

Université Hassiba Benbouali Chlef  
Département Géologie L1  
Module chimie1

# **COURS DE CHIMIE I**

**Mer BENSEHAILA**

**année universitaire : 2020/2021**

**Cours destinés aux étudiants de 1<sup>ère</sup> année LMD Géologie et  
GTU**

# SOMMAIRE

<b>CHAPITRE I : NOTIONS FONDAMENTALES</b> .....	2
<b>I. Généralités sur la matière</b> .....	2
I.1. Changement d'état de la matière .....	2
I.2. Classification de la matière.....	2
I.2.1. Les corps purs.....	3
I.2.2 . Les mélanges.....	3
I-3. Techniques de séparation .....	3
<b>II. Les solutions</b> .....	5
II.1. La concentration .....	5
II.2. La dilution .....	7
<b>III. L'atome.</b> .....	8
III.1. Définition .....	8
III.2. Constituants de l'atome .....	8
III.3. Les isotopes.....	9
III.4. La molécule.....	10
III.5. L'ion.....	10
III.6. La masse atomique et molaire. ....	10
III.6.1. La mole.....	10
III.6.2. La masse atomique. ....	11
III.6.2. La masse moléculaire.....	11
III.6.2. La masse molaire.....	11
III.6.2. Le volume molaire .....	12

## PREMIERE PARTIE

## CHIMIE GENERALE

# Résumé CHAPITRE I

## NOTIONS FONDAMENTALES

### Qu'est ce que la chimie?

La chimie est une science qui a pour objet l'étude de la **matière** et de ses transformations. Dans cette optique le chimiste effectue des expériences dans lesquelles il analyse les **produits** obtenus au cours de **réactions**. Par ces expériences, il découvre le comportement de la matière qu'il cherchera ensuite à expliquer et à comprendre.

### I. GENERALITES SUR LA MATIERE

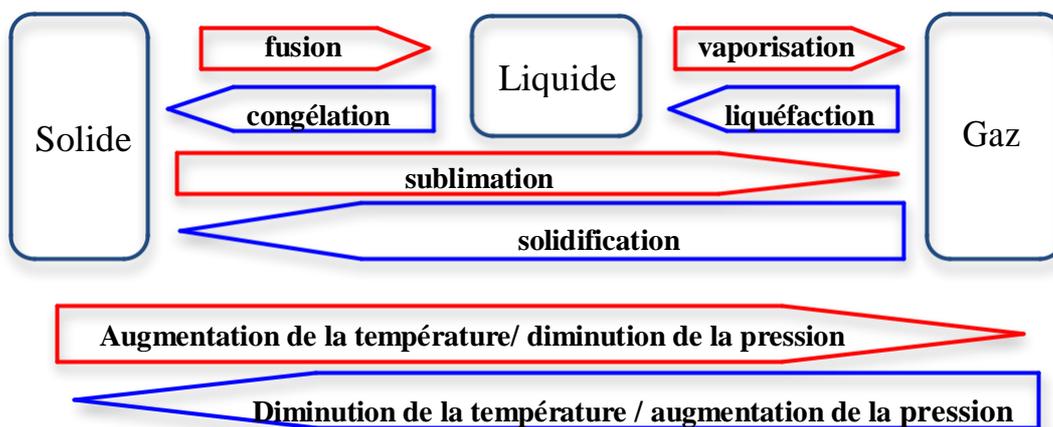
Une simple observation d'un échantillon de matière nous apprend qu'elle peut se présenter dans différents états.

- L'état solide**, dans lequel la forme et le volume sont définis.
- L'état liquide**, dans lequel la forme n'est plus définie (c'est un fluide), mais le volume reste défini.
- L'état gazeux**, dans lequel ni la forme ni le volume sont définis.

Une substance matérielle peut se trouver dans l'un ou l'autre de ces états suivant les conditions de **température** et de **pression** auxquelles elle est soumise. Elle passera d'un état à l'autre en modifiant ces conditions.

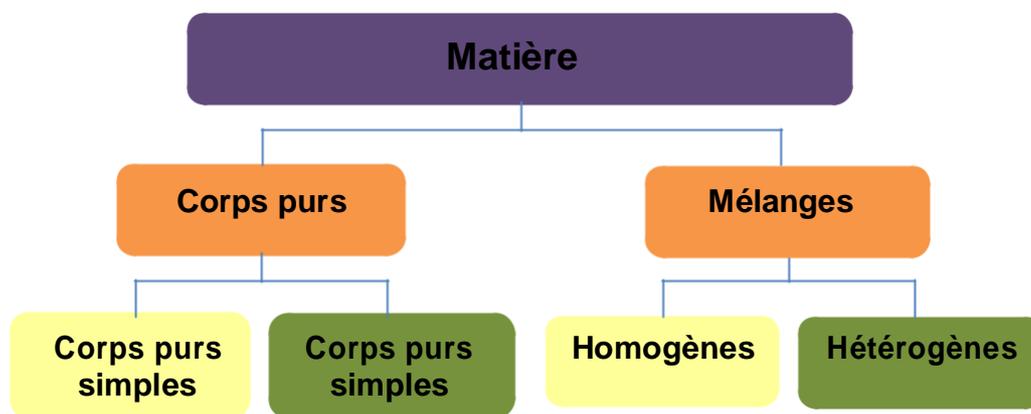
#### I.1. Changement d'état de la matière

La température et la pression interviennent comme facteurs essentiels dans le passage d'un corps d'un état à un autre.



#### I.2. Classification de la matière

On distingue différents types d'échantillons de matière suivant qu'ils sont constitués d'une ou plusieurs substances **pures**, chaque substance pure a une nature chimique déterminée.



### I.2.1 Les corps purs

Le chimiste utilise très fréquemment le mot **corps** pour désigner un échantillon de matière de nature chimique déterminée. Il le désigne sous le nom de "corps pur" et lui associe un nom défini. L'eau, le fer, l'acide acétique sont des corps purs.

Un **corps pur** n'est constitué que d'une seule espèce moléculaire, c'est un corps qui résiste à tous les essais de séparation. Selon que la molécule comporte une ou plusieurs espèces atomiques, on parle de corps simples ou de corps composés.

Un **corps simple** est fait d'un ou de plusieurs atomes de même espèce; il ne comporte qu'un seul élément chimique.

*Exemples:* N<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, O<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, C, Fe, S<sub>8</sub>,...

Un **corps composé** est constitué de plusieurs éléments, de plusieurs atomes d'espèces différents.

*Exemples:* H<sub>2</sub>O, SO<sub>2</sub>, Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>,...

### I.2.2 Les mélanges

Sont des échantillons de matière constitués de plusieurs "corps purs". L'air, les jus de fruits, l'eau salée sont des mélanges. Les mélanges peuvent être rangés en deux catégories :

**a. Mélanges homogènes** : Ce sont des mélanges où nous ne pouvons pas distinguer les particules des corps (corps **miscibles**) qui les constituent. Ce sont des mélanges constitués d'une seule phase.

*Exemple* : - mélange de deux gaz quelconques – alcool+eau – café +lait – air, etc....

**b. Mélanges hétérogènes** : Ce sont des mélanges où nous pouvons distinguer, à l'œil nu ou à l'aide d'instruments grossissant les particules des corps qui les constituent. Ce sont des mélanges constitués de plus d'une phase.

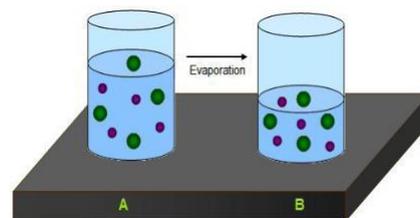
*Exemple* : huile + eau, huile + vinaigre + sel, etc...

### I.3 Techniques de séparation

L'analyse immédiate permet de séparer les différents constituants d'un mélange. Ces procédés sont basés sur les différences des propriétés physiques (masse volumique (décantation), température d'ébullition (distillation), taille des particules (tamisage), solubilité (dissolution), etc...) présentées par les constituants.

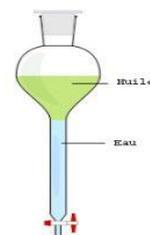
### a- L'évaporation

L'évaporation est un processus par lequel on élimine la partie liquide d'un mélange en le transformant en gaz. L'évaporation sert à récupérer la partie solide d'un mélange hétérogène ou encore le soluté solide d'une solution. Elle permet aussi de concentrer le soluté d'une solution dans un plus petit volume de solvant. Exemple : une solution de NaCl



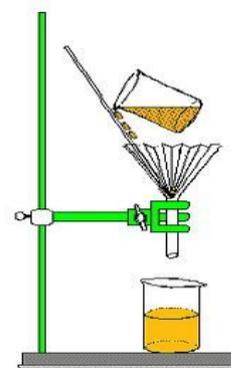
### b- La décantation

La décantation est un processus qui permet de séparer des liquides non miscibles (mélanges hétérogènes) qui n'ont pas la même **masse volumique (densité)**. On laisse reposer les deux liquides dans une ampoule à décantation. Cette technique peut être utilisée pour séparer un mélange d'eau et d'huile par exemple.



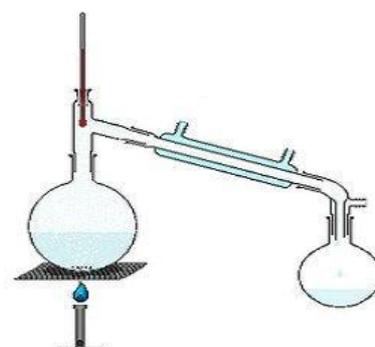
### c- La filtration

La filtration est une technique qui permet de séparer les constituants d'un mélange lorsqu'un des constituants est sous la phase liquide et l'autre, sous la phase solide. Pour ce faire, on utilise un filtre. Le liquide qui passe au travers du filtre est appelé **filtrat** et le solide que l'on recueille dans le filtre est appelé **résidu**. Cette technique peut être utilisée pour séparer de l'eau et un composé comme du  $\text{CaCO}_3$  (poudre blanche).



### d- La distillation

La distillation est une technique de séparation de deux substances liquides **miscibles** (mélanges homogènes). En utilisant cette technique, on fait appel à la propriété de point d'ébullition. On chauffe le mélange jusqu'à atteindre le **point d'ébullition** d'un des constituants. Ce liquide s'évapore alors et les vapeurs sont recueillies et condensées dans un autre récipient. Pendant que le premier liquide s'évapore (distillat), le deuxième n'atteint pas sa température d'évaporation et reste sous forme liquide dans le contenant initial (résidu). Grâce à cette technique, on peut séparer un mélange d'alcool et d'eau.).



### e- Le tamisage

La technique du tamisage consiste à séparer les constituants d'un mélange de substances solides à l'aide d'un tamis. On peut séparer par exemple un mélange de sable fin et de cailloux.



## f- La centrifugation

La centrifugation est une technique de séparation qui, par l'action de la force centrifuge, permet de séparer un mélange de deux à trois phases. Le mélange est entraîné dans un mouvement de rotation très rapide. Les particules solides les plus lourdes sont alors poussées vers les parois du récipient sous l'action de la force centrifuge, alors que les particules plus légères et les liquides restent en surface, ce que l'on nomme **urnageant**. À l'aide d'une **centrifugeuse** on peut, par exemple, séparer **les globules rouges du plasma sanguin**.



**Méthodes de séparations des corps purs composés:** L'analyse élémentaire par des procédés de nature chimique permet de séparer les corps purs composés en corps purs simples.

*Exemple: Electrolyse de l'eau* (décomposition, par l'électricité de H<sub>2</sub>O en corps purs simples (O<sub>2</sub> et H<sub>2</sub>))

## II. LES SOLUTIONS

La **dissolution** d'une espèce chimique (appelé **soluté**) dans un grand volume de liquide (appelé **solvant**) donne un mélange que l'on appelle **solution**.

**NB :** a. Le soluté peut être solide, liquide ou gazeux, mais sera toujours **en petite quantité** par rapport au solvant.

b. Une solution peut contenir soit des molécules, soit des ions, soit les deux.

c. Lorsque le solvant est l'eau, on parle de solution **aqueuse**.

### II.1. La concentration

**Concentration molaire ou molarité « C<sub>M</sub> » ou « M »** C'est le nombre de mole de soluté par unité de volume de solution

$$C_M = \frac{\text{nombre de moles de soluté}}{\text{volume de la solution}} = \frac{n_{\text{soluté}}}{V} = \frac{m}{M \cdot V} (\text{mol/l})$$

C<sub>M</sub> est exprimée en mol/l ou M (molaire). 1 mol.l<sup>-1</sup> = 1 M.

**La concentration massique « C<sub>m</sub> »** C'est la masse du soluté dissout dans un volume de solution. Elle s'exprime usuellement en g.L<sup>-1</sup>.

$$C_m = \frac{\text{massede soluté}}{\text{volume de la solution}} = \frac{m_{\text{soluté}}}{V} (\text{g/l}) = C_M \times M$$

! **Concentration molale ou molalité « M »** C'est la quantité de soluté exprimée en mole par unité de solvant exprimée en kg.

$$M = \frac{\text{Nombre de moles de soluté}}{\text{masse du solvant(kg)}} = \frac{n_{\text{soluté}}}{m_{\text{solvant}}} \text{ (mol / kg}_{\text{solvant}} \text{)}$$

! **Concentration normale ou normalité « N »** C'est le nombre d'équivalents grammes de soluté dans un volume de solution.

$$N = \frac{n_{\text{eq-gramme de soluté}}}{\text{volume de la solution}} = \frac{n_{\text{eq-gr}}}{V} \text{ (eq - gr / l)}$$

$$n_{\text{eq-gramme}} = \frac{m_{\text{soluté}}}{M_{\text{eq}}}; \quad M_{\text{eq}} = \frac{M}{Z}$$

$$N = \frac{m_{\text{soluté}} \times Z}{M \times V} = C_M \times Z$$

N est exprimée en eq-gramme/l ou N (normale). 1 eq-gramme/l = 1N

∇ Dans le cas d'un acide, Z est le nombre de protons  $H^+$  que peut libérer cet acide. Ex : HCl Z = 1 ;  $H_2SO_4$  Z=2

∇ Dans le cas d'une base, Z est le nombre d'ion hydroxyde  $OH^-$  que peut libérer cette base ou c'est le nombre de protons que peut capter cette base. Ex : NaOH Z = 1 ;  $Ca(OH)_2$  Z= 2.

∇ Dans le cas d'un oxydant ou d'un réducteur, Z est le nombre d'électrons mis en jeux.

∇ Dans le cas d'un élément, Z représente la valence de cet élément.

∇ Dans le cas d'un sel, Z représente la valence du métal fois le nombre de cations.

Ex :  $Al_2(SO_4)_3$  Z = 3 x 2 = 6.

! **Le titre « T »** C'est la masse du soluté dissout dans un millilitre de solution.

$$T = \frac{\text{masse du soluté}}{\text{volume de la solution(ml)}} = \frac{m_{\text{soluté}}}{V} \text{ (g / ml)} \times 100$$

! **Le pourcentage massique « %m » et volumique « %V »**

$$\%m = \frac{\text{masse du soluté}}{\text{masse de la solution}} \times 100 \quad \text{et} \quad \%v = \frac{\text{volume du soluté}}{\text{volume de la solution}} \times 100$$

✎ **La densité « d »** La densité d'un corps est le rapport de sa **masse volumique** (!) à la masse volumique d'un corps pris comme référence. C'est une grandeur sans dimension et sa valeur s'exprime sans unité de mesure.

- **Cas des liquides ou des solides** : Le corps de référence est l'**eau pure** à 4 °C.

$$d = \frac{\text{massevolumiquedelasolution}}{\text{massevolumiquedel'eau}} = \frac{\rho_{\text{solution}} (\text{g/cm}^3)}{\rho_{\text{eau}} (\text{g/cm}^3)} \text{ et } \rho_{\text{eau}} = 1 \text{g/cm}^3$$

- **Cas des gaz** : Le corps de référence gazeux est l'**air**, à la même température et sous la même pression.

$$d = \frac{\text{massevolumiquedugaz}}{\text{massevolumiquedel'air}} = \frac{\rho_{\text{solution}} (\text{g/cm}^3)}{\rho_{\text{air}} (\text{g/cm}^3)} = \frac{M_{\text{gaz}}}{29} \text{ et } \rho_{\text{air}} = 1,29349 \cdot 10^{-3} \text{g/cm}^3$$

### ✎ La fraction molaire

La fraction molaire d'un composant d'une solution ou d'un échantillon est le nombre de moles de ce composant rapporté au nombre total de moles de la solution ou de l'échantillon. Son symbole est X. Soit n<sub>1</sub> le nombre de moles de soluté et n<sub>2</sub> le nombre de moles de solvant.

n<sub>1</sub>

Dans ce cas, la fraction molaire du soluté sera :

$$X_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}$$

De même, la fraction molaire du solvant sera:  $X_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$

**NB:** Ces notions peuvent aisément se généraliser à des solutions contenant plusieurs solutés. Il apparaîtra que la somme des fractions molaires de tous les constituants d'un système est égale à l'unité.

## II.2 La dilution

Diluer une solution, c'est augmenter le volume du solvant de la solution sans changer la quantité de matière du soluté. La solution que l'on veut diluer est appelée **solution mère**. Son volume sera noté V<sub>m</sub>, sa concentration sera notée C<sub>m</sub>. La ou les solutions obtenues à partir de la solution mère seront appelées **solutions filles**. Leur volume sera notée V<sub>f</sub> et leur concentration sera notée C<sub>f</sub>.

D'après la définition d'une dilution, la quantité de matière du soluté ne change pas, alors on peut écrire :

$$n_m = n_f \implies C_m \cdot V_m = C_f \cdot V_f$$

Cette relation nous permet d'obtenir aisément une solution fille de concentration voulue.

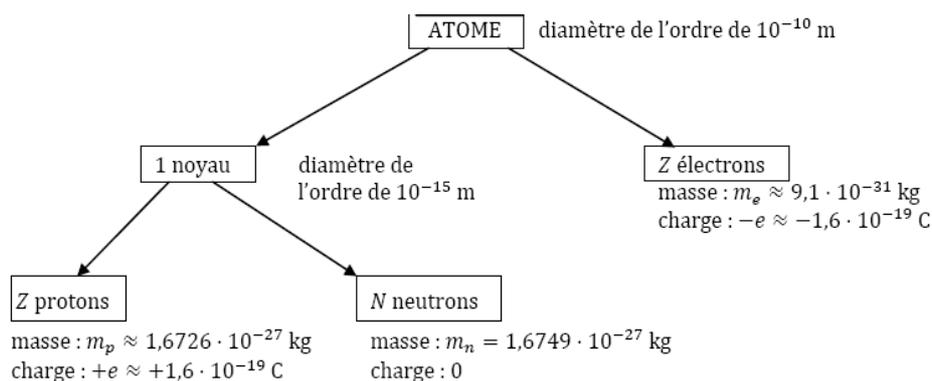
### III. L'ATOME

#### III.1. Définition

Particule, constituant essentiel de la matière caractéristique d'un élément chimique. L'étymologie grecque du mot « atome » souligne le caractère indivisible de cette « particule fondamentale », qui était considérée comme indestructible.

#### III.2. constituants de l'atome

Un atome est constitué d'un **noyau** concentrant plus de 99,9 % de sa masse, autour duquel se distribuent des **électrons** pour former un nuage 100 000 fois plus étendu que le noyau lui-même.



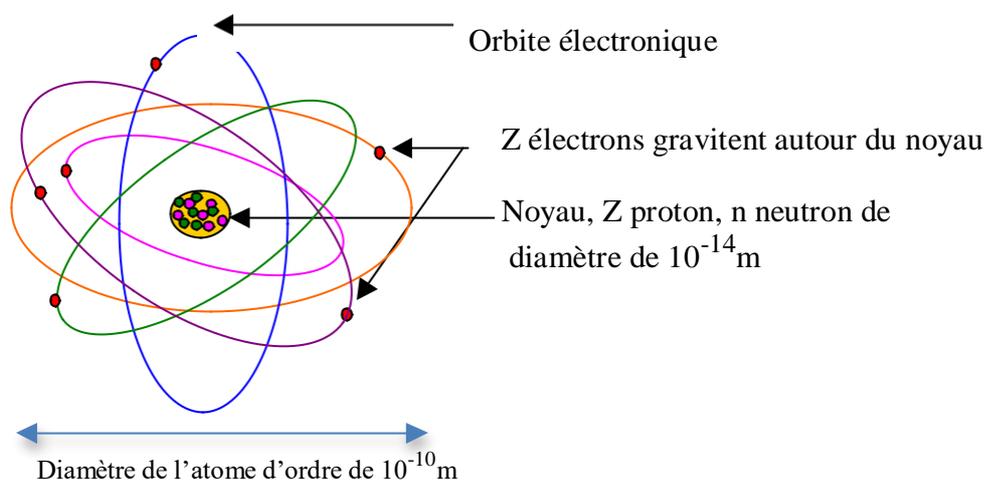
✎ **L'électron** est une particule **élémentaire**, ponctuelle (taille inférieure à  $10^{-18}$  m) chargée négativement, se déplaçant autour du noyau atomique.

✎ **Le noyau atomique** est constitué de deux types de **nucléons** (particules stables, constituants du noyau), les **protons** et les **neutrons**. Ces deux particules sont assimilables à des sphères rigides de rayon :  $r_0 = 2.10^{-15}$  m.

**NB** On voit que le proton et le neutron ont des masses sensiblement identiques :

$m_p = m_n = 1.67 \cdot 10^{-27}$  kg. L'électron est une particule beaucoup plus légère, sa masse est approximativement 2000 fois plus faible que celle du proton ou de neutron ( $\frac{m_p}{m_e} = 1833$ ).

✎ **Représentation symbolique d'un atome « modèle planétaire »**



Un **nucléide** est noté :  ${}^A_Z X$

**X** : symbole de l'atome, (lettre majuscule ou lettre majuscule suivi d'une lettre minuscule)

**A** : nombre de masse (représente le nombre total de **nucléons**).

**Z** : nombre de charge ou **numéro atomique** (représente le nombre total de protons).

( $A = Z + N$ ) avec N est le nombre de **neutrons**.

Z donne aussi le nombre d'**électrons** présents dans l'atome neutre.

### III.3. Les isotopes

Les nucléides qui tout en ayant le nombre de protons et d'électrons caractéristiques de l'élément, diffèrent par le nombre de neutrons et donc par leur nombre de masse sont appelés **isotopes** d'un élément. L'élément naturel est toujours un mélange d'isotopes dont l'abondance est constante quel que soit l'état dans lequel il se trouve (corps simple, corps composé...).

Elément	Isotopes stables	Abondance naturelle moyenne (%)
hydrogène	${}^1_1\text{H}$	99,9885
	${}^2_1\text{H}$	0,0115
	${}^3_1\text{H}$	$10^{-7}$ (traces radioactives)
carbone	${}^{12}_6\text{C}$	98,93
	${}^{13}_6\text{C}$	1,07
	${}^{14}_6\text{C}$	Traces radioactives
oxygène	${}^{16}_8\text{O}$	99,757
	${}^{17}_8\text{O}$	0,038
	${}^{18}_8\text{O}$	0,205
chlore	${}^{35}_{17}\text{Cl}$	75,78
	${}^{37}_{17}\text{Cl}$	24,22

Exemples :

L'existence des isotopes a été mise en évidence expérimentalement par **spectrométrie de masse**. Leurs propriétés chimiques sont presque identiques et leur utilisation est très fréquente dans le domaine de l'**évaluation environnementale**, dans le domaine **médical** et dans la **lutte contre la fraude**.

Comme un élément est constitué d'un mélange de divers isotopes et que les proportions de ces divers isotopes sont constantes on va pouvoir définir pour chaque élément une **masse molaire moyenne** qui tiendra compte de sa composition :

$$M_{\text{moy}} = \sum_{i=1}^n X_i \cdot M_i \times 100$$

$X_i$  : l'abondance naturelle de l'isotope i (exprimée en %)

$M_i$  : masse molaire de l'isotope  $i$ .  $X_{13c} = 1,1\%$  et  $M_{13c} = 13$   
 $X_{12} = 9889\%$  et  $M_{12} \cong 12$   
 $\dots = 12,02 \text{ g mol}^{-1}$

### III.4. La molécule

C'est l'assemblage chimique électriquement neutre d'au moins deux atomes, qui peut exister à l'état libre, et qui représente la plus petite quantité de matière possédant les propriétés caractéristiques de la substance considérée.

$\forall$  Une **molécule élémentaire** ou **homonucléaire** est une molécule constituée d'un seul type d'atomes, par exemple le dioxygène ( $O_2$ ). Lorsqu'une molécule est composée de plusieurs types d'atomes, elle est dite **hétéronucléaire**. Ex :  $H_2O$ ,  $H_2SO_4$

### III.5. L'ion

On appelle **ion** un atome porteur d'une ou plusieurs charges. Un ion porteur de **charges positives** est appelé **cation**, alors que l'ion porteur de **charges négatives** est un **anion**. La charge élémentaire étant prise pour unité, la charge totale de l'ion correspond au nombre d'électrons gagnés ou perdus. A titre d'exemple citons  $Na^+$ ,  $K^+$ ,  $Ca^{2+}$  ou  $F^-$ ,  $Cl^-$ ,  $S^{2-}$ .

### III.6. La masse atomique et la masse molaire

#### III.6.1. La mole

Une mole est la quantité de matière contenant autant de particules qu'il y a d'atomes dans 12 g du nucléide carbone 12. Ce nombre peut être déterminé expérimentalement de diverses façons. Nous pouvons également le calculer puisque nous connaissons la masse réelle du

$^{12}C$ . Ce nombre est connu sous le nom de « **Nombre d'Avogadro ( $N_A$  ou  $N$ )** » et vaut :

$$N_A = \frac{12 \text{ g}}{m_{^{12}C}} \text{ avec } m_{^{12}C} = 1,992672 \cdot 10^{-23} \text{ g (masse d'un atome de } ^{12}C)$$

$$N_A = 6,022141 \cdot 10^{23} \text{ entités/mol}$$

Le nombre d'atomes (ou molécules) compris dans une mole d'atomes (ou molécules) est "astronomiquement" grand ! Il s'exprime par le nombre d'Avogadro  $N_A$ .

! *Exemples:* 1 mol de Fe =  $N_A$  atomes de Fe  
 1 mol de  $H_2O$  =  $N_A$  molécules de  $H_2O$

### III.6.2. La masse atomique

Théoriquement, la masse d'un atome devrait pouvoir se calculer simplement en faisant la somme des masses de ses divers constituants :  $m_a = Z \times m_p + N_p \times m_n + Z \times m_e$ , la masse des électrons est très faible par rapport à celle des neutrons ou des protons, nous pourrions donc la négliger. ( $m_p = m_n = 1.67 \cdot 10^{-27}$  kg).

$$m_a = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

$$1 \text{ u} = \frac{m_{^{12}\text{C}}}{12} \quad \text{avec} \quad m_{^{12}\text{C}} = \frac{12 \text{ g}}{N_A} \Rightarrow 1 \text{ u} = \frac{1}{N_A} \text{ g} = 1,6606 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 1,6606 \cdot 10^{-27} \text{ kg}.$$

Cette masse est une grandeur extrêmement petite (de l'ordre de  $10^{-27}$  kg). Ces nombres sont peu commodes à utiliser et par ailleurs ne correspondent pas à la réalité tangible du laboratoire qui elle s'exprime en grammes. Pour ces raisons, les chimistes ont introduit la notion d'**unité de masse atomique**.

**L'unité de masse atomique (notée u ou uma):** Elle est définie comme le douzième de la masse d'un atome de  $^{12}\text{C}$  :

$$1 \text{ u} = \frac{m_{^{12}\text{C}}}{12} \quad \text{avec} \quad m_{^{12}\text{C}} = \frac{12 \text{ g}}{N_A} \Rightarrow 1 \text{ u} = \frac{1}{N_A} \text{ g} = 1,6606 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 1,6606 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Cette unité est plus adaptée aux systèmes microscopiques que les unités usuelles.

### III.6.3. La masse moléculaire

La masse moléculaire est la masse d'une molécule. Elle s'obtient en additionnant les masses des atomes composant la molécule.

$$m_{\text{moléculaire}} = \sum m_{\text{atomes}}$$

*Exemple :*  $m(\text{CO}_2) = m(\text{C}) + 2m(\text{O})$

### III.6.4. La masse molaire (M)

La masse molaire est la masse d'une mole d'atome exprimée usuellement en **g/mol** (c'est donc la masse de  $N_A$  atomes (X)). (Ex :  $M_{^{35}\text{Cl}} = 35,45 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ )

**NB :** Une mole d'un nucléide représente une masse qui lorsqu'elle est exprimée en grammes est numériquement égale à sa masse atomique relative exprimée en unité de masse atomique.

*Exemple :*  $m(\text{O}) = 15,994 \text{ u.m.a}$   
 $M(\text{O}) = 15,994 \text{ g}.$

Dans le cas des molécules, la masse molaire moléculaire s'obtient en additionnant les masses molaires des atomes qui les constituent.

$$M_{\text{molécule}} = \sum M_{\text{atomes}}$$

*Exemple :*  $M(\text{Zn}(\text{OH})_2) = M(\text{Zn}) + 2 \cdot M(\text{O}) + 2 \cdot M(\text{H}) = 65,37 + (2 \cdot 16) + (2 \cdot 1) =$

### III.6.5. Volume molaire ( $V_m$ )

A la notion de mole, nous avons fait correspondre une grandeur massique, la masse molaire. On peut aussi lui faire correspondre une grandeur volumique le **volume molaire** c'est-à-dire le volume occupé par une mole de substance.

 **Dans le cas des gaz parfaits**, ce volume molaire présente une caractéristique intéressante: Une mole de gaz parfait occupe toujours le même volume, dans des conditions données de température et de pression, quel que soit ce gaz.

L'expérience a montré que, à  $0^\circ\text{C}$  (**273,16K**) sous une pression de **1'atmosphère** ( $1,013 \cdot 10^5$  Pa), le volume d'une mole de gaz est de **22,414L**. Les variations de ce volume en fonction des modifications des conditions de travail obéissent à la **loi des gaz parfaits** :

:

$$P V = n R T$$

P : la pression du gaz

V : volume occupé par le gaz

T : la température absolue exprimée en Kelvin

n : le nombre de moles

R est la constante des gaz parfaits.

La valeur numérique de la constante des gaz parfaits s'adapte au choix des unités. Ces diverses valeurs sont reliées entre elles par le facteur de conversion reliant les unités choisies.

$$\begin{aligned} \text{Ainsi: } R &= 0,08206 \text{ l.atm.mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \\ &= 8,31441 \text{ j. mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \end{aligned}$$