

# Introduction à la chimie

La chimie se concentre à décrire la matière et ses transformations, mais lesquelles ? Comment caractérise-t-on physiquement et mathématiquement les états et leurs transformations ?

## I Vocabulaire général

### A Atomes et molécules

Ce sont les briques de ce qui constitue la matière à l'échelle nanoscopique.

#### I.A.1 Les atomes

##### Définition 1.1 : Atome

L'atome est un constituant **neutre** de la matière, comportant un noyau central entouré d'un nuage électronique. Le noyau est composé de particules nommées **nucléons** dont il existe deux sortes :

- les **protons**, de charge  $+e$  et de masse  $m_p = 1,673 \times 10^{-27}$  kg ;
- les **neutrons**, de charge nulle et de masse  $m_n = 1,675 \times 10^{-27}$  kg.

Le nuage électronique est composé

- d'**électrons**, de charge  $-e$  et de masse  $m_e = 9,1 \times 10^{-31}$  kg.

##### Définition 1.2 : numéro atomique et nombre de nucléons

Pour représenter un atome de façon symbolique, on utilise son symbole chimique, noté  $X$  ici dans le cas général, accompagné de deux nombres :

- Son **numéro atomique**, soit le nombre de **protons** contenus dans le noyau. Il est noté  $Z$ , et définit l'élément chimique ;
- Le nombre de **nucléons**, également appelé le **nombre de masse**, noté  $A$ .

On écrit alors



##### Remarque 1.1 : nombre d'électrons et de masse

Un atome étant neutre, indiquer son nombre de protons suffit : le nuage électronique sera constitué d'autant d'électrons que de protons dans le noyau. De plus, les électrons étant  $\approx 1000$  fois plus légers que les nucléons, on les néglige souvent dans le calcul de la masse d'un atome, d'où l'appellation **nombre de masse** pour  $A$ .

##### Exemple 1.1 :

- L'atome de bore  ${}^{10}_5\text{B}$  possède 5 protons, donc 5 électrons, et  $10 - 5 = 5$  neutrons ;
- L'atome d'oxygène  ${}^{16}_8\text{O}$  possède 8 protons et  $16 - 8 = 8$  neutrons ;
- L'atome de fer  ${}^{56}_{26}\text{Fe}$  possède 26 protons et  $56 - 26 = 30$  neutrons ;
- L'atome de plomb  ${}^{208}_{82}\text{Pb}$  possède 82 protons et  $208 - 82 = 126$  neutrons.

**I.A.2** Les ions**Définition 1.3 : Ion**

Un **ion** est un atome qui a **perdu ou gagné un ou plusieurs électrons**. On indique leur charge en haut à droite de l'élément chimique. On a alors deux types d'ions :

- les **cations** qui sont chargés **positivement**, c'est-à-dire que c'est un atome qui a **perdu** un ou plusieurs électrons ;
- les **anions** qui sont chargés **négativement**, c'est-à-dire que c'est un atome qui a **gagné** un ou plusieurs électrons.

**Exemple 1.2 :**

- L'ion sodium  $\text{Na}^+$  possède 11 protons, et donc 10 électrons.
- L'ion chlorure  $\text{Cl}^-$  possède 17 protons et donc 18 électrons.
- L'ion fer  $\text{Fe}^{2+}$  possède 26 protons, 24 électrons.
- L'ion oxyde  $\text{O}^{2-}$  possède 16 protons et 18 électrons.

**I.A.3** Les molécules**Définition 1.4 : molécules**

Les molécules ou les ions polyatomiques sont des assemblages d'atomes liés entre eux grâce à des liaisons chimiques. Ces liaisons chimiques se créent dès que l'énergie des atomes « liés » est plus faible que la somme des énergies des atomes séparés. Ainsi, des atomes engagés dans une molécule sont plus stables que s'ils étaient seuls, d'où l'existence des molécules.

**Exemple 1.3 : molécules**

- Le méthane est l'assemblage d'un atome de carbone et de 4 atomes d'hydrogène : on l'écrit  $\text{CH}_4$  ;
- Le dioxygène est la molécule composée de deux atomes d'oxygène liés entre eux : on l'écrit  $\text{O}_2$ .

**B** États de la matière**Définition 1.5 : états ou phases de la matière**

La matière est naturellement présente sous 3 formes, que l'on appelle **états** ou **phases** :

- **Solide** : un solide a une forme propre, un volume propre, et peut être ordonné (cristal) ou non (verre) ;
- **Liquide** : un liquide est dense mais désordonné (entités chimiques déplaçables les unes par rapport aux autres), et prend la forme de son contenant ;
- **Gazeux** : un gaz est très peu dense et désordonné, et occupe *tout le volume accessible* ;

**Définition 1.6 : solutés et solutions**

On trouve également partout des **solutés**, c'est-à-dire de la matière dans une solution liquide. Une **solution** est obtenue par dissolution d'un composé chimique dans un liquide nommé **solvant**. Une fois dissoute, l'espèce chimique est nommée le **soluté**.

Avant dissolution, l'espèce en question peut être un solide, un liquide ou un gaz. Elle peut être constituée d'ions ou de molécules. Lorsque le solvant est de l'eau, on parle de **solution aqueuse**.

**Exemple 1.4 : solutions**

On peut dissoudre :

- De l'acide chlorhydrique gazeux dans de l'eau ;
- De l'éthanol liquide dans de l'eau ;
- Du sel ( $\text{NaCl}$ , solide ionique) dans de l'eau (les ions  $\text{Na}^+$  et  $\text{Cl}^-$  sont alors dissociés) ;
- Du sucre (solide moléculaire) dans de l'eau ;
- Du diiode dans de l'acétone...

**Notation 1.1 : état de la matière**

Les états des composés chimiques sont indiqués généralement en indice et toujours entre parenthèses. On note :

- (g) pour un gaz ;
- (liq) ou (l) pour un liquide ;
- (s) pour un solide ;
- (aq) pour un soluté.

**Exemple 1.5 : notations**

- Par exemple  $\text{O}_{2(\text{g})}$  ;
- Par exemple  $\text{H}_2\text{O}_{(\text{liq})}$  ;
- Par exemple  $\text{Fe}_{(\text{s})}$  ;
- Par exemple  $\text{Na}_{(\text{aq})}^+$ .

La dissolution du sel  $\text{NaCl}_{(\text{s})}$  donne une solution composée d'eau liquide  $\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$ , d'ion sodium  $\text{Na}_{(\text{aq})}^+$  et d'ion chlorure  $\text{Cl}_{(\text{aq})}^-$ .

**C Transformations de la matière**

La matière peut subir des transformations de différentes natures, qui sont traduites par des **équations-bilan**.

**Définition 1.7 : équation bilan**

L'équation-bilan d'une réaction indique les éléments de départ (**réactifs**) et les éléments de fin (**produits**), leur état physique si nécessaire ainsi que les proportions dans lesquelles ils apparaissent. Le signe entre les réactifs et produits peut être une flèche simple de gauche à droite ou de droite à gauche, les deux flèches ensemble ou un signe égal, selon les propriétés de la réaction.

**Remarque 1.2 : équation bilan**

- L'équation-bilan ne fait apparaître que les espèces qui se transforment, pas les espèces nécessaires à la réaction mais dont la quantité ne varie pas (par exemple l'eau lors d'une dissolution).
- Après l'écriture d'une réaction, il faut **toujours** vérifier qu'elle est équilibrée, tant en **nombre d'atome** qu'en **nombre de charges**

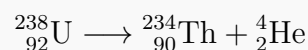
## I.C.1 Transformations nucléaires

## Définition 1.8 : transformations nucléaires

Au cours d'une **transformation nucléaire**, un ou plusieurs **noyaux** atomiques sont modifiés.

## Exemple 1.6 : transformation nucléaire

Lors de la désintégration radioactive (type  $\alpha$ ) de l'uranium 238, le noyau d'uranium perd 4 nucléons, 2 protons et 2 neutrons.

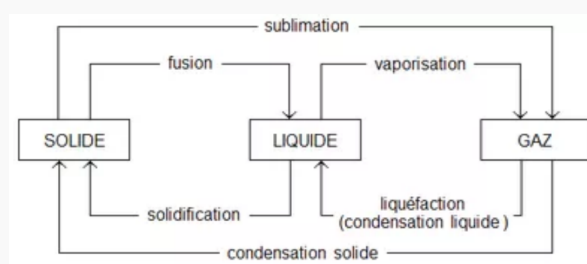


## I.C.2 Transformations physiques

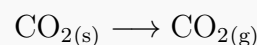
## Définition 1.9 : transformations physiques

Au cours d'une **transformation physique**, une espèce chimique subit une **transition de phase** (i.e. un changement d'état de matière) **sans modification du noyau ou des liaisons entre atomes**.

## Exemple 1.7 : transformation physique



Sublimation du dioxyde de carbone solide



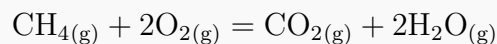
## I.C.3 Transformations chimiques

## Définition 1.10 : transformations chimiques

Au cours d'une **transformation chimique**, il y a réorganisation des atomes d'une ou plusieurs substances. On observe la formation et la rupture d'une ou plusieurs liaisons. Les coefficients devant les espèces sont appelés **nombre stœchiométriques**.

## Exemple 1.8 : transformation chimique

Combustion du méthane :



## II Quantité de matière

## A La mole

Les molécules réagissent dans des proportions bien précises, notamment pour conserver le nombre d'atome. Il serait donc utile de déterminer le nombre de molécules ou d'atomes qui peuvent réagir au sein d'un échantillon. On se rend vite compte que les nombres sont très grands et difficiles d'appréhension, amenant à définir une grandeur plus utilisable.

**Définition 1.11 : Mole**

La quantité de matière d'un système est notée  $n$  et se définit par

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

avec  $N$  le nombre d'entités dans l'échantillon, et  $\mathcal{N}_A$  est une constante nommée **nombre d'Avogadro**.

**Unités**

La quantité de matière s'exprime en moles, de symbole mol. La constante d'AVOGADRO vaut  $\mathcal{N}_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ .

**Exemple 1.9 : atomes d'un clou**

Soit un clou de masse  $m = 6 \text{ g}$ . Sachant qu'un atome de fer pèse  $m_{\text{Fe}} = 9,37 \times 10^{-26} \text{ kg}$ , dans le clou il y en a donc

$$N = \frac{m}{m_{\text{Fe}}} = 6,4 \times 10^{22}$$

En quantité de matière, ça fait

$$n = 1,1 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

Ce qui est bien plus pratique à manipuler.

**B Masse molaire****Définition 1.12 : masse molaire**

La masse de  $\mathcal{N}_A$  atomes ou molécules est nommée **masse molaire**, et se note  $M$ .

**Unités**

Elle s'exprime en  $\text{g mol}^{-1}$ .

**Implication 1.1 : masse molaire**

La quantité de matière  $n$  d'une entité de masse molaire  $M$  dans un échantillon de masse  $m$  est donc

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

**Propriété 1.1 : masse molaire**

La masse molaire d'une molécule est l'addition des masses molaires atomiques de chacun des atomes qui composent la molécule.

**Exemple 1.10 : masse molaire**

L'eau est de masse molaire

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times M(\text{H}) + M(\text{O}) = 17,98 \text{ g mol}^{-1}$$

Dans un kilogramme d'eau il y a donc

$$n = \frac{m}{M(\text{H}_2\text{O})} = 55,6 \text{ mol}$$

**C Quantité de matière et volume****Définition 1.13 : masse volumique**

La **masse volumique** notée  $\rho$  d'un échantillon est le rapport de la masse  $m$  sur le volume qu'elle occupe  $V$  :

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

**Unités**

On l'exprime généralement en  $\text{kg m}^{-3}$ , ou en  $\text{g L}^{-1}$  ou  $\text{g cm}^{-3}$ .

**Exemple 1.11 : masse volumique**

Soit un volume  $V = 0,5 \text{ L}$  d'acétone de masse volumique

$$\rho = 0,79 \text{ g cm}^{-3}$$

Exprimé en  $\text{cm}^3$  on a

$$V = 0,5 \text{ L} = 0,5 \times 1000 \text{ cm}^3 = 500 \text{ cm}^3$$

soit

$$m = \rho V = 395 \text{ g}$$

## D Espèces en solution

### II.D.1 Concentration molaire

#### Définition 1.14 : concentration molaire

On appelle **concentration molaire** d'une solution le rapport entre la quantité de matière de soluté  $n$  et le volume  $V$  de la solution. Elle se note  $c$  ou  $[X]$  avec  $X$  une espèce :

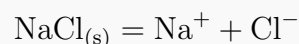
$$c = \frac{n}{V}$$

#### Unités

On l'exprime usuellement en  $\text{mol L}^{-1}$  (mais ce n'est pas du SI).

#### Exemple 1.12 : concentration molaire

On dissout une masse  $m = 2,00 \text{ g}$  de sel  $\text{NaCl}_{(\text{s})}$  dans  $V = 100 \text{ mL}$  d'eau. On souhaite déterminer la concentration en  $\text{Na}^+$  et  $\text{Cl}^-$  dans la solution. Or, la dissolution s'écrit



Donc une mole de sel donne une mole de cation sodium **et** une mole d'anion chlorure :  $n_{\text{NaCl}} = n_{\text{Na}^+} = n_{\text{Cl}^-}$ . Or la quantité de matière est

$$n_{\text{NaCl}} = \frac{m}{M(\text{NaCl})} = 3,42 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

On a donc

$$[\text{Na}^+] = \frac{n_{\text{Na}^+}}{V} = 0,342 \text{ mol L}^{-1} = [\text{Cl}^-]$$

### II.D.2 Concentration massique

#### Définition 1.15 : concentration massique

On appelle **concentration massique** d'une solution le rapport entre la masse de soluté  $m$  et le volume  $V$  de la solution. Elle se note  $c_m$  et on a :

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

#### Unités

On l'exprime usuellement en  $\text{g L}^{-1}$  (mais ce n'est pas du SI).

#### Propriété 1.2 : concentrations

Un soluté de quantité de matière  $n$ , de masse molaire  $M$  dans un volume  $V$  de solution a une concentration molaire  $c_m$  reliée à la volumique  $c$  telle que

$$c_m = cM$$

#### Exemple 1.13 : concentration molaire

On dissout une masse  $m = 2,00 \text{ g}$  de sel  $\text{NaCl}_{(\text{s})}$  dans  $V = 100 \text{ mL}$  d'eau. On souhaite déterminer la concentration massique en  $\text{Na}^+$  dans la solution. On a vu qu'une mole de sel donne une mole de chaque, mais on n'a **pas** qu'un gramme de sel donne un gramme de chaque. En effet, la masse de chaque élément est

$$m_X = n_X M_x$$

Or la quantité de matière est

$$n_{\text{NaCl}} = \frac{m}{M(\text{NaCl})} = 3,42 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

et la masse molaire est

$$M(\text{Na}) = 22,99 \text{ g mol}^{-1}$$

On a donc

$$c_{m,\text{Na}^+} = \frac{m_{\text{Na}^+}}{V} = c_{\text{Na}^+} \times M_{\text{Na}^+} = 7,86 \text{ g L}^{-1}$$

## II.D.3 Dilution d'une solution

## Propriété 1.3 : dilution

On peut diminuer la concentration  $c$  d'une solution de volume  $V$  en ajoutant du solvant jusqu'à un volume  $V'$ . La concentration  $c'$  obtenue est alors

$$cV = c'V' \iff \frac{c}{c'} = \frac{V'}{V}$$

## Démonstration 1.1 : dilution

La quantité de matière de soluté ne change pas avec l'ajout de solvant, autrement dit  $n$  est constant. On a donc

$$c = \frac{n}{V} \quad \text{et} \quad c' = \frac{n}{V'}$$

d'où le résultat.

## E Quantité de matière d'un gaz

## II.E.1 Pression d'un gaz

## Définition 1.16 : pression d'un gaz

Un gaz peut être vu comme un ensemble de molécules éloignées qui se déplacent sans cesse de façon aléatoire. Ce mouvement exerce une **pression** sur son environnement : c'est le rapport de la force  $F$  du choc des particules de gaz à la surface  $S$  sur laquelle elle s'exerce

$$p = \frac{F}{S}$$

## Unités

La pression s'exprime en Pascal (Pa), équivalents à des  $\text{N m}^{-2}$ , ou en bars :  $1 \text{ bar} = 1 \times 10^5 \text{ Pa}$ .

## Exemple 1.14 : pressions

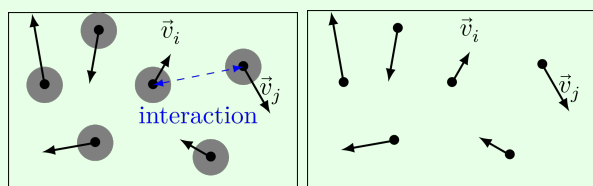
L'air exerce une pression variant avec l'altitude, puisque la gravité est plus forte au sol qu'en hauteur : le choc des particules au niveau de la mer est plus fort qu'en haut d'une montagne. Pour de faibles altitudes, elle est de  $\approx 1 \text{ bar}$ , soit  $10^5 \text{ N m}^{-2}$ . C'est une très grande force qui cause notamment les phénomènes d'adhésion en cas de vide autre part.

## II.E.2 Modèle du gaz parfait

## Définition 1.17 : gaz parfait

Un gaz parfait est un modèle limite décrivant un gaz pour lequel :

- les particules gazeuses sont considérées comme ponctuelles ;
- il n'y a pas d'interaction entre les particules



Gaz réel

Gaz parfait

## Loi 1.1 : du gaz parfait

Lorsque la pression est assez faible ( $\lesssim 1 \text{ bar}$ ) et à des températures assez élevées, les grandeurs physiques décrivant un gaz sont reliées par la formule

$$pV = nRT \quad \text{avec} \quad \begin{cases} p & \text{en Pa} \\ V & \text{en m}^3 \\ n & \text{en mol} \\ T & \text{en Kelvin (K)} \end{cases}$$

$$\text{et } R = 8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

est la constante des gaz parfaits

**Exemple 1.15 : application**

On considère une seringue cylindrique de 10 cm le long et de 2,5 cm de diamètre, contenant 0,250 g de diazote de masse molaire  $M(\text{N}_2) = 28,01 \text{ g mol}^{-1}$  à la température  $T = 20^\circ\text{C}$ .

- 1) Calculer le volume de la seringue
- 2) Calculer la quantité de matière dans la seringue
- 3) Calculer la pression exercée par le diazote dans la seringue

**Définition 1.18 : volume molaire**

Le **volume molaire**  $V_m$  d'un corps est le volume occupé par **une mole** de gaz :

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

**Unités**

$V_m$  s'exprime en  $\text{m}^3 \text{ mol}^{-1}$  ou en  $\text{L mol}^{-1}$

**Exemple 1.16 : volume molaire**

Calculer le volume molaire d'un gaz parfait pour  $\theta_1 = 0^\circ\text{C}$  et  $\theta_2 = 25^\circ\text{C}$  avec  $p = 1013 \text{ hPa}$ .

$$T_1 = 273,15 \text{ K} \Rightarrow V_m = \frac{RT}{p} = 22,4 \text{ L mol}^{-1}$$

$$T_2 = 298,15 \text{ K} \Rightarrow V_m = \frac{RT}{p} = 24,5 \text{ L mol}^{-1}$$

**II.E.3 Pression partielle****Définition 1.19 : pression partielle**

La **pression partielle**  $P_i$  d'une espèce gazeuse  $X_i$  au sein d'un mélange de gaz parfaits de volume  $V$  et de température  $T$  est égale à la **pression qu'aurait le système si l'espèce  $X_i$  était la seule à occuper tout le volume** :

$$P_i V = n_i R T$$

**II.E.4 Loi de DALTON****Loi 1.2 : DALTON**

<'0'>