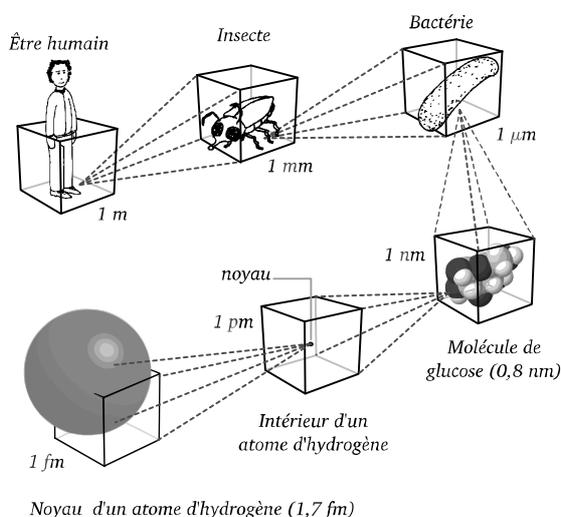


# Modélisation de la matière à l'échelle microscopique

## Introduction

À l'échelle microscopique, la matière est décrite comme étant un ensemble d'atomes constitués d'un noyau qui contient des protons et des neutrons, et qui est entouré d'un cortège électronique, dont l'organisation en couches et sous couches permet d'expliquer les propriétés chimiques des éléments du tableau de la classification périodique. Ces atomes pourront s'assembler, entre autre, en molécules. Le chimiste développera des outils théoriques pour compter rapidement ces atomes et ces molécules.



## 2.1 Du macroscopique au microscopique

### 2.1.1 Introduction

Toute la matière à notre échelle se compose d'atomes de différentes natures groupés en molécule et en cristaux, puis sous formes de structures de plus en plus complexes pour aboutir aux êtres et objets de notre quotidien (figure 2.1).

### 2.1.2 Entités chimiques

**Définition** Une *entité chimique* désigne de façon générale

- un *atome*
- une *molécule* qui est un ensemble d'atomes reliés entre eux
- un *cation*, qui est un ion positif
- un *anion*, qui est un ion négatif

**Exemples** Les *atomes* de cuivre  $Cu$ , de fer  $Fe$ . Une *molécule* d'eau  $H_2O$ , une *molécule* d'acide éthanoïque  $CH_3COOH$ , un *cation*  $Fe^{3+}$ , un *cation*  $H_3O^+$ , un *anion*  $SO_4^{2-}$ , un *anion*  $Cl^-$ .

Figure 2.1 – Du macroscopique vers le microscopique

### 2.1.3 Espèce chimique

**Définition** Une *espèce chimique* est un ensemble d'*entités chimiques identiques*, en très grand nombre.

**Exemples** L'eau liquide ou solide est une espèce chimique qui contient un grand nombre de molécules d'eau, voir la figure 2.2.

Le sel de cuisine est une espèce chimique qui contient un grand nombre de cations  $Na^+$  et d'anions  $Cl^-$ , l'or est une espèce chimique qui contient un grand nombre d'atomes d'or  $Au$  (*Aurum* l'or en latin).

### 2.1.4 Électro-neutralité de la matière

**Définition** À notre échelle, la matière est *électriquement neutre*, toutes les charges électriques positives se compensent avec le même nombre de charges électriques négatives. Les anions et les cations seront donc présents dans des proportions qui permettent

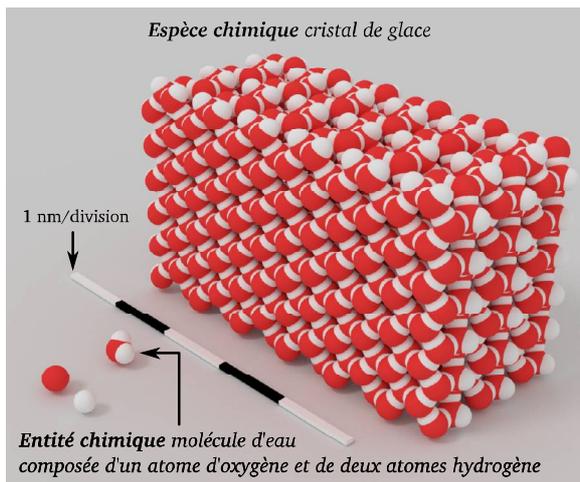


Figure 2.2 – La glace d'eau est une espèce chimique constituée de molécules d'eau régulièrement empilées

d'assurer cette électro-neutralité. Les atomes et les molécules ont une charge électrique nulle.

**Exemples** La neutralité de structures ioniques comme les sels se fait de manière à ce que les charges électriques de tous les cations neutralisent celles de tous les anions.

Le chlorure de Fer III est utilisé en faible quantité pour le traitement des eaux usées comme *floculant* qui permet de décanter plus rapidement les fines particules solides dans les eaux usagées. Sa formule est  $FeCl_3$  et le cristal est un assemblage régulier de cations  $Fe^{3+}$  et d'anions  $Cl^-$ . Les trois charges positives de l'ion  $Fe^{3+}$  sont compensées par une charge négative de trois ions  $Cl^-$

## 2.2 Le noyau de l'atome

### 2.2.1 Particules élémentaires

**Définition** Les particules élémentaires constituant les atomes sont l'électron, le proton et le neutron. Voir le tableau 2.1 et le tableau 2.2.

**Exemple** On peut calculer la charge électrique totale d'un ensemble composé de 5 protons et de 10 neutrons. Seul la charge des 5 protons est prise en compte, les neutrons ayant une charge nulle. Donc la charge électrique  $Q$  totale sera

$$Q = 5 \times q_{proton} = 5 \times 1.6 \times 10^{-19} = 8 \times 10^{-19} C$$

On la note aussi  $Q = 5+$  pour dire qu'on a 5 fois une charge élémentaire positive.

**Exemple** Le rapport de la masse d'un proton sur la masse d'un électron vaut

$$\frac{m_{proton}}{m_{electron}} = \frac{1.67 \times 10^{-27}}{9.11 \times 10^{-31}} = 1800$$

Le proton est 1800 × plus lourd que l'électron.

Particule	Masse (en kg)
électron	$9.11 \times 10^{-31}$
neutron	$1.67 \times 10^{-27}$
proton	$1.67 \times 10^{-27}$

Table 2.1 – Masse des particules élémentaires constituant l'atome

Particule	Charge électrique (en C)
électron	$-1.6 \times 10^{-19}$ (on note -1)
neutron	0
proton	$1.6 \times 10^{-19}$ (on note +1)

Table 2.2 – Charges électriques des particules élémentaires constituant l'atome

### 2.2.2 L'atome

#### Définition

- L'atome se compose d'un noyau constitué de neutrons et de protons, autour duquel orbitent des électrons qui forment le nuage électronique (figure 2.3).
- Un atome est neutre, il y a autant de charges positives (les protons) que de charges négatives (les électrons).
- la taille d'un atome est de l'ordre de 0.1 nm. Son noyau est 100 000 fois plus petit, soit 1 fm.

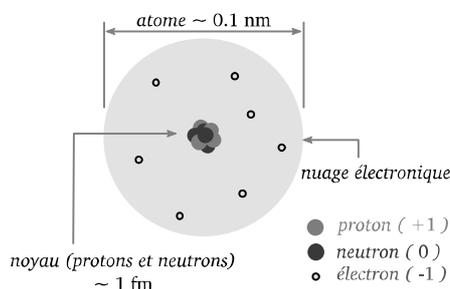


Figure 2.3 – Structure simplifiée de l'atome

**Exemple** Un atome d'uranium a une masse  $m = 3.95 \times 10^{-22} g$  et a un diamètre d'environ 0.392 nm.

### 2.2.3 Écriture conventionnelle du noyau

#### Définition

- On appelle *numéro atomique*  $Z$  le nombre de *protons* présents dans le noyau d'un atome ou d'un ion monoatomique.
- On appelle *nombre de masse atomique*  $A$  le nombre de *protons* et de *neutrons* présents dans le noyau d'un atome ou d'un ion monoatomique.
- Le *symbole chimique* d'un élément est une lettre majuscule, parfois suivie d'une minuscule permettant de le désigner. Par exemple  $C$  représente l'élément carbone dont  $Z = 6$ ,  $Na$  représente l'élément sodium où  $Z = 11$ .
- L'*écriture conventionnelle* d'un noyau permet d'indiquer son symbole  $X$ , son numéro atomique  $Z$  et son nombre de masse  $A$ .



**Exemples**  ${}^{14}_6C$  est un atome de carbone  $C$  qui possède  $Z = 6$  protons et donc  $N = A - Z = 14 - 6 = 8$  neutrons.

${}^{14}_7N$  est un atome d'azote  $N$  qui possède  $Z = 7$  protons et donc  $N = A - Z = 14 - 7 = 7$  neutrons.

### 2.2.4 Élément chimique

**Définition** Un *élément chimique* est totalement défini par son nombre de protons  $Z$  dans son noyau qui lui donne son nom et son symbole  $X$ .

**Exemples**  ${}^{45}_{20}Ca^{2+}$  est le cation calcium, il possède  $Z = 20$  protons et  $45 - 20 = 25$  neutrons. Comme il a une charge positive  $2+$ , cela signifie que l'atome de calcium a perdu 2 électrons pour devenir le cation  $Ca^{2+}$ .

Les éléments  ${}^{12}_6C$ ,  ${}^{13}_6C$  et  ${}^{14}_6C$  correspondent au même élément, le carbone  $C$  qui a  $Z = 6$  protons dans le noyau.

Les ions  $Fe^{2+}$ ,  $Fe^{3+}$  et l'atome  $Fe$  correspondent au même élément, le fer  $Fe$  qui possède  $Z = 26$  protons dans son noyau.

## 2.3 Le cortège électronique de l'atome

**Introduction** De nombreuses expériences de spectroscopie du début du XX<sup>e</sup> siècle ont montré que les électrons des atomes semblent être rangés autour du noyau par couches successives.

#### Définition

- Les électrons du cortège électronique d'un atome sont répartis dans des *couches* numérotées à partir de 1, et qui contiennent des *sous couches* désignées par des lettres  $s$  et  $p$ .

- une *sous couche*  $s$  contient au maximum 2 électrons
- une *sous couche*  $p$  contient au maximum 6 électrons
- Le remplissage des couches et sous couches se fait par énergie croissante.

Voir la figure 2.4 page 9.

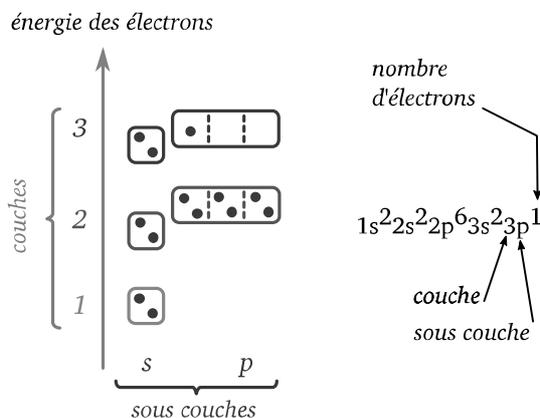


Figure 2.4 – Configuration électronique des 13 électrons de l'atome d'aluminium dans son état fondamental

**Exemples** L'atome d'hydrogène ne possède qu'un seul électron. La *configuration électronique* de l'atome d'hydrogène sera  $1s^1$ .

L'atome de carbone possède 6 électrons. La *configuration électronique* de l'atome de carbone sera  $1s^2 2s^2 2p^2$ , et il a 4 électrons de valence sur la couche 2 composée des sous couches  $2s$  et  $2p$ .

**Définition** Les *électrons de valence* sont les électrons de la *dernière couche remplie*. Ces électrons vont donner des propriétés chimiques spécifiques à un élément chimique.

**Exemples** L'atome d'aluminium a pour structure électronique  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ , sa dernière couche remplie est la troisième couche et il a 3 électrons de valence, dont 2 sur la sous couche  $3s$  et 1 sur la sous couche  $3p$ .

## 2.4 Vers des entités plus stables

### 2.4.1 Classification périodique des éléments

**Définition** Les éléments de la *classification périodique* se regroupent en blocs  $s$  et  $p$  en fonction du nombre de couches remplies. Pour chaque colonne de la *classification périodique*, les éléments ont le

même nombre d'électrons sur leur couche de valence. Voir la figure 2.5 page 10.

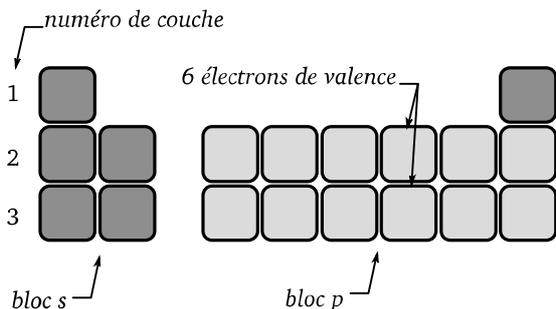


Figure 2.5 – Les blocs s et p dans la classification périodique des éléments pour les trois premières lignes

**Définition** Les éléments d'une même colonne du tableau de la classification périodique des éléments ont le même nombre d'électrons de valence, ce qui leur octroie les mêmes propriétés chimiques : ils forment une famille chimique d'éléments. Chaque colonne correspond ainsi à une famille. Voir figure 2.6.

### 2.4.2 Gaz nobles

**Définition** La famille des gaz nobles correspond à la dernière colonne du tableau de la classification périodique. Ces éléments ne forment pas de molécules ou d'ions, ils existent simplement sous forme monoatomique : ils sont dit chimiquement stables, on ne peut pas faire de réactions chimiques. On remarque que leur dernière couche électronique est saturée à 8 électrons.

**Exemples** Configuration électronique des gaz nobles des trois premières lignes du tableau de la classification périodique des éléments (voir table 2.3).

Gaz noble	Configuration électronique
Hélium	$1s^2$
Néon	$1s^2 2s^2 2p^6$
Argon	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Table 2.3 – Configuration électronique des gaz nobles. On observe sur la dernière couche remplie qu'il y a 8 électrons : 2 sur la sous couche s et 6 sur la sous couche p.

### 2.4.3 Ions monoatomiques

**Définition** Les éléments du tableau de la classification périodique vont augmenter leur stabilité chimique en gagnant ou perdant des électrons pour

avoir la configuration électronique du gaz noble le plus proche dans la classification. Voir le tableau 2.4 page 11.

**Exemple** L'atome de sodium Na a pour structure électronique  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ . Le gaz noble le plus proche dans la classification périodique est le néon de structure électronique  $1s^2 2s^2 2p^6$ . Le sodium va donc perdre un électron pour avoir la même configuration électronique que le gaz noble. On forme alors l'ion  $Na^+$  qui a comme configuration électronique  $1s^2 2s^2 2p^6$ .

L'atome de chlore Cl a pour configuration  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$  et il lui manque seulement un électron pour avoir celles de l'Argon. Il va donc facilement capturer un électron ailleurs pour former l'ion chlorure  $Cl^-$  de configuration électronique  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ .

À noter que la mise en présence de sodium métallique (atomes de Na) et de gaz de dichlore ( $Cl_2$ ) produit une très vive réaction, le chlore arrachant un électron au sodium.

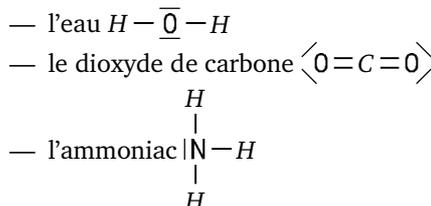
### 2.4.4 Molécules

**Définition** Une molécule est un ensemble d'atomes reliés entre eux par des liaisons chimiques qui sont un partage d'une ou plusieurs paires d'électrons afin que chaque atome puisse s'entourer de 8 électrons pour avoir la même configuration électronique qu'un gaz noble. Voir figure 2.7.

**Définition** En 1916, le physico-chimiste américain Gilbert Newton Lewis propose un modèle simplifié pour expliquer la formation des molécules par le partage de paires d'électrons. Tout atome d'une molécule sera entouré par 4 paires d'électrons lui permettant d'avoir sa couche de valence saturée à 8 électrons comme un gaz noble. L'atome d'hydrogène n'aura qu'une seule paire d'électrons dans une molécule.

Les paires d'électrons servant à faire une liaison seront des doublets liants, les paires d'électrons non engagées dans une liaison seront des doublets non liants. Voir figure 2.8.

**Exemples** Dans les schémas suivants, tous les atomes sont entourés par 4 doublets, liants ou non liants, seuls les atomes d'hydrogènes sont entourés d'un seul doublet.



CHAPITRE 2. MODÉLISATION DE LA MATIÈRE À L'ÉCHELLE MICROSCOPIQUE

Couche n° 1	$Z=1$ <b>H</b> Hydrogène $1s^1$								$Z=2$ <b>He</b> Hélium $1s^2$
Couche n° 2	$Z=3$ <b>Li</b> Lithium $1s^2 2s^1$	$Z=4$ <b>Be</b> Béryllium $1s^2 2s^2$	$Z=5$ <b>B</b> Bore $1s^2 2s^2 2p^1$	$Z=6$ <b>C</b> Carbone $1s^2 2s^2 2p^2$	$Z=7$ <b>N</b> Azote $1s^2 2s^2 2p^3$	$Z=8$ <b>O</b> Oxygène $1s^2 2s^2 2p^4$	$Z=9$ <b>F</b> Fluor $1s^2 2s^2 2p^5$	$Z=10$ <b>Ne</b> Néon $1s^2 2s^2 2p^6$	
Couche n° 3	$Z=11$ <b>Na</b> Sodium $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$Z=12$ <b>Mg</b> Magnésium $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	$Z=13$ <b>Al</b> Aluminium $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	$Z=14$ <b>Si</b> Silicium $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	$Z=15$ <b>P</b> Phosphore $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	$Z=16$ <b>S</b> Soufre $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	$Z=17$ <b>Cl</b> Chlore $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	$Z=18$ <b>Ar</b> Argon $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	
	1	2	3	4	5	6	7	8	

Nombre d'électrons sur la couche de valence

Figure 2.6 – Les trois premières lignes de la classification périodique. Chaque ligne correspond au remplissage d'une couche électronique, les éléments d'une colonne ont le même nombre d'électrons de valence, les électrons de la dernière couche remplie.

Atome	Configuration électronique	Gaz noble proche	Ion	Configuration électronique
Hydrogène H	$1s^1$	He	Hydronium $H^+$	pas d'électron
Sodium Na	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	Ne	Ion sodium $Na^+$	$1s^2 2s^2 2p^6$
Potassium K	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	Ar	Ion potassium $K^+$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
Calcium Ca	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	Ar	Ion calcium $Ca^{2+}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
Magnésium Mg	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	Ne	Ion magnésium $Mg^{2+}$	$1s^2 2s^2 2p^6$
Chlore Cl	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	Ar	Ion chlorure $Cl^-$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
Fluor F	$1s^2 2s^2 2p^5$	Ne	Ion fluorure $F^-$	$1s^2 2s^2 2p^6$

Table 2.4 – Les cations se forment en perdant des électrons pour avoir la même configuration électronique qu'un gaz noble. Les anions se forment en capturant des électrons pour avoir la configuration électronique d'un gaz noble

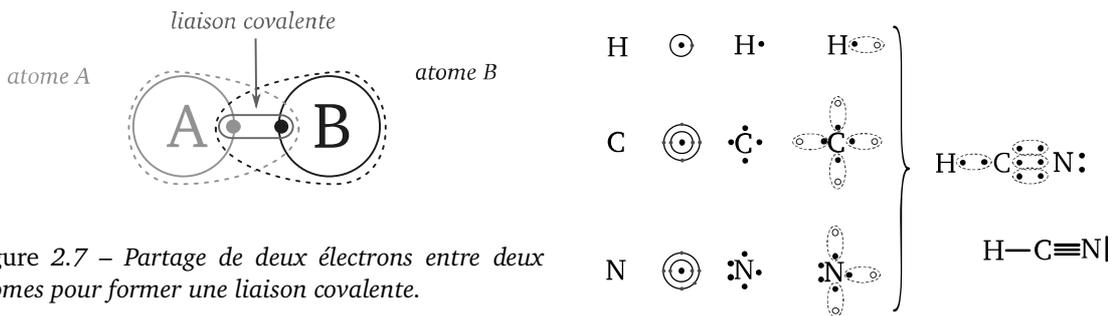


Figure 2.7 – Partage de deux électrons entre deux atomes pour former une liaison covalente.

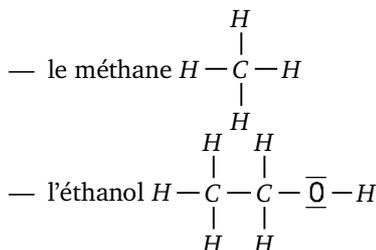
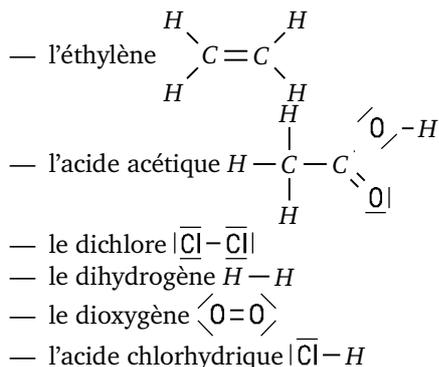


Figure 2.8 – Formation de liaisons covalentes dans l'acide cyanhydrique. Chaque atome s'entoure de huit électrons en formant une ou plusieurs liaisons covalentes.



$$m_{CH_3CH_2OH} = 6 \times m_H + 1 \times m_O + 2 \times m_C$$

$$= 6 \times 1.674 \times 10^{-24} \text{ g}$$

$$+ 1 \times 2.657 \times 10^{-23} \text{ g}$$

$$+ 2 \times 1.995 \times 10^{-23} \text{ g}$$

$$= 7.651 \times 10^{-23} \text{ g}$$

### 2.4.5 Énergies de liaison

**Définition** L'énergie de liaison est l'énergie nécessaire pour briser cette liaison. Lors d'une réaction chimique, des liaisons se brisent et se reforment pour obtenir de nouvelles molécules à partir des atomes présents au début.

## 2.5 Compter les entités dans un échantillon de matière

### 2.5.1 Masse d'une entité chimique

**Définition** La masse  $m_e$  d'une molécule ou d'un ion polyatomique est la somme des masses des atomes qui constituent cette entité. On doit donc connaître la formule brute de l'entité. La masse des atomes des trois premières lignes de la classification périodique des éléments est donnée dans le tableau 2.5.

**Exemple** La molécule d'eau a pour formule brute  $H_2O$ . Elle se compose de deux atomes d'hydrogène et d'un atome d'oxygène. Sachant que la masse d'un atome d'hydrogène est  $m_H = 1.674 \times 10^{-24} \text{ g}$  et celle d'un atome d'oxygène est  $m_O = 2.657 \times 10^{-23} \text{ g}$ , on peut calculer la masse de la molécule d'eau

$$\begin{array}{c} H - O \\ \quad \backslash \\ \quad H \end{array}$$

$$m_{H_2O} = 2 \times m_H + 1 \times m_O$$

$$= 2 \times 1.674 \times 10^{-24} \text{ g}$$

$$+ 1 \times 2.657 \times 10^{-23} \text{ g}$$

$$= 2.992 \times 10^{-23} \text{ g}$$

**Exemple** La molécule d'éthanol a pour formule brute  $CH_3CH_2OH$ . Les masses des différents atomes sont  $m_H = 1.674 \times 10^{-24} \text{ g}$ ,  $m_O = 2.657 \times 10^{-23} \text{ g}$  et  $m_C = 1.995 \times 10^{-23} \text{ g}$ . La masse d'une molécule d'éthanol sera alors

### 2.5.2 Nombre d'entités dans un échantillon

**Définition** Si on a un échantillon composé d'un nombre  $N$  d'entités identiques ayant une masse individuelle  $m_e$ , alors la masse totale  $m$  de l'échantillon sera le produit du nombre d'entités par la masse d'une entité

$$m = N \times m_e$$

**Définition** Si on connaît la masse  $m$  de l'échantillon et la masse individuelle des entités  $m_e$ , alors on peut calculer à partir de l'équation précédente le nombre  $N$  d'entités composant notre échantillon en isolant ce paramètre

$$m = N \times m_e$$

$$\frac{m}{m_e} = \frac{N \times m_e}{m_e}$$

$$\frac{m}{m_e} = \frac{N \times \cancel{m_e}}{\cancel{m_e}}$$

$$\frac{m}{m_e} = N$$

**Exemple** Un morceau de tube de cuivre a une masse  $m$  de 1.5 kg. Un atome de cuivre a une masse de  $m_{Cu} = 1.055 \times 10^{-22} \text{ g}$ . On va déterminer le nombre d'atomes de cuivre présents dans ce tube. On utilise donc la formule  $N = \frac{m}{m_{Cu}}$  en faisant attention aux unités :

$$m = 1.5 \text{ kg} = 1500 \text{ g}$$

donc le nombre d'atomes de cuivre est

$$N = \frac{1500 \text{ g}}{1.055 \times 10^{-22}} = 1.42 \times 10^{25}$$

On constate que ce nombre est énorme

$$N = 14\,500\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,000$$

### 2.5.3 La mole

**Définition** Pour compter plus rapidement les entités présentes dans un échantillon, on les compte par paquet contenant  $N_A = 6.022 \times 10^{23}$  entités. Ce paquet est appelé *une mole*.

**Exemple** Si j'ai 5 mol d'une espèce chimique, alors mon échantillon contient un nombre totale d'entités valant  $N = 5 \times N_A = 3.011 \times 10^{24}$ .

**Exemple** Nous allons estimer le volume occupé par une mole de popcorn, en supposant qu'un grain occupe le volume d'un cube de 2 cm d'arête. On convertit les distances en km puis on calcule de volume du cube en  $km^3$

$$V_{\text{grain}} = (2.00 \text{ cm})^3 = (2.00 \times 10^{-5} \text{ km})^3$$

$$V_{\text{grain}} = 8.00 \times 10^{-15} \text{ km}^3$$

On calcule le volume occupé par la mole de popcorn

$$V = V_{\text{grain}} \times 6.022 \times 10^{23} = 4.8 \times 10^9 \text{ km}^3$$

La superficie de la France est de  $S = 643801 \text{ km}^2$ , il faudrait une hauteur  $h$  de pop-corn pour avoir le volume

$$V = h \times S$$

et donc

$$h = \frac{4.80 \times 10^9 \text{ km}^3}{643801 \text{ km}^2} = 7500 \text{ km}$$

Voir figure 2.9 page 13.

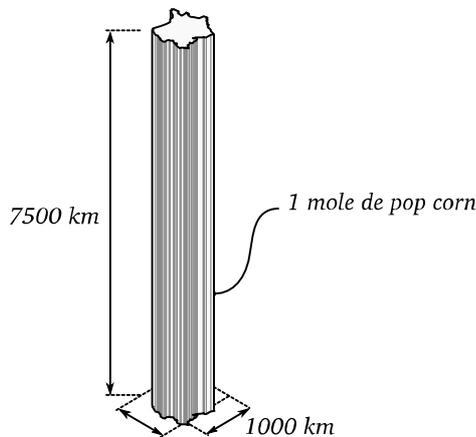


Figure 2.9 – Une mole de popcorn couvrirait la France sur 7500 km de haut

### 2.5.4 Quantité de matière

**Définition** La quantité de matière  $n$  contenue dans un échantillon est le «nombre de paquets» contenant  $6.022 \times 10^{23}$  entités présent dans l'échantillon. Cette quantité de matière  $n$  s'exprime en mol.

Pour calculer  $n$ , il faut connaître le nombre total  $N$  d'entités de l'échantillon et on peut alors calculer  $n$

$$n = \frac{N}{N_A}$$

**Définition** Pour mesurer expérimentalement la quantité de matière  $n$  présente dans un échantillon, il faut connaître

- la formule brute de l'entité chimique constituant l'espèce chimique
- la masse  $m$  de notre échantillon.

Ensuite, on applique les étapes de calculs de l'algorithme (voir figure 2.10).

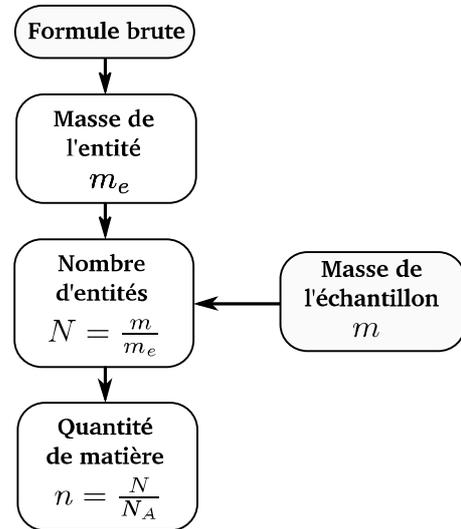


Figure 2.10 – Étapes du calcul d'une quantité de matière  $n$  connaissant la masse  $m$  de l'échantillon et la formule brute des entités

**Exemple** Quelle est la quantité de matière contenue dans 25 g d'eau ?

On applique les étapes de la figure 2.10 et les valeurs du tableau 2.5.

- formule brute  $H_2O$
- $m_e = 2 \times m_H + m_O = 2.99 \times 10^{-23} \text{ g}$
- $m = 25 \text{ g}$
- $N = \frac{25}{2.99 \times 10^{-23}} = 8.36 \times 10^{23}$
- $n = \frac{8.36 \times 10^{23}}{6.022 \times 10^{23}} = 1.4 \text{ mol}$

Il y a 1.4 mol de molécules d'eau dans 25 g d'eau.

Z	Symbole	Nom	Masse (en g)
1	H	hydrogène	$1,674 \times 10^{-24}$
2	He	hélium	$6,647 \times 10^{-24}$
3	Li	lithium	$1,152 \times 10^{-23}$
4	Be	béryllium	$1,497 \times 10^{-23}$
5	B	bore	$1,795 \times 10^{-23}$
6	C	carbone	$1,995 \times 10^{-23}$
7	N	azote	$2,326 \times 10^{-23}$
8	O	oxygène	$2,657 \times 10^{-23}$
9	F	fluor	$3,155 \times 10^{-23}$
10	Ne	néon	$3,351 \times 10^{-23}$
11	Na	sodium	$3,818 \times 10^{-23}$
12	Mg	magnésium	$4,036 \times 10^{-23}$
13	Al	aluminium	$4,481 \times 10^{-23}$
14	Si	silicium	$4,664 \times 10^{-23}$
15	P	phosphore	$5,143 \times 10^{-23}$
16	S	souffre	$5,324 \times 10^{-23}$
17	Cl	chlore	$5,887 \times 10^{-23}$
18	Ar	argon	$6,634 \times 10^{-23}$

Table 2.5 – Masse des atomes des trois premières lignes du tableau de la classification périodique