

CHAPITRE 1

De l'échelle microscopique à l'échelle macroscopique

À l'échelle **microscopique**, la matière est constituée d'**entités chimiques** qu'on peut regrouper en trois catégories : les **atomes**, les **molécules** et les **ions**.

Ce sont les propriétés et l'agencement des entités chimiques qui déterminent les propriétés de la matière et l'**état** sous lequel on l'observe à l'échelle **macroscopique**.

1 La matière à l'échelle microscopique

1.1 Plongée au cœur de l'atome

1.1.1 Structure de l'atome : noyau et électrons

La structure de l'atome a été découverte expérimentalement au début du 20^e siècle, ce qui a amené les **modèles** à évoluer rapidement.

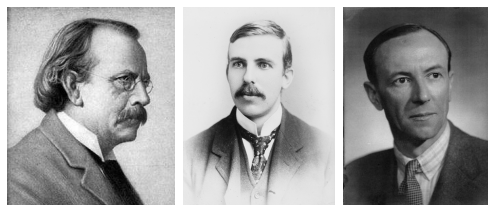
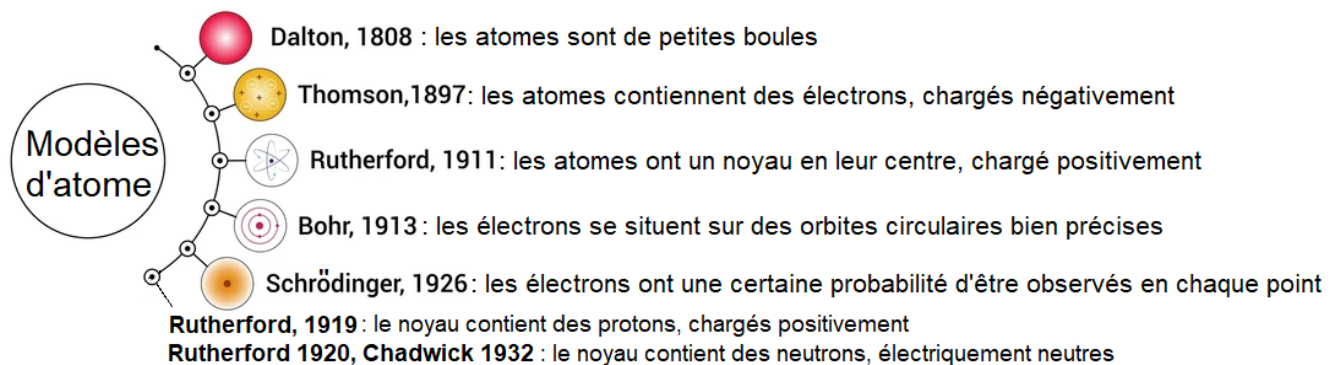


FIGURE 1 – Thomson, Rutherford et Chadwick, Prix Nobel en 1906, 1908 et 1935

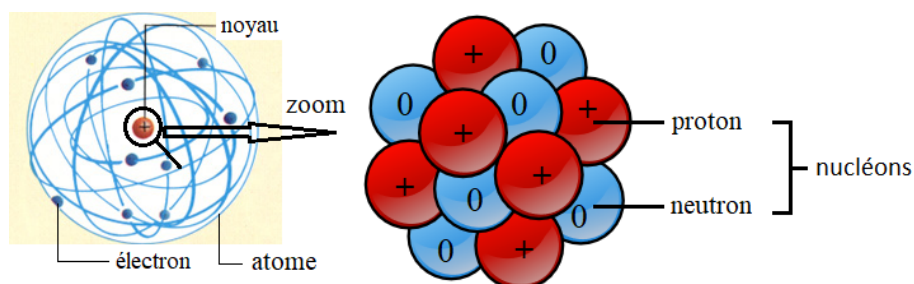


FIGURE 2 – Modèle planétaire de l'atome et structure du noyau

1.1.2 Principales propriétés de l'atome et de ses constituants

Typiquement, en **ordre de grandeur** (symbole $\sim$) :

▷ Le diamètre d'un atome vaut $d_A \sim 10^{-10} \text{ m} = \underbrace{0,000000000}_{10 \text{ zéros}} 1 \text{ m}$.

▷ Le diamètre du noyau d'un atome vaut $d_N \sim 10^{-15} \text{ m} = \underbrace{0,000000000000000}_{15 \text{ zéros}} 1 \text{ m}$.

Pour comparer la taille de l'atome et celle de son noyau, on calcule le quotient du diamètre d_A de l'atome et du diamètre d_N de son noyau :

$$\frac{d_A}{d_N} \sim \frac{10^{-10}}{10^{-15}} = 10^{-10-(-15)} = 10^{-10+15} = 10^5 = 1 \underbrace{00000}_{5 \text{ zéros}}.$$

Ce calcul montre que l'atome a une structure lacunaire.

Les physiciens ont mesuré la charge électrique et la masse des constituants de l'atome. La **charge électrique** est une **grandeur physique** dont l'**unité** est le coulomb, de symbole C. Elle indique comment l'entité qui la porte réagit à la présence d'autres charges : elle est plus ou moins attirée ou repoussée suivant le signe et la valeur absolue de la charge.

Dans le tableau ci-dessous, la notation e désigne la **charge élémentaire** : la plus petite valeur strictement positive que peut prendre la charge d'une entité chimique.

Nom de la particule	proton	neutron	électron
Charge électrique	$e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$	0	$-e = -1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$
Masse	$1,673 \times 10^{-27} \text{ kg}$	$1,675 \times 10^{-27} \text{ kg}$	$9,109 \times 10^{-31} \text{ kg}$

Expérimentalement, on constate que l'atome est **électriquement neutre** : sa charge est nulle. Comme la charge de l'atome est la somme de celles de ses constituants, un atome contient autant d'électrons que de protons.

Le nombre de protons d'un atome, noté Z , est parfois appelé **nombre de charge** car la charge du noyau vaut

$$Q_{\text{noyau}} = Z \times e.$$

La masse d'un atome est la somme des masses de ses constituants. Comme un nucléon est environ deux mille fois plus lourd qu'un électron, l'essentiel de la masse d'un atome (plus de 99%) est contenu dans son noyau.

De plus, les protons et neutrons ayant à peu près la même masse, on peut faire l'approximation que leurs masses sont identiques et valent $m_{\text{nucléon}} \simeq 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$.

En négligeant la masse des électrons, on obtient une formule approchée pour la masse de l'atome :

$$m_{\text{atome}} \simeq A \times m_{\text{nucléon}}.$$

C'est pour cette raison que le nombre de nucléons d'un atome, noté A , est aussi appelé **nombre de masse**.

1.1.3 Notation conventionnelle du noyau d'un atome

Un atome est caractérisé par le nombre de chacun de ses constituants (protons, neutrons, électrons). Comme le nombre de protons est égal au nombre d'électrons, les nombres de protons et de neutrons suffisent : le contenu du noyau contient toute l'information sur celui de l'atome.

Un **élément chimique** est caractérisé par son **numéro atomique**, égal au nombre de protons Z de chacun des atomes de cet élément, qui ont tous les mêmes propriétés chimiques. Les éléments chimiques connus sont répertoriés dans le **tableau périodique** de Mendeleiev, régulièrement mis à jour depuis son introduction en 1869. On attribue à chacun un nom et un symbole, qui est une lettre majuscule ou une majuscule suivie d'une minuscule. Par exemple, un atome d'hydrogène, de symbole H, comporte toujours un proton ($Z = 1$). Un atome de carbone, de symbole C, comporte toujours six protons ($Z = 6$).

Le nombre total de nucléons (protons et neutrons) d'un atome est noté A . On en déduit le nombre de neutrons N par le calcul : $N = A - Z$.

La **notation conventionnelle** du noyau d'un atome, de la forme A_ZX , donne sa composition de façon compacte.

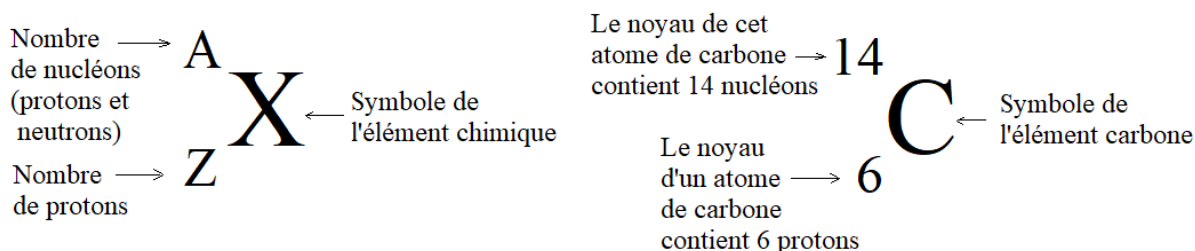


FIGURE 3 – Notation conventionnelle d'un noyau quelconque et exemple

Deux noyaux atomiques sont **isotopes** s'ils ont le même nombre de protons mais pas le même nombre de nucléons. Dit autrement, deux noyaux isotopes appartiennent au même élément chimique mais diffèrent par leur nombre de neutrons.

Leurs propriétés chimiques sont identiques, mais ils sont différents du point de vue des **transformations nucléaires**. Par exemple, les principaux isotopes du carbone sont le carbone 12 (${}^{12}_6C$), le carbone 13 (${}^{13}_6C$) et le carbone 14 (${}^{14}_6C$). Ce dernier est radioactif. Il est utilisé en archéologie pour dater des échantillons de matière organique.

1.2 Entités chimiques : atomes, molécules et ions

Une **entité chimique** est un édifice chimique (atome, molécule, ion...) qui peut être identifié individuellement. Elle est caractérisée par sa formule chimique et, au besoin, sa structure géométrique.

Les **atomes** sont les entités chimiques les plus simples. Les 118 types d'atomes (ou **éléments chimiques**) connus sont répertoriés dans le **tableau périodique**. Leur symbole est une majuscule ou une majuscule suivie d'une minuscule.

Les atomes restent rarement seuls : ils ont tendance à réorganiser leur **cortège électronique** (la position des électrons autour du noyau) et/ou s'associer pour former

des **ions monoatomiques**, des **molécules** ou des **ions polyatomiques**.

Les **molécules** sont des assemblages électriquement neutres d'atomes reliés par des **liaisons chimiques**.

On peut représenter une molécule par sa **formule chimique**, ou **formule brute** : on écrit à la suite les symboles de chaque type d'atome qu'elle contient, avec en indice le nombre d'atomes de ce type (sauf s'il vaut 1).

Par exemple, le diazote N_2 est un **corps simple**, qui contient un seul type d'atome (deux atomes d'azote). La molécule d'eau, de formule H_2O , contient deux atomes d'hydrogène (H) et un atome d'oxygène (O). Comme elle contient plusieurs éléments chimiques, c'est un **corps composé**.

Les entités chimiques qui possèdent une charge électrique non nulle sont des **ions**. Cette charge est un multiple entier relatif (...-3,-2,-1,1,2,3...) de la **charge élémentaire** ; elle est **quantifiée**.

Dans la formule d'un ion, on note le nombre de charges élémentaires en exposant du symbole de l'entité (sauf s'il vaut 1), suivi du signe de la charge : + ou -. Par exemple, l'ion sodium (Na^+) est formé à partir d'un atome de sodium (Na) qui perd un électron. L'ion sulfate (SO_4^{2-}) contient un atome de soufre (S) et quatre atomes d'oxygène (O), et porte deux charges négatives.

Les ions chargés positivement sont des **cations**, comme l'ion sodium (Na^+) ; les ions chargés négativement sont des **anions**, comme l'ion fluorure (F^-). Les ions formés à partir d'un seul atome sont **monoatomiques** comme l'ion ferrique (Fe^{3+}) ; ceux formés à partir de plusieurs atomes sont **polyatomiques** comme l'ion nitrate (NO_3^-).

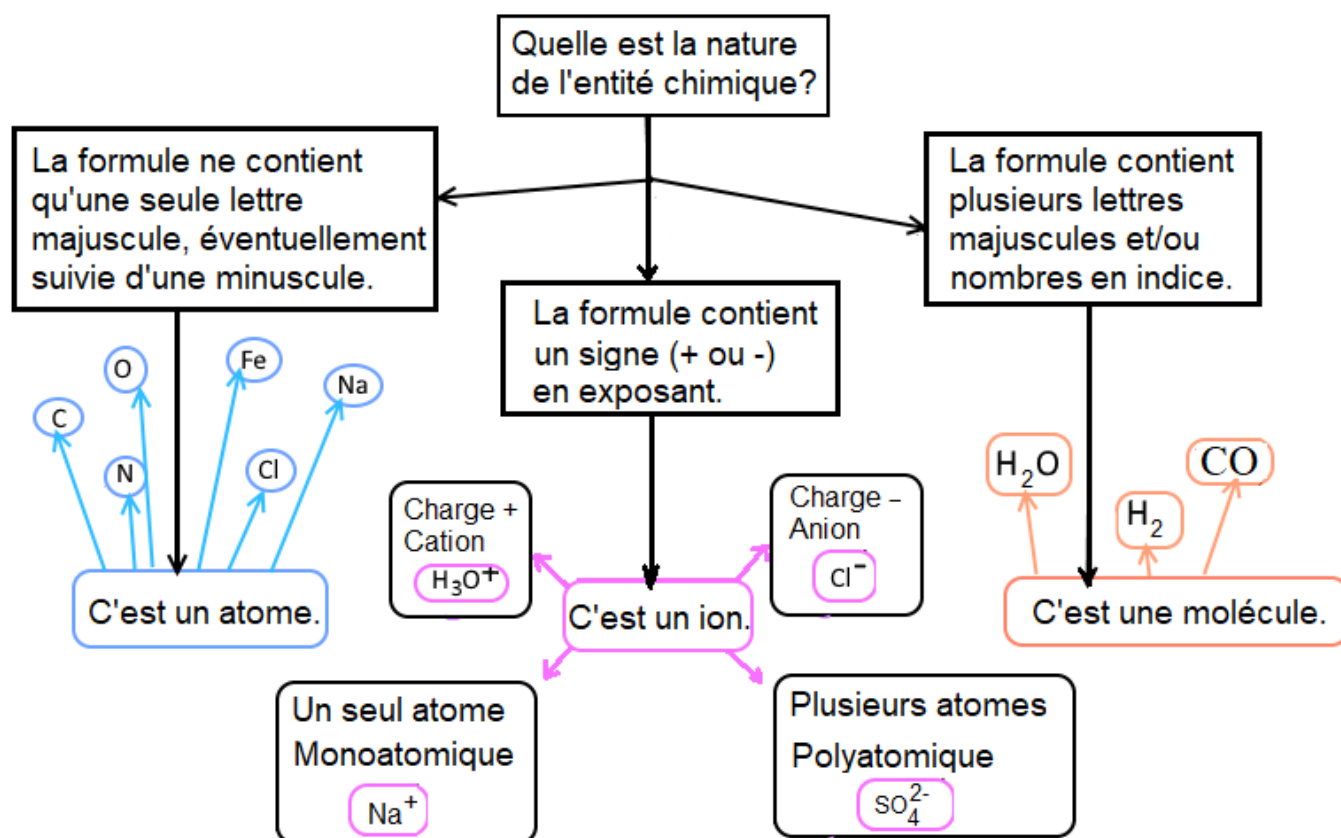


FIGURE 4 – Algorithme pour identifier la nature d'une entité à partir de sa formule

1.3 Schémas de Lewis des entités chimiques

1.3.1 Cortège électronique et configuration électronique d'un atome

Les propriétés chimiques d'un atome sont définies par ses électrons, plus particulièrement par ceux qui sont le plus facilement accessibles depuis l'extérieur de l'atome, donc les plus éloignés du noyau : ce sont les **électrons de valence** (par opposition aux **électrons de cœur**, plus fortement liés au noyau).

Pour pouvoir appliquer les règles de la chimie, il faut connaître la façon dont les électrons s'agencent spatialement dans l'atome.

Nous ferons l'hypothèse que les atomes sont dans leur **état fondamental**, qui correspond à la plus petite énergie possible. Dans cet état, chaque électron se situe aussi près du noyau que possible.

Le cortège électronique d'un atome a une structure en **couches**, numérotées 1, 2, 3, etc., qui sont des zones de plus en plus éloignées du noyau, et en **sous-couches** symbolisées par le numéro de la couche suivi par une lettre minuscule : s, p, etc.

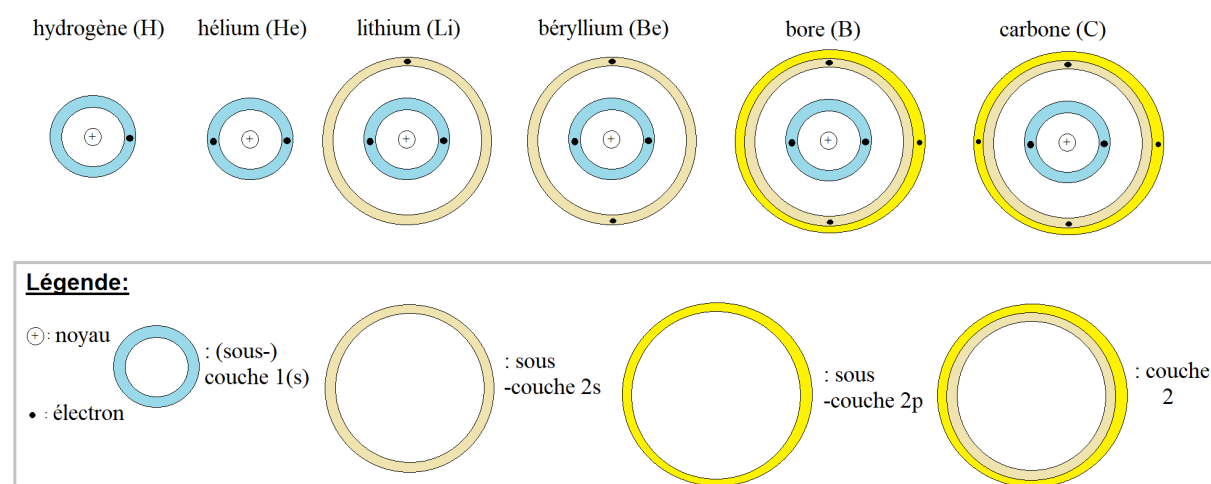


FIGURE 5 – Schéma du cortège électronique de quelques atomes

Chaque type de sous-couche peut contenir un nombre maximum d'électrons. La lettre qui symbolise une sous-couche renseigne sur ce nombre.

Type de sous-couche	Nombre maximal d'électrons dans la sous-couche
s	2
p	6

Pour les atomes de numéro atomique $Z \leq 18$, à l'état fondamental les électrons remplissent les différentes sous-couches dans l'ordre $1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p$, chacune devant être **saturée** (= pleine) avant de commencer à remplir la suivante.

La **configuration électronique** désigne une notation symbolique du cortège électronique. Elle indique les différentes sous-couches ainsi que le nombre d'électrons qu'elles contiennent (en exposant), de la plus proche à la plus éloignée du noyau.

Par exemple, un atome de carbone a pour numéro atomique $Z = 6$: il contient 6 protons, donc 6 électrons. Sa configuration électronique est $1s^2 2s^2 2p^2$: il y a 2 électrons dans la sous-couche 1s, 2 dans la 2s et 2 dans la 2p.

H $1s^1$	He $1s^2$						
Li $1s^2$ $2s^1$	Be $1s^2$ $2s^2$	B $1s^2$ $2s^2 2p^1$	C $1s^2$ $2s^2 2p^2$	N $1s^2$ $2s^2 2p^3$	O $1s^2$ $2s^2 2p^4$	F $1s^2$ $2s^2 2p^5$	Ne $1s^2$ $2s^2 2p^6$
Na $1s^2$ $2s^2 2p^6$ $3s^1$	Mg $1s^2$ $2s^2 2p^6$ $3s^2$	Al $1s^2$ $2s^2 2p^6$ $3s^2 3p^1$	Si $1s^2$ $2s^2 2p^6$ $3s^2 3p^2$	P $1s^2$ $2s^2 2p^6$ $3s^2 3p^3$	S $1s^2$ $2s^2 2p^6$ $3s^2 3p^4$	Cl $1s^2$ $2s^2 2p^6$ $3s^2 3p^5$	Ar $1s^2$ $2s^2 2p^6$ $3s^2 3p^6$

: bloc s, sous-couche s en cours de remplissage ou saturée

 : bloc p, sous-couche p en cours de remplissage ou saturée

FIGURE 6 – Tableau périodique simplifié indiquant les configurations électroniques des atomes pour $Z \leq 18$.

Les atomes des éléments situés sur une même ligne (ou période) ont leurs électrons répartis sur un même nombre de couches, qui correspond au numéro de cette ligne. Une ligne s'arrête lorsqu'une couche électronique est saturée.

Connaissant la configuration électronique d'un atome, on trouve facilement son nombre d'**électrons de valence** : il s'agit du nombre d'électrons dans la dernière couche non vide. Il coïncide avec le numéro de colonne dans le tableau périodique simplifié ci-dessus. Par exemple, l'atome d'oxygène O possède 6 électrons de valence.

1.3.2 Schéma de Lewis d'un atome

Le **schéma de Lewis** d'un atome est une représentation de cet atome qui indique son élément chimique et ses électrons de valence. Il est construit ainsi :

- ▷ on représente le symbole de l'atome (par exemple, C pour un atome de carbone) ;
- ▷ autour du symbole de l'atome, on représente chaque électron de valence par un point : le premier à droite, le deuxième à gauche, le troisième au dessus et le quatrième en dessous, sauf si on dépasse la moitié d'une période. Dans ce cas, on représente chaque électron supplémentaire par un point à côté d'un point déjà placé, et on les relie entre eux par un segment. Le tiret ainsi formé représente un **doublet** d'électrons **non liant**. Les électrons de valence non appariés sont des **électrons célibataires**.

H•							He:
Li•	•Be•	•B•	•C•	•N•	•O•	•F•	•Ne•
Na•	•Mg•	•Al•	•Si•	•P•	•S•	•Cl•	•Ar•

FIGURE 7 – Schémas de Lewis de quelques atomes ($Z \leq 18$)

Les schémas de Lewis encadrés dans le tableau ci-dessus sont ceux des principaux atomes rencontrés dans les **matériaux organiques**. Ils sont à connaître.

1.3.3 Schémas de Lewis des molécules

Une fois établis les schémas de Lewis des atomes, on peut les combiner pour obtenir ceux des molécules qui les contiennent.

Pour ce faire, on apparie les **électrons célibataires** deux à deux, chaque atome en fournissant un, en les reliant par des segments qui représentent des **doublets liants**. Ces doublets liants forment des **liaisons covalentes**. Elles peuvent être simples, doubles ou triples suivant le nombre de doublets qu'elles contiennent.

Dans le schéma de Lewis d'une molécule, il ne doit rester aucun électron célibataire : tous les électrons sont appariés en doublets, liants ou non liants.

Nom de la molécule	Formule brute	Schéma de Lewis
Dihydrogène	H_2	
Dioxygène	O_2	
Diazote	N_2	
Eau	H_2O	
Peroxyde d'hydrogène	H_2O_2	
Dioxyde de carbone	CO_2	
Ammoniac	NH_3	
Méthane	CH_4	
Benzène	C_6H_6	

Sur ces exemples, on constate qu'au sein des molécules :

- ▷ l'hydrogène vérifie la règle du duet : il est entouré de deux électrons de valence (dans un doublet) ;
- ▷ le carbone, l'azote, l'oxygène vérifient la **règle de l'octet** : ils sont entourés de huit électrons de valence (dans quatre doublets).

Ce n'est pas un hasard. Chacun de ces atomes s'apparie de manière à avoir le même nombre d'électrons de valence que le **gaz noble** le plus proche de lui dans le

tableau périodique, en comptant tous les électrons des doublets qui l'entourent (liants et non liants).

Les **gaz nobles** (hélium He, néon Ne, argon Ar...), situés dans la dernière colonne du tableau périodique, ont la particularité d'être inertes chimiquement. En temps normal, ils se trouvent sous forme atomique et ne participent à aucune transformation chimique. C'est dû au fait qu'ils sont entourés uniquement de doublets non liants : leur dernière couche est saturée, ce qui minimise leur énergie.

Pour certaines molécules, les schémas de Lewis sont un peu plus complexes à établir : il ne suffit plus de combiner les schémas de Lewis des atomes qui constituent la molécule, car les électrons se réappartient différemment afin de respecter la règle de l'octet. C'est le cas, par exemple, du monoxyde de carbone (CO) :

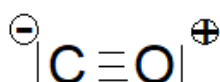


FIGURE 8 – Schéma de Lewis du monoxyde de carbone

L'atome de carbone et l'atome d'oxygène vérifient tous les deux la règle de l'octet, qui est primordiale pour ces deux atomes.

L'atome de carbone possède 5 électrons de valence en propre, au lieu des 4 qu'il aurait eus en tant qu'atome isolé. Il possède donc un excédant d'une charge négative, qu'on représente par la **charge formelle** $\ominus$.

L'atome d'oxygène possède 5 électrons de valence en propre, au lieu des 6 qu'il aurait eus en tant qu'atome isolé. Il possède un déficit d'une charge négative, ce qui revient à un excédant d'une charge positive et se traduit par la charge formelle $\oplus$.

1.3.4 Schémas de Lewis des ions monoatomiques

Un **ion monoatomique** est formé à partir d'un seul atome, en lui ajoutant ou en lui retirant un ou plusieurs électron(s). Le processus qui a lieu dépend de la colonne dans laquelle se trouve l'élément chimique en question dans le tableau périodique, le but étant toujours de copier la configuration électronique d'un gaz noble pour gagner en stabilité d'un point de vue énergétique.

Exemples :

▷ Les **métaux alcalins** (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr), de configuration de valence ns^1 (où n est un entier) car situés dans la première colonne du tableau périodique, sont **réducteurs**. Ils ont tendance à perdre un électron pour former un mono-cation alcalin dont toutes les sous-couches électroniques sont saturées (Li^+ , Na^+ , K^+ , Rb^+ , Cs^+ , Fr^+). Sur le schéma de Lewis de ces ions, il n'y a aucun électron de valence.

▷ Les **halogènes** (F, Cl, Br, I, At, Ts), de configuration de valence ns^2np^5 car situés dans l'avant-dernière colonne du tableau périodique, sont **oxydants**. Ils ont tendance à gagner un électron pour former un mono-anion halogénure dont toutes les sous-couches électroniques sont saturées (F^- , Cl^- , Br^- , I^- , At^- , Ts^-). Sur le schéma de Lewis de ces ions, il y a quatre doublets non liants.

1.3.5 Schémas de Lewis des ions polyatomiques

Un **ion polyatomique** est constitué de plusieurs atomes et possède une charge électrique.

Les atomes de carbone (C), d'azote (N) et d'oxygène (O) respectent la règle de l'octet. On détermine la charge formelle de chaque atome en comparant le nombre d'électrons de valence qu'il aurait en tant qu'atome isolé à celui qu'il possède en propre dans l'ion. La somme des charges formelles est égale à la charge totale.

Nom de l'ion polyatomique	Formule brute	Schéma de Lewis
Hydroxyde	HO^-	
Oxonium	H_3O^+	
Ammonium	NH_4^+	
Nitrate	NO_3^-	

2 La mole, un pont entre les deux échelles

2.1 La mole, unité de quantité de matière

Puisque les systèmes macroscopiques contiennent un très grand nombre d'entités chimiques, les chimistes regroupent ces dernières par paquets, appelés moles.

La **quantité de matière** n d'un échantillon contenant un nombre total d'entités chimiques identiques N est une grandeur définie par la relation :

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

$N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{mol}^{-1}$ est la **constante d'Avogadro** : il s'agit du nombre d'entités par mole de matière. La quantité de matière s'exprime en mole, de symbole mol.

2.2 Masse molaire

La **masse** m d'un échantillon composé d'entités toutes identiques est proportionnelle à la quantité de matière n qu'il contient.

La constante de proportionnalité, dont la valeur est égale à la masse d'une mole d'entité, est la **masse molaire** M , définie par la relation :

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

La masse molaire s'exprime en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ en chimie et en $\text{kg}\cdot\text{mol}^{-1}$ en physique.

La **masse molaire atomique** d'un élément chimique est la masse molaire des atomes de cet élément.

Par exemple, $M_{\text{H}} = 1,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M_{\text{C}} = 12,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M_{\text{O}} = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

La **masse molaire moléculaire** est la masse par mole de molécules de formule donnée. La masse molaire moléculaire est la somme des masses molaires des atomes qui composent la molécule.

Par exemple, $M_{\text{H}_2\text{O}} = 2M_{\text{H}} + M_{\text{O}} = 2 \times 1,0 + 16,0 = 18,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

3 La matière à l'échelle macroscopique

3.1 Espèces chimiques

Une **espèce chimique** est une collection d'un très grand nombre d'entités chimiques toutes identiques. Par très grand nombre, on entend qu'il y en a de l'ordre de la mole, afin que l'on soit à l'échelle macroscopique.



FIGURE 9 – Espèce chimique et entités chimiques qui la composent

Une espèce chimique est caractérisée par sa formule chimique, qui est la même que celle des entités chimiques qui la composent. Par exemple, l'eau, le saccharose, le cuivre, sont des espèces chimiques de formules chimiques respectives H_2O , $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, Cu .

3.2 Corps purs et mélanges

- ▷ Un **corps** est un objet matériel constitué d'une ou plusieurs espèce(s) chimique(s).
- ▷ Un **corps pur** contient une seule espèce chimique. Dans les conditions de l'étude (température, pression, etc.), il peut être caractérisé par sa **masse volumique** ρ (cette lettre grecque se prononce "rhô") :

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

où m désigne la masse de l'échantillon et V son volume.

Par exemple, l'eau distillée contient une seule espèce chimique : l'eau. Sa masse volumique à température ambiante vaut $\rho = 1,0 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1} = 1,0 \text{ kg}\cdot\text{L}^{-1} = 1,0 \times 10^3 \text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$.

► Un **mélange** est un corps contenant plusieurs espèces chimiques. Par exemple, l'air est en première approximation un mélange de dioxygène (20%) et de diazote (80%).

À l'œil nu, on ne distingue pas les différents constituants d'un **mélange homogène**. On en voit au moins deux si le mélange est **hétérogène**.

Par exemple : L'eau et l'huile n'étant pas **miscibles**, elles se séparent si on les mélange puis qu'on laisse reposer. On distingue alors deux phases (zones) séparées par une surface nette. Si on mélange de l'eau avec de la terre ou du sable, on observe des particules en suspension. Dans les boissons gazeuses, on voit des bulles.

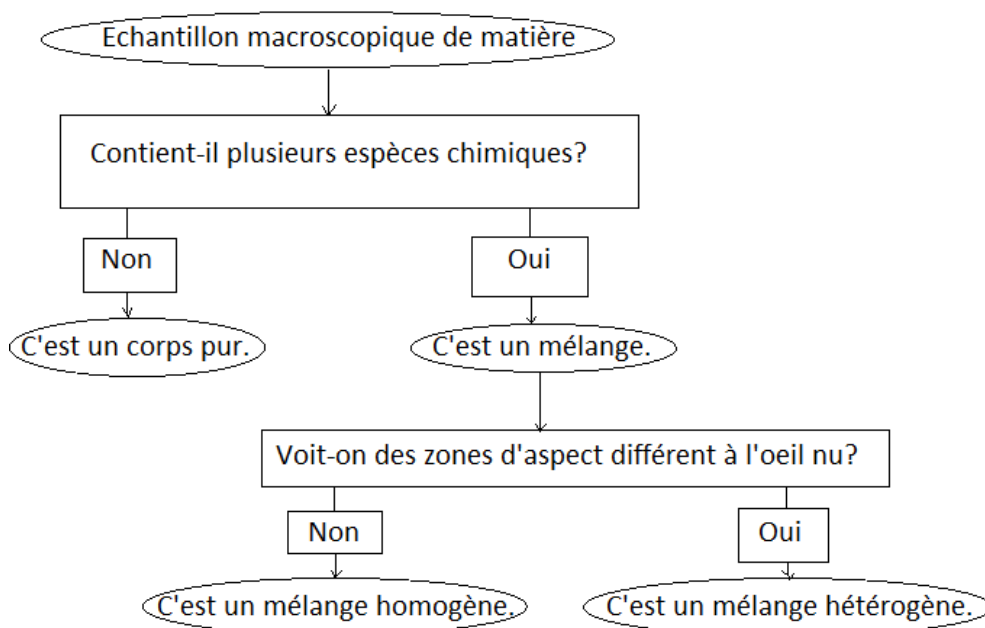


FIGURE 10 – Algorithme pour caractériser un corps

► Une **solution** désigne un mélange dans lequel une espèce chimique (le **solvant**), est en très large excès par rapport à toutes les autres (les **solutés**). Une **solution aqueuse** a l'eau pour solvant.

Par exemple, un peu de sel de table (du chlorure de sodium, NaCl) dissous dans de l'eau (H₂O) forme une **solution aqueuse** de chlorure de sodium.

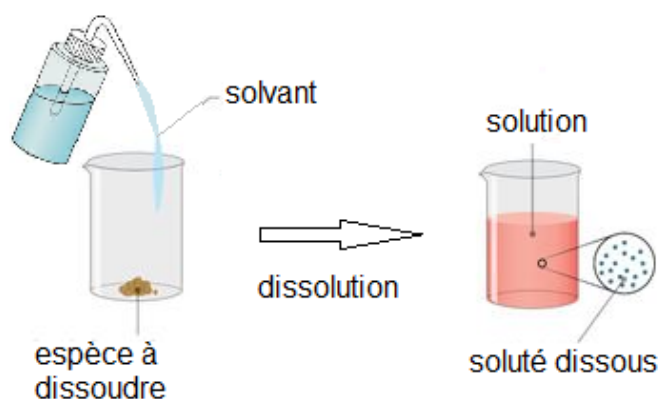


FIGURE 11 – Schéma-bilan : vocabulaire de la dissolution

Une solution est caractérisée par la **concentration en masse** du soluté dans la solution, notée C_m . Il s'agit du quotient de la masse de soluté $m_{\text{soluté}}$, et du volume total de la solution V_{solution} :

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

Si la masse est exprimée en gramme (g) et le volume de la solution en litre (L), la concentration en masse s'exprime en gramme par litre ($\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$).

Sur les étiquettes des flacons en travaux pratiques, on indique plutôt la **concentration en quantité de matière** C du soluté dans la solution :

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

Si la quantité de matière est exprimée en mole (mol) et le volume de la solution en litre (L), la concentration en quantité de matière s'exprime en mole par litre ($\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$).

Les concentrations en masse et en quantité de matière sont liées par la relation :

$$C = \frac{C_m}{M}.$$

3.3 États physiques de la matière

En fonction notamment de la température, de la pression, et de la composition (dans le cas des mélanges), la matière peut se présenter sous trois **états physiques** principalement : **solide**, **liquide**, et **gaz** (ou vapeur).

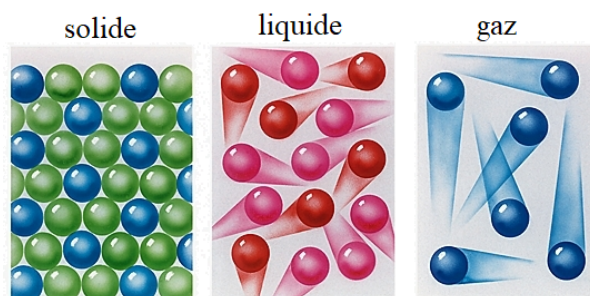


FIGURE 12 – Agencement des entités chimiques dans les trois états de la matière

Les états solide et liquide sont qualifiés d'**états condensés** : les entités chimiques qui les composent y sont proches les unes des autres.

Les états liquide et gaz sont qualifiés d'**états fluides** : ils peuvent s'écouler.

3.3.1 État solide

À l'**état solide**, la matière possède une forme propre et ne s'écoule pas.

La masse volumique d'un solide est de l'ordre de 10^3 à $10^4 \text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$.

Il existe différents types de solides :

- Les **solides cristallins** (état ordonné caractérisé par un arrangement périodique des entités) : le diamant, les métaux, le sel de cuisine...
- Les **solides amorphes** (arrangement totalement désordonné des entités) : le verre, les plastiques mous...
- Les **solides semi-cristallins** (arrangement pour lequel certaines zones cristallines sont reliées par des zones amorphes) : plastiques rigides...

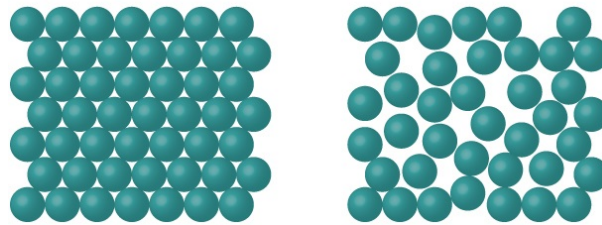


FIGURE 13 – Représentation schématisée de l'agencement des entités chimiques dans un solide cristallin (gauche) et un solide amorphe (droite)

3.3.2 États fluides

À l'**état liquide**, la matière occupe un volume limité mais n'a pas de forme propre (un liquide s'écoule pour prendre la forme du récipient qui le contient). Deux liquides peuvent être miscibles ou non.

À l'**état gazeux**, la matière occupe tout le volume disponible, donc un gaz n'a pas de forme propre. Deux gaz sont toujours miscibles.

La masse volumique d'un liquide est de l'ordre de $10^3 \text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$. Celle d'un gaz est de l'ordre de $1 \text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$.

3.4 Changements d'état

Un corps peut passer d'un état à un autre lors d'un changement d'état, dont le nom dépend de l'état initial et de l'état final.

