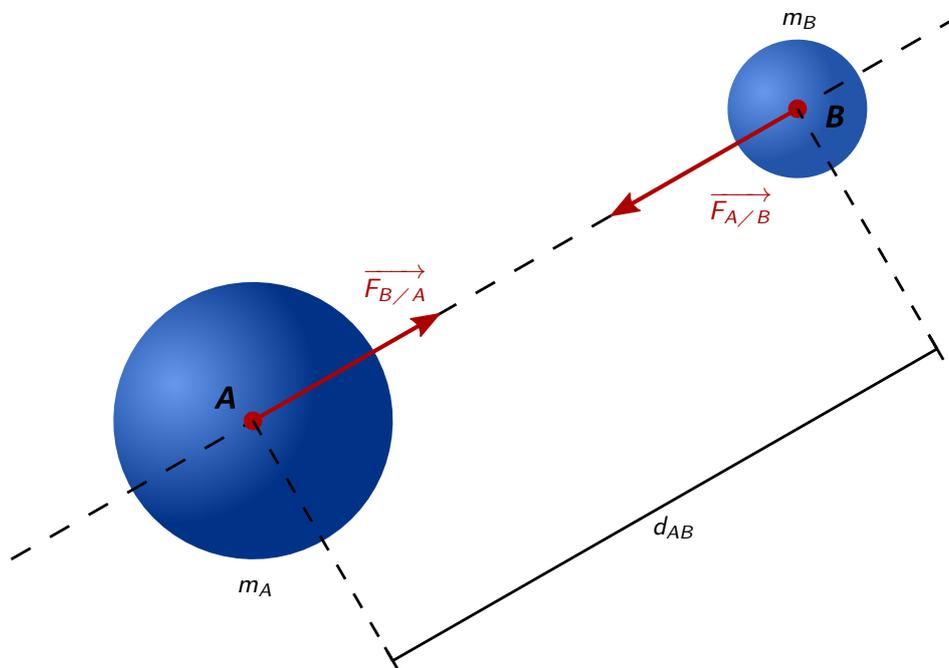


Figure 7.2 – Représentation schématique des forces d'interaction gravitationnelle entre deux objets sphériques

On remarque aisément que les forces exercées sur les deux objets sont vectoriellement **opposées** mais de même intensité. Par conséquent, si deux objets sont en interaction gravitationnelle, ceux-ci sont autant attirés l'un vers l'autre ; toutefois, la masse du corps influe également sur la nature du **mouvement** de l'objet. Plus un corps possède une masse importante, et moins celui-ci aura un mouvement influencé par une force<sup>3</sup>. C'est notamment le cas de l'interaction gravitationnelle entre le Soleil et la Terre : bien que le Soleil subisse une force égale en intensité à celle subie par la Terre, celui-ci est tellement massique que son mouvement n'est pas affecté.

### Exemple

La Terre possède une masse égale  $m_T = 5,97 \cdot 10^{24}$  kg ; la Lune a une masse égale à  $m_L = 7,36 \cdot 10^{22}$  kg. Au périégée de cette dernière (position pour laquelle la distance Terre-Lune est la plus faible), la distance entre les deux centres de gravité est égale à  $d_{TL} = 363\,000$  km.

$$F_{Terre/Lune} = G \frac{m_{Terre} m_{Lune}}{d_{TL}^2}$$

2. Calculer la force d'attraction gravitationnelle qui s'exerce entre deux corps à répartition sphérique de masse.

3. Savoir qu'une force s'exerçant 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.

$$\text{AN : } F_{\text{Terre}/\text{Lune}} = 6,67 \cdot 10^{-11} \times \frac{5,97 \cdot 10^{24} \times 7,36 \cdot 10^{22}}{(363\,000 \cdot 10^3)^2}$$

$$F_{\text{Terre}/\text{Lune}} = 2,22 \cdot 10^{20} \text{ N}$$

### 7.3. Le poids

On l'a précisé un peu plus tôt : il existe quatre forces **fondamentales** (gravitationnelle, électromagnétique, forte et faible). Autrement dit, toutes les autres forces que l'on évoquera par la suite sont des forces découlant de l'une d'entre elles. C'est notamment le cas du **poids** qui est une application bien particulière de la force d'interaction gravitationnelle :

$$P = m g$$

$P$  : **poids** (N)  
 $m$  : **masse** (kg)  
 $g$  : **intensité** de pesanteur ( $\text{N} \cdot \text{kg}^{-1}$ )

Sur Terre, l'**intensité de pesanteur** moyenne est égale à  $g_{\text{Terre}} = 9,81 \text{ N} \cdot \text{kg}^{-1}$ . En revanche, sur la Lune, l'intensité de pesanteur est 6 fois plus faible<sup>4</sup> :  $g_{\text{Lune}} = 1,62 \text{ N} \cdot \text{kg}^{-1}$ . Autrement dit, un objet possédant une masse  $m$  aura un poids  $P_{\text{Terre}}$  plus élevé que  $P_{\text{Lune}}$ . Pour bien distinguer les deux grandeurs que sont le poids et la masse, on retiendra que le poids résulte de l'attraction gravitationnelle tandis que la masse est relative à la quantité d'atomes que possède l'objet.

#### Exemple

Neil Armstrong est le premier homme à avoir marché sur la Lune. Sa masse, en 1961, était égale à  $m_{\text{Armstrong}} = 75,7 \text{ kg}$ . On se propose de calculer son poids sur Terre :

$$P_1 = m_{\text{Armstrong}} g_{\text{Terre}}$$

$$\text{AN : } P_1 = 75,7 \times 9,81$$

$$P_1 = 743 \text{ N}$$

#### Exemple

Sur la Lune, son poids correspondait à  $P_2 = 123 \text{ N}$ . La masse étant constante quel que soit l'astre en question, on peut remonter à l'intensité de pesanteur de la Lune, notée  $g_{\text{Lune}}$  :

$$P_2 = m_{\text{Armstrong}} g_{\text{Lune}}$$

$$\Leftrightarrow g_{\text{Lune}} = \frac{P_2}{m_{\text{Armstrong}}}$$

$$\text{AN : } g_{\text{Lune}} = \frac{123}{75,7}$$

$$g_{\text{Lune}} = 1,62 \text{ N} \cdot \text{kg}^{-1}$$

En réalité, le **poids** d'un objet correspond à la force d'interaction gravitationnelle exercée par un astre sur cet objet, à condition que ce dernier se trouve sur la **surface** de l'astre<sup>5</sup>. Cette condition est importante à retenir car, suivant les besoins, on peut choisir de privilégier l'une ou l'autre des formules.

#### Exemple

Vérifions que le poids d'Armstrong sur la Lune correspond bel et bien à la force d'interaction gravitationnelle exercée par le satellite à sa surface. On rappelle que la Lune a une masse de  $m_L = 7,36 \cdot 10^{22} \text{ kg}$ , son rayon est égal à  $R_L = 1737 \text{ km}$  :

$$F_{\text{Lune}/\text{Armstrong}} = G \frac{m_L m_{\text{Armstrong}}}{R_L^2}$$

4. Comparer le poids d'un même corps sur la Terre et sur la Lune.

5. Savoir que la pesanteur terrestre résulte de l'attraction terrestre.

$$\text{AN : } F_{Lune/Armstrong} = 6,67 \cdot 10^{-11} \times \frac{7,36 \cdot 10^{22} \times 75,7}{(1740 \cdot 10^3)^2}$$

$$F_{Lune/Armstrong} = 123 \text{ N}$$

L'intensité de la force d'interaction gravitationnelle correspond à la valeur du poids fournie précédemment.

De la même façon qu'on a pu le présenter concernant le vecteur de la force d'interaction gravitationnelle, le vecteur poids, noté  $\vec{P}$  est caractérisé par :

- sa **direction** : la verticale (ou normale au sol) passant par le centre de gravité de l'objet étudié
- son **sens** : vers le bas
- son **point d'application** : le centre de gravité de l'objet considéré
- son **intensité** : correspondant à la valeur obtenue en N à partir de la relation précédente

D'autre part, si le poids correspond à la force d'interaction gravitationnelle exercée par un astre sur un objet se trouvant à sa surface, on peut également égaliser les deux relations de façon à déterminer l'expression de l'intensité de pesanteur, notée  $g_{astre}$ . Dans ce cas là, la distance entre les deux objets correspond désormais au rayon de l'astre, noté  $R_{astre}$  :

$$\begin{cases} P = m g_{astre} \\ P = G \frac{m m_{astre}}{R_{astre}^2} \end{cases} \Rightarrow m g_{astre} = G \frac{m m_{astre}}{R_{astre}^2}$$

$$\Leftrightarrow g_{astre} = G \frac{m_{astre}}{R_{astre}^2}$$

### Exemple

Vénus, la seconde planète du système solaire en termes de proximité avec le Soleil, a une masse de  $m_{Vénus} = 4,87 \cdot 10^{24}$  kg et un rayon moyen égal à  $R_{Vénus} = 6,05 \cdot 10^6$  m. On peut calculer son intensité de pesanteur :

$$g_{Vénus} = G \frac{m_{Vénus}}{R_{Vénus}^2}$$

$$\text{AN : } g_{Vénus} = 6,67 \cdot 10^{-11} \times \frac{4,87 \cdot 10^{24}}{(6,05 \cdot 10^6)^2}$$

$$g_{Vénus} = 8,86 \text{ N} \cdot \text{kg}^{-1}$$

	<b>Masse</b>	<b>Rayon</b>	<b>Intensité de pesanteur</b>
Mercure	$3,30 \cdot 10^{23}$ kg	$2,44 \cdot 10^6$ m	$3,69 \text{ N} \cdot \text{kg}^{-1}$
Vénus	$4,87 \cdot 10^{24}$ kg	$6,05 \cdot 10^6$ m	$8,86 \text{ N} \cdot \text{kg}^{-1}$
La Terre	$5,97 \cdot 10^{24}$ kg	$6,37 \cdot 10^6$ m	$9,81 \text{ N} \cdot \text{kg}^{-1}$
Mars	$6,42 \cdot 10^{23}$ kg	$3,39 \cdot 10^6$ m	$3,72 \text{ N} \cdot \text{kg}^{-1}$
Jupiter	$1,90 \cdot 10^{27}$ kg	$6,99 \cdot 10^7$ m	$25,9 \text{ N} \cdot \text{kg}^{-1}$
Saturne	$5,68 \cdot 10^{26}$ kg	$5,82 \cdot 10^7$ m	$11,1 \text{ N} \cdot \text{kg}^{-1}$
Uranus	$8,68 \cdot 10^{25}$ kg	$2,54 \cdot 10^7$ m	$9,00 \text{ N} \cdot \text{kg}^{-1}$
Neptune	$1,02 \cdot 10^{26}$ kg	$2,46 \cdot 10^7$ m	$11,2 \text{ N} \cdot \text{kg}^{-1}$

Table 7.1 – Table des intensités de pesanteur des planètes du système solaire

## 7.4. Les mouvements des planètes

Les **planètes** du système solaire sont des astres qui gravitent autour du **Soleil** grâce aux forces d'interaction gravitationnelle exercées par ce dernier. Elles sont d'ailleurs si fortes que les autres forces attractives (exercées par les **satellites**, les **astéroïdes** ou même les planètes entre elles) n'influent pratiquement pas sur les trajectoires.

Leur **mouvement** est décrit par deux adjectifs : l'un lié à la **trajectoire** de l'astre étudié (appelé également système), l'autre lié à l'évolution de sa **vitesse**. En ce qui concerne les planètes du système solaire, on simplifie en général leur mouvement en le considérant comme **circulaire** (trajectoire correspondant à un cercle) et **uniforme** (car la vitesse de rotation, appelée également vitesse angulaire, est constante).

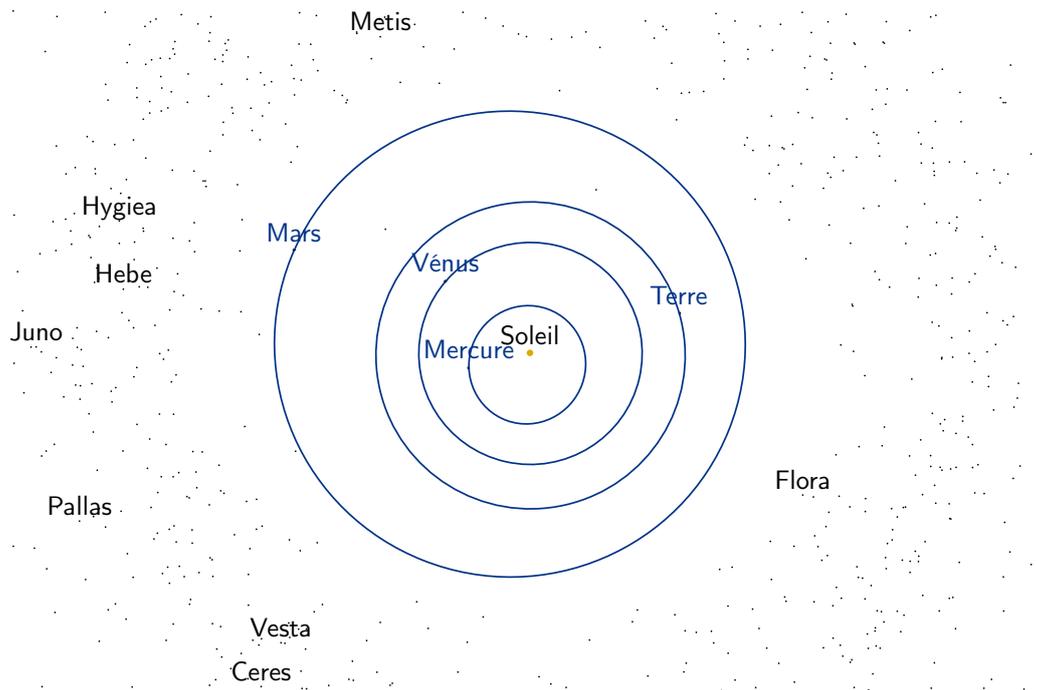


Figure 7.3 – Trajectoires des quatre planètes telluriques (Mercure, Vénus, la Terre et Mars) du système solaire

Lorsque l'on s'intéresse toutefois à la véritable nature des orbites planétaires (c'est-à-dire sans approximation), il s'agit en réalité de mouvements **elliptiques** dont la vitesse est globalement constante sur la période de révolution (succession de phases **accéléérées** et **décéléérées** en fonction de la proximité de la planète avec le Soleil).

Si les planètes gravitent de façon quasiment circulaire et uniforme autour des étoiles, les satellites planétaires effectuent également ce même mouvement autour de l'astre plus massif autour duquel ils sont en orbite. On peut citer le cas de la Lune, le seul satellite naturel de la Terre dont la période de révolution est égale à  $T = 27,3\text{ j}$  mais également Phobos et Déimos, les deux satellites naturels de Mars. Les deux seules planètes qui ne possèdent pas de satellites naturels sont Mercure et Vénus.

Toutefois, il est nécessaire de garder à l'esprit qu'un mouvement n'est jamais absolu : il dépend du **référentiel**<sup>6</sup> depuis lequel on l'étudie. Concrètement, un référentiel est un objet ou en ensemble d'objets de référence par rapport auquel on suit les évolutions de la position et de la vitesse du système d'étude. Mathématiquement, lorsqu'il convient d'étudier les coordonnées spatiales et temporelles du système, on attribue au référentiel un **repère** constitué de trois axes et un **repérage temporel**.

Dans le cadre des observations astronomiques, il est d'usage pour le système solaire de considérer trois référentiels :

- le référentiel **héliocentrique**, dont l'objet de référence est le centre de gravité du Soleil. On attribue un repère constitué de trois axes dirigés vers des étoiles lointaines, fixes par rapport au Soleil. Il est principalement utilisé pour discuter des mouvements des planètes au sein du système solaire.
- le référentiel **géocentrique**, dont l'objet de référence est cette fois-ci le centre de gravité de la Terre auquel on attribue un repère constitué de trois axes dirigés vers des étoiles lointaines. Ce référentiel est très utile pour la navigation GPS, la gestion des satellites artificiels, les missions spatiales ou encore, le mouvement de la Lune.
- le référentiel **terrestre**, basé sur la surface du sol et dont le repère est constitué de trois axes dirigés vers des objets immobiles par rapport au sol. Ce référentiel est le plus courant en raison des innombrables mouvements étudiés à l'échelle humaine, sur la Terre. En astronomie, tout mouvement de planètes, de satellites ou d'étoiles est étudié dans un premier temps dans le référentiel terrestre.

Cette notion de référentiel est essentielle car, mal maîtrisée, elle peut engendrer des conclusions erronées sur bon nombre de phénomènes physiques. On peut citer notamment la longue lutte scientifique entre les théoriciens du **géocentrisme** (incarquée par Ptolémée et Aristote) et ceux de l'**héliocentrisme** (défendu par Copernic et Galilée). Le premier, le **géocentrisme**, est un modèle physique consistant à représenter la Terre immobile, au centre de l'Univers.

6. Comprendre que la nature du mouvement observé dépend du référentiel choisi.

Les planètes (à l'époque, ce terme désignait le Soleil ou la Lune) sont des astres gravitant autour de la Terre de façon circulaire. En revanche, pour l'**héliocentrisme**, les théoriciens mettent au centre de l'Univers le Soleil ; les autres astres, dont la Terre, ne font que graviter autour de lui.

Depuis les premières observations astronomiques de l'Histoire jusqu'à la publication de l'ouvrage *De Revolutionibus Orbium Coelestium* en 1543 rédigé par Nicolas Copernic, le monde scientifique se concentrait principalement sur le **géocentrisme** (à quelques exceptions près, dont Aristarque de Samos vers -280 avant notre ère). Si les mouvements du Soleil et de la Lune dans ce modèle étaient effectivement cohérents (dans le référentiel géocentrique, la Lune et le Soleil effectuent un mouvement circulaire uniforme autour de la Terre), il est apparaissait en revanche des phases difficilement explicables concernant d'autres astres comme Mercure, Vénus, Mars et Jupiter.

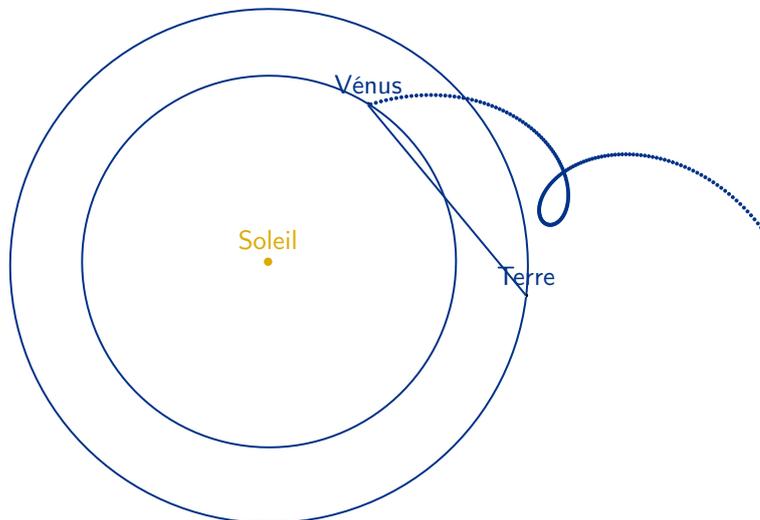


Figure 7.4 – Positions successivement occupées par Vénus au cours de sa rétrogradation dans le référentiel géocentrique

Ce phénomène, appelé **rétrogradation**<sup>7</sup>, ne se produit que si l'on se place dans le référentiel géocentrique, c'est-à-dire lorsque l'on étudie le mouvement des autres planètes du système solaire en considérant le centre du repère comme étant la Terre. L'apparition de cette boucle n'est en réalité qu'une question de point de vue ; si l'on se place dans le référentiel héliocentrique, il apparaît que lors de la rétrogradation, la Terre et la planète étudiée se trouvent au plus près. La *boucle* s'explique par un rapprochement de circonstances des deux planètes (qui ne font que suivre leur orbite autour du Soleil) et de leur éloignement une fois le minimum de distance atteint.

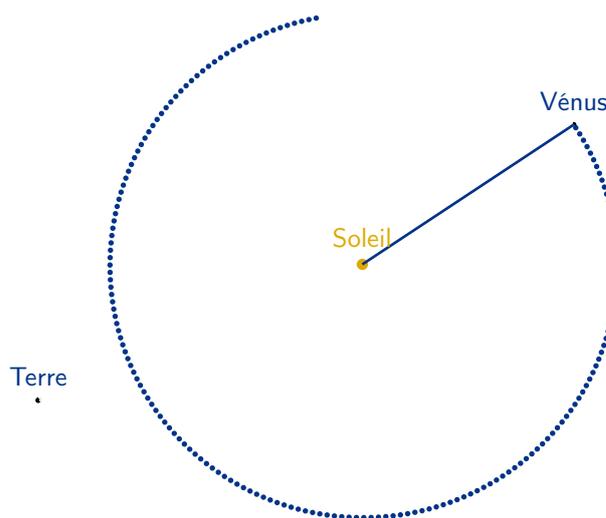


Figure 7.5 – Positions successivement occupées par Vénus au cours du temps dans le référentiel héliocentrique

Quoiqu'il en soit, on retiendra avant tout qu'un mouvement n'est caractérisable par deux adjectifs (**trajectoire** et **vitesse**) qu'à condition de définir le **référentiel** par rapport auquel on l'étudie.

7. Mettre en œuvre une démarche d'expérimentation utilisant des techniques d'enregistrement pour comprendre la nature des mouvements observés dans le système solaire.

Troisième partie

La pratique du sport

## 8. L'étude des mouvements

### 8.1. Les trajectoires

Étudier les différentes pratiques sportives revient bien souvent à étudier les mouvements d'un sportif (un coureur effectuant un 100 m, un skieur lors d'un saut...) ou d'un projectile (un ballon, une flèche, un javelot...) dans le **référentiel terrestre**. Par ailleurs, sur l'intégralité de ce chapitre, on adoptera ce référentiel pour étudier les mouvements évoqués.

Rappelons la notion évoquée précédemment : un **mouvement** est caractérisé par deux adjectifs relatifs à la **trajectoire** et à l'évolution de la **vitesse**. Dans la plupart des cas, on peut aisément se limiter à trois grands types de trajectoire :

- les mouvements **rectilignes** (décrivant une droite).
- les mouvements **circulaires** (décrivant un cercle).
- les mouvements **paraboliques** (décrivant une parabole).

Pour toutes les autres trajectoires dont la modélisation mathématique est inconnue, on les désignera comme étant **curvilignes** (c'est-à-dire, de forme quelconque).

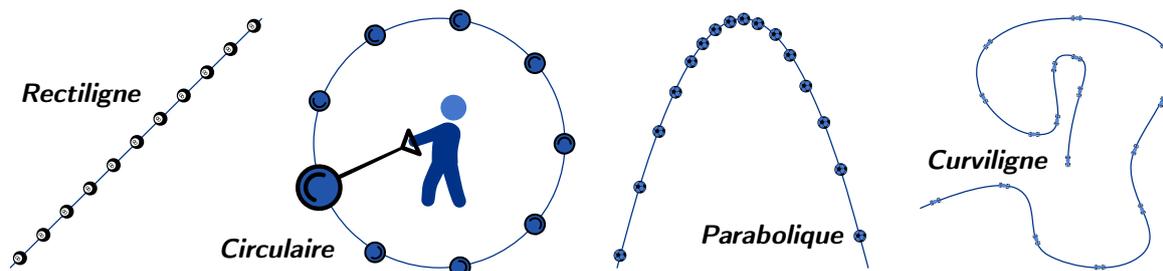


Figure 8.1 – Trajectoires les plus fréquentes

#### Exemple

Un archer tire une flèche pour atteindre une cible peu distante. Si on néglige les frottements de l'air, on peut donc caractériser le mouvement de la flèche dans le référentiel terrestre comme étant **rectiligne**.

Dans ce même référentiel, un tennisman voulant faire une chandelle impose donc à la balle un mouvement dont la trajectoire est **parabolique**.

### 8.2. L'évolution de la vitesse instantanée

En ce qui concerne l'évolution de la vitesse d'un système étudié, celle-ci peut être caractérisée par l'un des trois adjectifs (au cours de l'intégralité du mouvement, ou seulement lors d'une phase) :

- les mouvements **uniformes** (pour lesquels l'évolution de la vitesse est constante).
- les mouvements **accélérés** (pour lesquels l'évolution de la vitesse est croissante).
- les mouvements **décélérés** ou **ralentis** (pour lesquels l'évolution de la vitesse est décroissante).

Expérimentalement, on peut étudier le mouvement d'un système en réalisant un enregistrement vidéo<sup>1</sup>. Celui-ci permet notamment, avec un logiciel de traitement adapté, de réaliser une **chronophotographie** du mouvement consistant à superposer sur une seule et même image les différentes positions successivement occupées par un objet au cours du temps.

1. Réaliser et exploiter des enregistrements vidéo pour analyser des mouvements.

Il est indispensable, pour une étude précise de l'évolution de la vitesse du système, que l'écart de temps entre deux positions consécutives soit **constant**. Comme il s'agit d'un phénomène périodique, on définit la **période d'échantillonnage**  $T_e$  comme étant la durée entre deux positions consécutives de la chronophotographie.

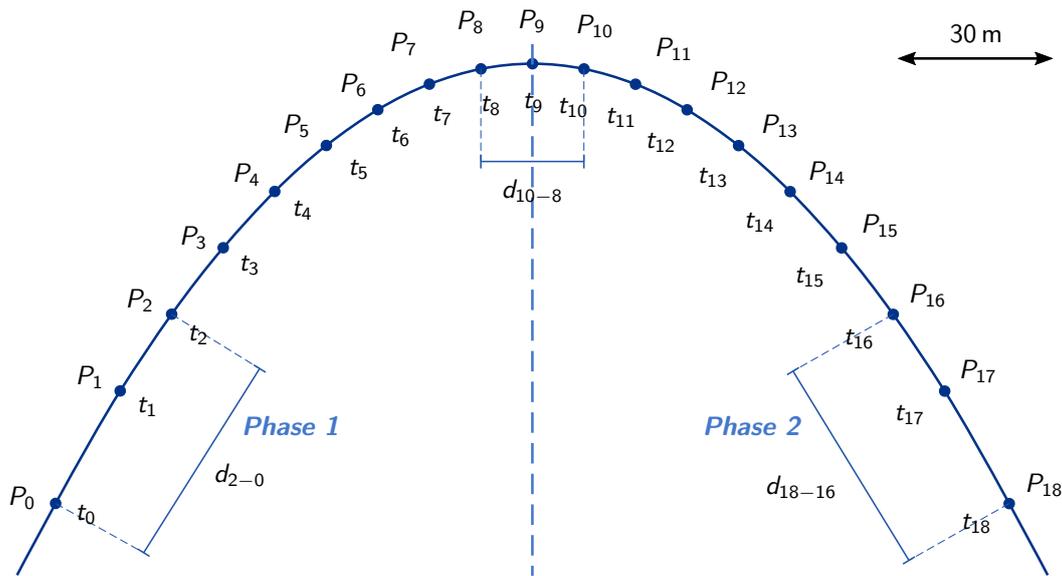


Figure 8.2 – Mouvement parabolique décéléré (phase 1) puis accéléré (phase 2) de période d'échantillonnage égale à  $4,66 \cdot 10^{-1}$  s

De cette manière, il est possible de déterminer la **vitesse instantanée** du système pour n'importe quelle position occupée sur la chronophotographie. Pour cela, il suffit de mesurer la distance entre les deux positions **précédente** et **suivante** du point considéré et de la diviser par l'écart de temps entre ces deux mêmes positions :

$$v_i = \frac{[P_{i+1}P_{i-1}]}{t_{i+1} - t_{i-1}} = \frac{d}{\Delta t}$$

$v_i$  : **vitesse instantanée** au point  $P_i$  ( $\text{m}\cdot\text{s}^{-1}$ )  
 $d$  : **distance** entre les points  $P_{i+1}$  et  $P_{i-1}$  (m)  
 $\Delta t$  : **écart de temps** entre  $t_{i+1}$  et  $t_{i-1}$  (s)

**Exemple**

Considérons le mouvement d'un  $\text{homm} \cdot 10^{\text{ca non}}$ , parabolique décéléré durant l'ascension puis accéléré au cours de la chute. On peut calculer la vitesse instantanée au point  $P_1$ . Pour cela, compte-tenu de l'échelle imposée par la figure, on estime la distance entre les points  $P_0$  et  $P_2$  égale à  $d_{2-0} = 43,3$  m. De plus, la période d'échantillonnage étant égale à  $T_e = 4,66 \cdot 10^{-1}$  s, la durée  $\Delta t$  est égale à  $\Delta t = t_2 - t_0 = 2 T_e$  :

$$v_1 = \frac{d_{2-0}}{2 T_e}$$

AN :  $v_1 = \frac{43,3}{2 \times 4,66 \cdot 10^{-1}}$

$$v_1 = 46,5 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1} = 167 \text{ km}\cdot\text{h}^{-1}$$

De la même manière, au point  $P_9$ , on mesure une distance égale à  $d_{10-8} = 20,0$  m :

$$v_9 = \frac{d_{10-8}}{2 T_e}$$

AN :  $v_9 = \frac{20,0}{2 \times 4,66 \cdot 10^{-1}}$

$$v_9 = 21,5 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1} = 77,3 \text{ km}\cdot\text{h}^{-1}$$

Et pour le point  $P_{17}$ , on mesure  $d_{18-16} = 43,3$  m :

$$v_{17} = \frac{d_{18-16}}{2 T_e}$$

AN :  $v_{17} = \frac{43,3}{2 \times 4,66 \cdot 10^{-1}}$

$$v_{17} = 46,5 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1} = 167 \text{ km}\cdot\text{h}^{-1}$$

Comme  $v_1 < v_9$ , la première phase du mouvement est bel et bien décélérée ; et comme  $v_1 > v_9$ , la seconde phase est accélérée.

### 8.3. Le principe d'inertie

Dans son ouvrage, *Philosophiæ Naturalis Principia Mathematica* publié en 1686, **Isaac Newton**, influencé par les recherches et les écrits de Galilée et de René Descartes, énonce :

« La force inhérente à la matière (*vis insita*) est le pouvoir qu'elle a de résister. C'est par cette force que tout corps persévère de lui-même dans son état actuel de repos ou de mouvement uniforme en ligne droite.<sup>2</sup> »

Le **principe d'inertie**<sup>3</sup>, correspondant à la 1<sup>ère</sup> loi de Newton, s'énonce donc de la manière suivante : si la somme (ou résultante) des forces appliquées sur un système est égale au vecteur nul  $\vec{0}$ , cela implique donc que le système est soit immobile, soit en mouvement rectiligne uniforme.

Toutefois, la réciproque est également vraie : si un système est immobile ou en mouvement rectiligne uniforme, alors la somme (ou résultante) des forces appliquées sur lui est égale au vecteur nul  $\vec{0}$ . Mathématiquement, on peut le noter ainsi :

$$\begin{cases} \text{immobile} \\ \text{mouvement rectiligne uniforme} \end{cases} \Leftrightarrow \sum \vec{F} = \vec{0}$$

#### Exemple

Bon nombre de sports observent une phase au cours de laquelle un objet ou un sportif se retrouve en chute (les lobs au football ou au tennis, les sauts en longueur...). Au cours de cette phase, le mouvement du système va s'orienter vers le sol en raison de la pesanteur terrestre.

Tout objet en chute libre ne subit qu'une seule force : son poids  $\vec{P}$ . Comme leur masse n'est pas nulle, leur poids non plus, ce qui implique que la somme (ou résultante) des forces appliquées à l'objet n'est pas égale au vecteur nul  $\vec{0}$ .

$$\sum \vec{F} = \vec{P} \neq \vec{0}$$

D'après le principe d'inertie, l'objet n'est ni immobile, ni en mouvement rectiligne uniforme.

#### Exemple

On considère un palet de hockey glissant sur une patinoire, animé d'une vitesse  $v_{\text{palet}}$  non nulle et d'une masse  $m_{\text{palet}} = 156 \text{ g}$ . Le bilan des forces appliquées sur le système inclue donc le poids du palet  $\vec{P}_{\text{palet}}$  et la réaction du sol  $\vec{R}_{\text{sol}}$  correspondant à la force exercée par le sol sur le palet. Le mouvement observé du système dans le référentiel terrestre correspond à un mouvement rectiligne uniforme.

D'après le principe d'inertie, cela signifie que la somme (ou résultante) des forces appliquées sur le système est égale au vecteur nul  $\vec{0}$  :

$$\begin{aligned} \sum \vec{F} &= \vec{0} \\ \vec{P}_{\text{palet}} + \vec{R}_{\text{sol}} &= \vec{0} \\ \vec{R}_{\text{sol}} &= -\vec{P}_{\text{palet}} \end{aligned}$$

On peut donc déterminer les caractéristiques du vecteur  $\vec{R}_{\text{sol}}$  en reprenant les caractéristiques du poids  $\vec{P}_{\text{palet}}$  :

- la direction de  $\vec{R}_{\text{sol}}$  : la droite orthogonale à la patinoire (la verticale, même direction que le poids  $\vec{P}_{\text{palet}}$ ).
- le sens de  $\vec{R}_{\text{sol}}$  : en s'éloignant de la patinoire (vers le haut, opposé au sens du poids  $\vec{P}_{\text{palet}}$ ).
- le point d'application de  $\vec{R}_{\text{sol}}$  : le centre de la surface de contact entre le palet et la patinoire.
- l'intensité de  $\vec{R}_{\text{sol}}$  égale à celle de  $\vec{P}_{\text{palet}}$  :

$$\begin{aligned} \vec{R}_{\text{sol}} &= -\vec{P}_{\text{palet}} \\ \Rightarrow \begin{cases} R_{\text{sol}} = P_{\text{palet}} \\ P_{\text{palet}} = m_{\text{palet}} g \end{cases} &\Rightarrow R_{\text{sol}} = m_{\text{palet}} g \end{aligned}$$

$$\text{AN : } R_{\text{sol}} = 156 \cdot 10^{-3} \times 9,81$$

$$R_{\text{sol}} = 1,53 \text{ N}$$

2. En version originale : *The vis insita, or innate force of matter, is a power of resisting by which every body, as much as in it lies, endeavours to preserve its present state, whether it be of rest or of moving uniformly forward in a straight line.*

3. Utiliser le principe d'inertie pour interpréter des mouvements simples en termes de forces.

## 9. La chimie au service des sportifs

### 9.1. La mole

En chimie, pour éviter l'utilisation des très grands nombres pour compter les atomes, les molécules ou les ions contenus dans un échantillon, on utilise la **mole** (de symbole mol) correspondant à un **paquet** de  $6,02 \cdot 10^{23}$  entités chimiques identiques. Cette unité fait partie des sept unités de base du **Système International** adoptées en 1971 pour simplifier la communication et la précision des travaux de la communauté scientifique.

L'intérêt de la **mole** réside avant tout dans la **simplification** qu'elle apporte dans la **quantification** des entités chimiques. Plus précisément, elle a été définie lors de la 14<sup>ème</sup> conférence générale des poids et mesures ainsi :

*La Quatorzième Conférence générale des poids et mesures considérant les avis de l'Union internationale de physique pure et appliquée, de l'Union internationale de chimie pure et appliquée et de l'Organisation internationale de normalisation concernant le besoin de définir une unité de quantité de matière, décide :*

- la mole est la **quantité de matière** d'un système contenant autant d'entités élémentaires qu'il y a d'atomes dans 0,012 kg de carbone  $^{12}_6\text{C}$  ; son symbole est mol.
- lorsqu'on emploie la mole, les entités élémentaires doivent être spécifiées et peuvent être des **atomes**, des **molécules**, des **ions**, des **électrons**, d'autres particules ou des groupements spécifiés de telles particules.
- la mole est une **unité de base** du **Système international** d'unités.

Pour passer de la quantité de matière (c'est-à-dire le nombre de moles) d'un échantillon au nombre d'entités chimiques, on utilise le **nombre d'Avogadro**  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$  correspondant au nombre d'entités chimiques identiques dans une mole de matière.

$$N = n N_A$$

$N$  : **nombre** d'entités chimiques dans un échantillon  
 $n$  : **quantité de matière** d'un échantillon (mol)  
 $N_A$  : **nombre d'Avogadro**  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

#### Exemple

On considère un sifflet d'arbitre en fer possédant  $N_{\text{Fe(s)}} = 5,40 \cdot 10^{23}$  atomes. Pour déterminer la quantité de matière correspondante, on réalise le calcul suivant :

$$N_{\text{Fe(s)}} = n_{\text{Fe(s)}} N_A$$
$$\Leftrightarrow n_{\text{Fe(s)}} = \frac{N_{\text{Fe(s)}}}{N_A}$$

$$\text{AN : } n_{\text{Fe(s)}} = \frac{5,40 \cdot 10^{23}}{6,02 \cdot 10^{23}}$$

$$n_{\text{Fe(s)}} = 8,97 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$

Le sifflet a une quantité de matière  $n_{\text{Fe(s)}} = 8,97 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$ .

### 9.2. La masse d'un échantillon d'atomes ou d'ions monoatomiques

La quantité de matière renseigne certes sur le nombre d'entités chimiques présentes dans un échantillon, toutefois, elle n'apporte pas d'informations directes concernant la **masse** (dans le cas des solides) ou le **volume** (dans le cas des fluides) de l'échantillon. Et cela pour une bonne raison : deux éléments chimiques ne possèdent pas la même masse.

Dans la première partie de ce cours, nous avons évoqué les différences structurales entre deux éléments chimiques différents (leur nombre de **protons**) mais également entre deux atomes isotopes (leur nombre de **neutrons**). Or, un

**nucléon** possède une masse  $m_{\text{nucléon}} = 1,67.10^{-27}$  kg ; cela induit donc que des atomes, des molécules ou des ions différents ne posséderont pas la même masse.

**Exemple**

Pour illustrer les différences de masse entre les atomes, considérons un atome de carbone  $^{12}_6\text{C}$  et un second, l'atome d'oxygène  $^{16}_8\text{O}$ . On calcule leur masse propre :

$$m_{^{12}_6\text{C}} = 12 m_{\text{nucléon}}$$

**AN :**  $m_{^{12}_6\text{C}} = 12 \times 1,67.10^{-27}$

$$m_{^{12}_6\text{C}} = 2,00.10^{-26} \text{ kg}$$

Un atome de carbone  $^{12}_6\text{C}$  possède une masse  $m_{^{12}_6\text{C}} = 2,00.10^{-26}$  kg.

$$m_{^{16}_8\text{O}} = 16 m_{\text{nucléon}}$$

**AN :**  $m_{^{16}_8\text{O}} = 16 \times 1,67.10^{-27}$

$$m_{^{16}_8\text{O}} = 2,67.10^{-26} \text{ kg}$$

On constate donc que les masses sont différentes,  $m_{^{12}_6\text{C}} < m_{^{16}_8\text{O}}$  car l'atome d'oxygène  $^{16}_8\text{O}$  possède davantage de nucléons.

Pour se simplifier la vie, les tableaux périodiques que l'on retrouve dans la littérature précisent une information essentielle concernant ses différences de masse : la **masse molaire atomique** notée  $M$  et exprimée en  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ . Il s'agit d'une grandeur très utile, mettant en relation la **quantité de matière**  $n$  d'un échantillon d'atomes et sa masse  $m$ . Pour ne pas la confondre avec le numéro atomique  $Z$  de l'élément chimique, on retiendra que la masse molaire atomique  $M$  est en général écrite sous forme décimale.

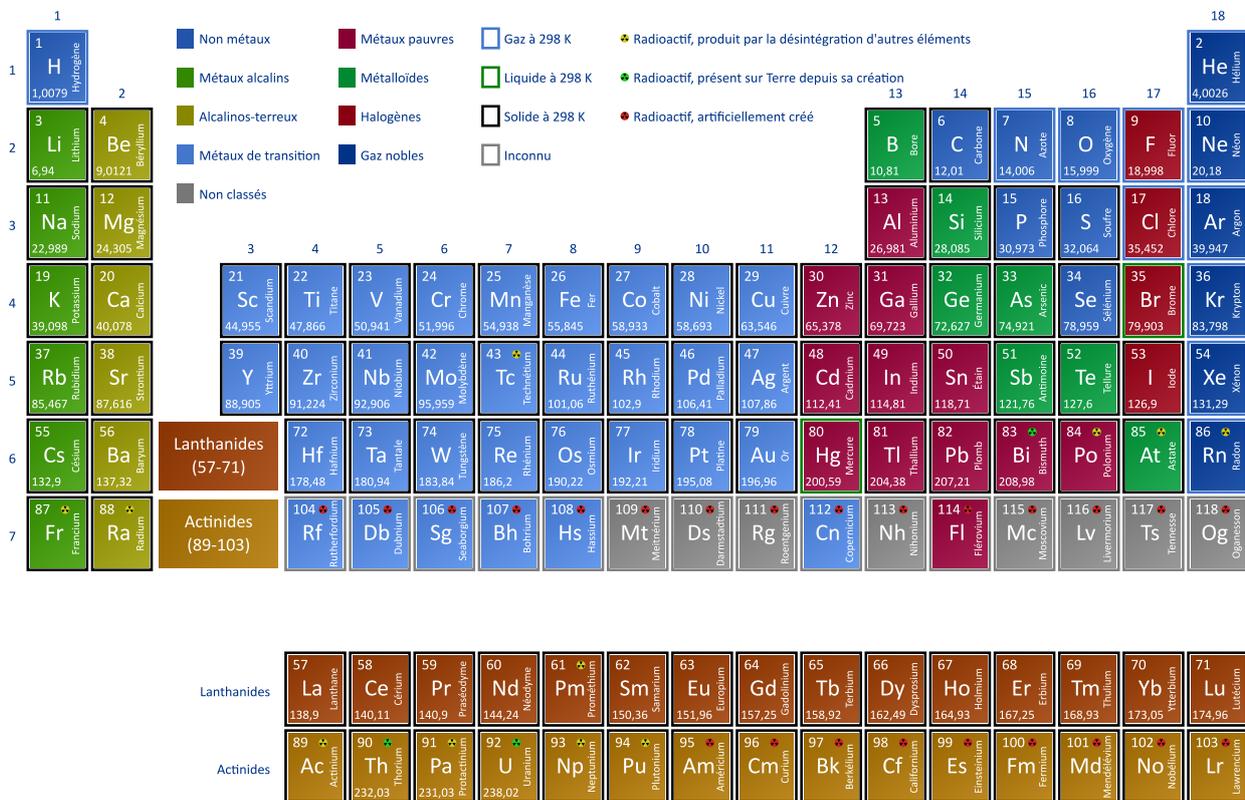


Figure 9.1 – Classification périodique des éléments chimiques

La relation <sup>1</sup> liant quantité de matière  $n$  et masse  $m$  d'un échantillon est la suivante :

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

$n$  : **quantité de matière** d'un échantillon (mol)  
 $m$  : **masse** d'un échantillon (g)  
 $M$  : **masse molaire** de l'échantillon ( $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ )

### Exemple

On reprend l'exemple du sifflet en fer précédent. On souhaite déterminer la masse de celui-ci connaissant sa quantité de matière  $n_{\text{Fe(s)}} = 8,97 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$ . Pour cela, on commence par rechercher la masse molaire atomique du fer dans le tableau périodique :

$$M(\text{Fe}) = 55,8 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Une fois l'information trouvée, on réalise le calcul suivant :

$$n_{\text{Fe(s)}} = \frac{m_{\text{sifflet}}}{M(\text{Fe})}$$

$$m_{\text{sifflet}} = n_{\text{Fe(s)}} M(\text{Fe})$$

$$\text{AN : } m_{\text{sifflet}} = 8,97 \cdot 10^{-1} \times 55,8$$

$$m_{\text{sifflet}} = 50,1 \text{ g}$$

Le sifflet possède donc une masse  $m_{\text{sifflet}} = 50,1 \text{ g}$ .

### 9.3. La masse d'un échantillon de molécules ou d'ions polyatomiques

Pour les **édifices polyatomiques** (molécules ou ions polyatomiques), la relation liant quantité de matière  $n$  et masse  $m$  reste la même ; toutefois, la détermination de la masse molaire ne consiste plus seulement à rechercher une case dans le tableau périodique. On parlera donc de détermination de la **masse molaire moléculaire**<sup>2</sup>.

En effet, une molécule peut être constituée d'un nombre conséquent d'éléments chimiques différents. Or, il est exclu d'envisager un tableau recensant l'ensemble des molécules connues à ce jour ; en revanche, il est relativement simple de retenir que pour déterminer une **masse molaire moléculaire**, il suffit de faire la **somme** des **masses molaires atomiques** des atomes constituant l'entité chimique :

$$M_{\text{molécule}} = \sum N_{\text{atome}} M_{\text{atome}}$$

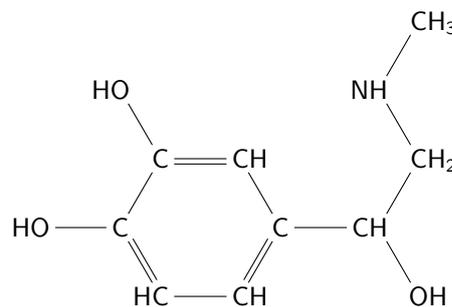
$M_{\text{molécule}}$  : **masse molaire moléculaire** ( $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ )

$N_{\text{atome}}$  : **nombre** d'atomes considérés

$M_{\text{atome}}$  : **masse molaire atomique** considérée ( $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ )

### Exemple

On s'intéresse à l'adrénaline, molécule dont la formule semi-développée est la suivante :



Sa formule brute est  $\text{C}_9\text{H}_{13}\text{NO}_3(\text{aq})$ . On peut donc déterminer sa masse molaire moléculaire :

$$M(\text{C}_9\text{H}_{13}\text{NO}_3) = 9 M(\text{C}) + 13 M(\text{H}) + M(\text{N}) + 3 M(\text{O})$$

$$\text{AN : } M(\text{C}_9\text{H}_{13}\text{NO}_3) = 9 \times 12,0 + 13 \times 1,0 + 14,0 + 3 \times 16,0$$

$$M(\text{C}_9\text{H}_{13}\text{NO}_3) = 183,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

1. Déterminer une quantité de matière connaissant la masse d'un solide.
2. Calculer une masse molaire moléculaire à partir des masses molaires atomiques.

La détermination de la masse d'un échantillon d'entités chimiques polyatomiques reprend ensuite la formule précédemment fournie liant quantité de matière  $n$  et masse  $m$ .

### 9.4. Le prélèvement d'une quantité de matière

Expérimentalement, il est courant d'être amené à déterminer la masse à prélever<sup>3</sup> (dans le cadre de la réalisation d'une solution par dissolution notamment) à partir de la quantité de matière  $n$ . Pour les solides, une fois la masse déterminée à partir de la relation, le prélèvement relève simplement d'un calcul supplémentaire et d'une pesée à la balance.

En revanche, pour les fluides (liquides ou gaz), la pesée est exclue et il est plus simple expérimentalement de réaliser un prélèvement en considérant le volume  $V$  plutôt que la masse  $m$ . Dans ce cas-là, on doit se servir de la relation liant volume  $V$  et masse  $m$  d'un échantillon :

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

$\rho$  : **masse volumique** de l'échantillon ( $\text{g}\cdot\text{mL}^{-1}$ )  
 $m$  : **masse** de l'échantillon (g)  
 $V$  : **volume** de l'échantillon (mL)

Pour rappel, certaines tables de référence utilisent plutôt la densité  $d$  d'une substance chimique car elle présente l'avantage de comparer mathématiquement la masse volumique de l'échantillon avec celle de l'eau égale à  $\rho_{\text{eau}} = 1,00 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1} = 1,00 \text{ kg}\cdot\text{L}^{-1} = 1000 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$  :

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

$d$  : **densité**  
 $\rho$  : **masse volumique** de l'échantillon ( $\text{g}\cdot\text{mL}^{-1}$ )  
 $\rho_{\text{eau}}$  : **masse volumique de l'eau** ( $\text{g}\cdot\text{mL}^{-1}$ )

Quoiqu'il en soit, on peut se servir des formules précédentes pour établir la relation<sup>4</sup> liant quantité de matière  $n$  et volume  $V$  d'un fluide :

$$\begin{aligned} \begin{cases} \rho = \frac{m}{V} \\ n = \frac{m}{M} \end{cases} &\Leftrightarrow \begin{cases} \rho = \frac{m}{V} \\ m = n M \end{cases} \\ &\Rightarrow \rho = \frac{n M}{V} \\ &\Leftrightarrow V = \frac{n M}{\rho} \end{aligned}$$

D'autre part, si l'on ne souhaite considérer que la densité  $d$  du fluide :

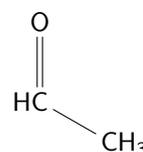
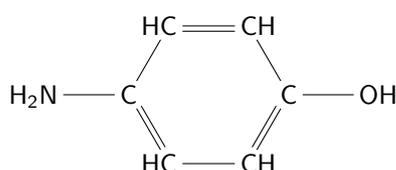
$$\begin{aligned} \begin{cases} V = \frac{n M}{\rho} \\ d = \frac{\rho}{\rho_{\text{eau}}} \end{cases} &\Leftrightarrow \begin{cases} V = \frac{n M}{\rho} \\ \rho = d \rho_{\text{eau}} \end{cases} \\ &\Rightarrow V = \frac{n M}{d \rho_{\text{eau}}} \end{aligned}$$

#### Exemple

Pour synthétiser le paracétamol, un antalgique utilisé dans le sport pour calmer les douleurs musculaires, on prépare la liste des réactifs nécessaires :

- 25 mL d'eau.
- $4,5 \cdot 10^{-2}$  mol d'acide éthanoïque (liquide) de densité  $d = 1,342$ .
- $2,5 \cdot 10^{-2}$  mol de 4-aminophénol (solide).

Pour le 4-aminophénol (à gauche) et l'acide éthanoïque (à droite), on fournit les formules semi-développées suivantes :



3. Prélever une quantité de matière d'une espèce chimique donnée.

4. Déterminer une quantité de matière connaissant le volume d'un liquide.

On détermine la masse à prélever de 4-aminophénol solide, dont la formule brute se déduit de la formule semi-développée précédente  $C_6H_7NO_{(s)}$  :

$$n_{C_6H_7NO_{(s)}} = \frac{m_{C_6H_7NO_{(s)}}}{M(C_6H_7NO)}$$

$$m_{C_6H_7NO_{(s)}} = n_{C_6H_7NO_{(s)}} M(C_6H_7NO)$$

$$m_{C_6H_7NO_{(s)}} = n_{C_6H_7NO_{(s)}} (6 M(C) + 7 M(H) + M(N) + M(O))$$

**AN :**  $m_{C_6H_7NO_{(s)}} = 2,5 \cdot 10^{-2} \times (6 \times 12,0 + 7 \times 1,0 + 14,0 + 16,0)$

$$m_{C_6H_7NO_{(s)}} = 2,7 \text{ g}$$

Puis, on détermine le volume d'acide éthanoïque liquide, de formule brute  $C_2H_4O_2_{(l)}$  en se servant de la relation liant quantité de matière  $n$  et volume  $V$  démontrée précédemment :

$$V_{C_2H_4O_2_{(l)}} = \frac{n_{C_2H_4O_2_{(l)}} M(C_2H_4O_2)}{d \rho_{eau}}$$

$$V_{C_2H_4O_2_{(l)}} = \frac{n_{C_2H_4O_2_{(l)}} (2 M(C) + 4 M(H) + 2 M(O))}{d \rho_{eau}}$$

**AN :**  $V_{C_2H_4O_2_{(l)}} = \frac{4,5 \cdot 10^{-2} \times (2 \times 12,0 + 4 \times 1,0 + 2 \times 16,0)}{1,342 \times 1,00}$

$$V_{C_2H_4O_2_{(l)}} = 2,0 \text{ mL}$$

### 9.5. La concentration molaire

Pour rappel, on a évoqué lors de la première partie de ce cours la notion de **concentration massique**, usuellement notée  $c_m$  (ou bien  $C$  suivant les notations communément employée). La relation qui lie **concentration massique** d'un soluté, notée  $c_{m_{soluté}}$ , **masse** de celui-ci, notée  $m_{soluté}$ , et **volume** de la solution, notée  $V_{solution}$ , est la suivante :

$$c_{m_{soluté}} = \frac{m_{soluté}}{V_{solution}}$$

$c_{m_{soluté}}$  : **concentration massique** du soluté ( $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ )  
 $m_{soluté}$  : **masse** de soluté (g)  
 $V_{solution}$  : **volume** de la solution (L)

De façon analogue, on définit également la **concentration molaire**, notée  $c$ , qui permet de renseigner sur la **quantité de matière** d'une entité chimique solubilisée par **unité de volume** de solution. La relation<sup>5</sup> qui lie les trois grandeurs est la suivante :

$$c_{soluté} = \frac{n_{soluté}}{V_{solution}}$$

$c_{soluté}$  : **concentration molaire** du soluté ( $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ )  
 $n_{soluté}$  : **quantité de matière** de soluté (mol)  
 $V_{solution}$  : **volume** de la solution (L)

#### Exemple

On souhaite réaliser une solution de concentration molaire  $c_{MnO_4^-(aq)} = 3,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  en ions permanganate  $MnO_4^-(aq)$  à partir d'une fiole jaugée à disposition de volume  $V_{fiole} = 100 \text{ mL}$ . Le calcul suivant illustre la méthode à employer pour déterminer la masse de permanganate de potassium  $KMnO_{4(s)}$  à peser pour la dissolution. On précise également que pour la dissolution d'une mole de permanganate de potassium  $KMnO_{4(s)}$ , on obtient une mole d'ions permanganate  $MnO_4^-(aq)$  :

$$\begin{cases} c_{MnO_4^-(aq)} = \frac{n_{MnO_4^-(aq)}}{V_{fiole}} \\ n_{KMnO_4(s)} = \frac{m_{KMnO_4(s)}}{M(KMnO_4)} \\ n_{MnO_4^-(aq)} = n_{KMnO_4(s)} \end{cases} \Rightarrow \begin{cases} c_{MnO_4^-(aq)} = \frac{n_{MnO_4^-(aq)}}{V_{fiole}} \\ n_{MnO_4^-(aq)} = \frac{m_{KMnO_4(s)}}{M(KMnO_4)} \end{cases} \Rightarrow c_{MnO_4^-(aq)} = \frac{m_{KMnO_4(s)}}{M(KMnO_4) V_{fiole}}$$

$$\Leftrightarrow m_{KMnO_4(s)} = c_{MnO_4^-(aq)} M(KMnO_4) V_{fiole}$$

$$\Leftrightarrow m_{KMnO_4(s)} = c_{MnO_4^-(aq)} (M(K) + M(Mn) + 4 M(O)) V_{fiole}$$

5. Connaître et exploiter l'expression de la concentration molaire d'une espèce moléculaire ou ionique dissoute.

$$\text{AN : } m_{\text{KMnO}_4(s)} = 3,00 \cdot 10^{-2} \times (39,1 + 54,9 + 4 \times 16,0) \times 100 \cdot 10^{-3}$$

$$m_{\text{KMnO}_4(s)} = 4,74 \cdot 10^{-1} \text{ g}$$

Il peut également arriver que, par souci de compréhension et pour plus facilement se représenter les choses, on souhaite, à partir de la valeur de la concentration molaire d'une solution, déterminer la concentration massique. Pour cela, il suffit de se servir des relations étudiées jusqu'ici :

$$\begin{cases} c = \frac{n}{V} \\ c_m = \frac{m}{V} \\ n = \frac{m}{M} \end{cases}$$

On peut remplacer la quantité de matière  $n$  dans la 1<sup>ère</sup> relation grâce à l'égalité de la 3<sup>ème</sup> :

$$\begin{cases} c = \frac{n}{V} \\ c_m = \frac{m}{V} \\ n = \frac{m}{M} \end{cases} \Rightarrow \begin{cases} c = \frac{m}{M V} \\ c_m = \frac{m}{V} \end{cases} \Leftrightarrow \begin{cases} c_{\text{soluté}} = \frac{m}{M V} \\ m = c_m V \end{cases}$$

Puis, on introduit dans la 1<sup>ère</sup> relation l'expression de la masse  $m$  obtenue dans la 2<sup>ème</sup> équation :

$$\begin{cases} c = \frac{m}{M V} \\ m = c_m V \end{cases} \Rightarrow c = \frac{c_m V}{M V} \\ \Leftrightarrow c = \frac{c_m}{M}$$

On retiendra donc la relation suivante<sup>6</sup> permettant de passer d'une concentration massique  $c_m$ , exprimée en  $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ , à une concentration molaire  $c$ , exprimée en  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ , en se servant de la masse molaire du soluté considéré :

$$c_{\text{soluté}} = \frac{c_{m_{\text{soluté}}}}{M}$$

$c_{\text{soluté}}$  : **concentration molaire** du soluté ( $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ )  
 $c_{m_{\text{soluté}}}$  : **concentration massique** du soluté ( $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ )  
 $M$  : **masse molaire** du soluté ( $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ )

6. Savoir que la concentration d'une solution en espèce dissoute peut s'exprimer en  $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$  ou en  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

Quatrième partie

Les annexes

# A. Les compléments de Physique-Chimie

## A.1. Le formulaire de Physique

$i$  : **angle** d'incidence ( $^\circ$ )  
 $r$  : **angle** de réfraction ( $^\circ$ )  
 $n_i \sin(i) = n_r \sin(r)$   $n_i$  : **indice** du milieu incident  
 $n_r$  : **indice** du milieu réfractant

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

$f$  : **fréquence** (Hz)  
 $T$  : **période** (s)

$X$  : **symbole** de l'élément chimique  
 $Z$  : **numéro atomique** de l'élément chimique  
 $A$  : **nombre de masses**

$$v = \frac{d}{\Delta t}$$

$v$  : **vitesse** ( $\text{m}\cdot\text{s}^{-1}$ )  
 $d$  : **distance** parcourue (m)  
 $\Delta t$  : **durée** du parcours (s)

$X^{\pm n}$   $X$  : **symbole** de l'élément chimique  
 $\pm$  : **signe** de la charge globale de l'ion monoatomique  
 $n$  : nombre de **charges élémentaires** acquises par l'ion

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

$\rho$  : **masse volumique** du corps ( $\text{kg}\cdot\text{m}^{-3}$ )  
 $m$  : **masse** du corps (kg)  
 $V$  : **volume** du corps ( $\text{m}^3$ )

$N = A - Z$   $N$  : nombre de **neutrons**  
 $A$  : nombre de **nucléons**  
 $Z$  : nombre de **protons**

$$P = m g$$

$P$  : **poids** (N)  
 $m$  : **masse** (kg)  
 $g$  : **intensité** de pesanteur ( $\text{N}\cdot\text{kg}^{-1}$ )

$$F_{A/B} = G \frac{m_A m_B}{d_{AB}^2}$$

$F_{A/B}$  : intensité de la **force** d'interaction gravitationnelle (N)  
 $G$  : **constante** de gravitation universelle  
 $G = 6,67 \cdot 10^{-11}$  SI  
 $m_A$  : **masse** du corps A (kg)  
 $m_B$  : **masse** du corps B (kg)  
 $d_{AB}$  : **distance** entre les deux centres de gravité (m)

$$v_i = \frac{[P_{i+1}P_{i-1}]}{t_{i+1} - t_{i-1}} = \frac{d}{\Delta t}$$

$v_i$  : **vitesse instantanée** au point  $P_i$  ( $\text{m}\cdot\text{s}^{-1}$ )  
 $d$  : **distance** entre les points  $P_{i+1}$  et  $P_{i-1}$  (m)  
 $\Delta t$  : **écart de temps** entre  $t_{i+1}$  et  $t_{i-1}$  (s)

## A.2. Le formulaire de Chimie

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

$c_{\text{soluté}}$  : **concentration massique** du soluté (g·L<sup>-1</sup>)  
 $m_{\text{soluté}}$  : **masse** de soluté (g)  
 $V_{\text{solution}}$  : **volume** de la solution (L)

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

$\rho$  : **masse volumique** de l'échantillon (g·mL<sup>-1</sup>)  
 $m$  : **masse** de l'échantillon (g)  
 $V$  : **volume** de l'échantillon (mL)

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

$n$  : **quantité de matière** d'un échantillon (mol)  
 $m$  : **masse** d'un échantillon (g)  
 $M$  : **masse molaire** de l'échantillon (g·mol<sup>-1</sup>)

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

$d$  : **densité**  
 $\rho$  : **masse volumique** de l'échantillon (g·mL<sup>-1</sup>)  
 $\rho_{\text{eau}}$  : **masse volumique de l'eau** (g·mL<sup>-1</sup>)

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

$c_{\text{soluté}}$  : **concentration molaire** du soluté (mol·L<sup>-1</sup>)  
 $n_{\text{soluté}}$  : **quantité de matière** de soluté (mol)  
 $V_{\text{solution}}$  : **volume** de la solution (L)

$$R = \frac{h}{H}$$

$R$  : **rapport frontal** de l'espèce chimique  
 $h$  : **hauteur de la tache** de l'espèce chimique (cm)  
 $H$  : **hauteur** atteinte par le front de l'éluant (cm)

$$c_{\text{soluté}} = \frac{c_{m_{\text{soluté}}}}{M}$$

$c_{\text{soluté}}$  : **concentration molaire** du soluté (mol·L<sup>-1</sup>)  
 $c_{m_{\text{soluté}}}$  : **concentration massique** du soluté (g·L<sup>-1</sup>)  
 $M$  : **masse molaire** du soluté (g·mol<sup>-1</sup>)

$$N = n N_A$$

$N$  : **nombre** d'entités chimiques dans un échantillon  
 $n$  : **quantité de matière** d'un échantillon (mol)  
 $N_A$  : **nombre d'Avogadro**  
 $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

$$M_{\text{molécule}} = \sum N_{\text{atome}} M_{\text{atome}}$$

$M_{\text{molécule}}$  : **masse molaire moléculaire** (g·mol<sup>-1</sup>)  
 $N_{\text{atome}}$  : **nombre** d'atomes considérés  
 $M_{\text{atome}}$  : **masse molaire atomique** considérée (g·mol<sup>-1</sup>)

$$c_{m_{\text{mère}}} V_{\text{mère}} = c_{m_{\text{fille}}} V_{\text{fille}}$$

$c_{m_{\text{mère}}}$  : **concentration massique** de la solution mère utilisée (g·L<sup>-1</sup>)  
 $V_{\text{mère}}$  : **volume** de solution mère prélevé (L)  
 $c_{m_{\text{fille}}}$  : **concentration massique** obtenue de solution fille (g·L<sup>-1</sup>)  
 $V_{\text{fille}}$  : **volume** de la solution fille obtenue (L)

$$c_{\text{mère}} V_{\text{mère}} = c_{\text{fille}} V_{\text{fille}}$$

$c_{\text{mère}}$  : **concentration molaire** de la solution mère utilisée (mol·L<sup>-1</sup>)  
 $V_{\text{mère}}$  : **volume** de solution mère prélevé (L)  
 $c_{\text{fille}}$  : **concentration molaire** obtenue de solution fille (mol·L<sup>-1</sup>)  
 $V_{\text{fille}}$  : **volume** de la solution fille obtenue (L)