

1.4 Modèle particulière et quantité de matière

Objectifs

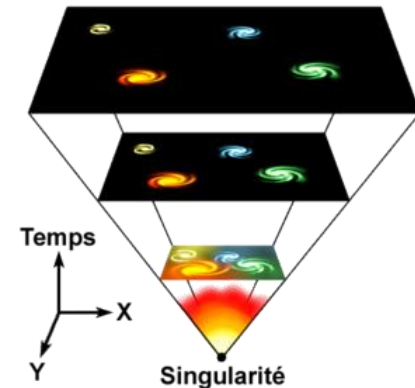
À la fin de ce cours, vous devriez être capables de:

- Comprendre le concept du modèle de la matière ;
- Faire la différence entre atome, molécule ;
- Exprimer des quantités de matière en mol, en nombre d'entités;
- Interpréter une formule chimique d'un composé;
- Déterminer la masse molaire d'une substance simple ou composée;
- Maîtriser les conversions entre: nombre de moles, nombre Avogadro; la masse molaire d'une substance ;
- Exprimer la composition d'une substance composée en % massique des éléments qui la constituent

Introduction

Utilité d'un modèle en science

- Les scientifiques utilisent souvent des modèles dans le but d'aider à expliquer (aux gens) une idée difficile à comprendre ou un aspect de la réalité qui est inaccessible à l'observation.
- Cela est particulièrement vrai dans l'étude de la structure de la matière, du moment qu'on ne peut pas voir le monde microscopique.



<http://www.linternaute.com/science/espace/>

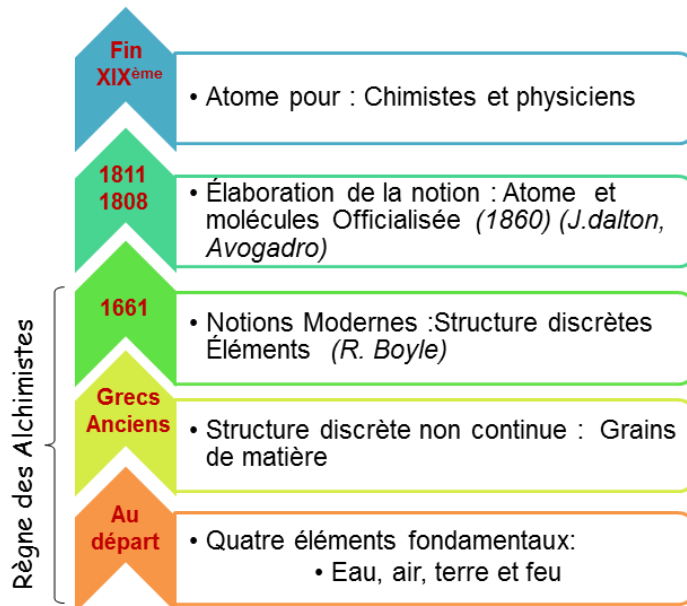
Modèle cosmologique de création de l'univers (**Big-Bong**).

Qu'est ce qui constitue la matière ?

- Si on prend un morceau de matière par exemple : un morceau de cuivre et qu'on le divise en morceaux de plus en plus petits, il arrivera un moment où il ne sera plus possible de le diviser en morceau de cuivre.

Qu'est ce que c'est ce plus petit morceau de cuivre?

- Construction du modèle de la matière



- ## Illustrations

Vue du monde microscopique à partir d'une feuille de chêne (jusqu'à ses cellules)

Terre (largeur): 12.76×10^6
= 12,760,000 m
(12.76 million mètre)

Cellule végétale (largeur)
= 12.76×10^{-6} = 0.00001276 mètre
(12.76 millionième de mètre.)



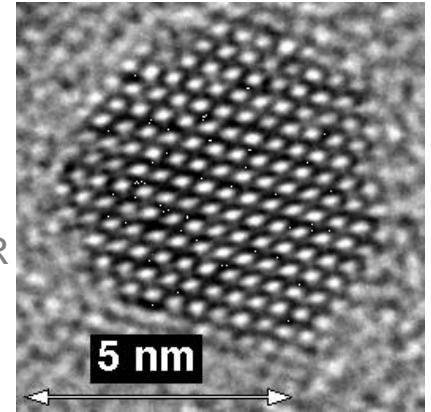
<http://micro.magnet.fsu.edu/optics/tutorials/java/powersof10/>

Concept de la matière

- Aujourd'hui avec l'avancement technologique; Les scientifiques ont pu développer des techniques qui leur permettent de sonder la nature de la matière;
- En effet, on peut visionner le plus petit morceau de la matière
• à l'aide d'un *microscope électronique à effet Tunnel*;
- On observe les grains de matière sous forme de zones circulaires ou sphériques bien rangées les unes des autres; il s'agit des atomes ;
- L'hypothèse que la matière est formée d'**ATOMES** est connu depuis Plus de 2000 ans mais, c'est uniquement Ces dernières décennies qu'on a pu les visionner ;

- **Illustration 1**

Image d'une feuille de carbone sous un microscope Électronique à haute résolution TEM - HR



- **Illustration 2**

IBM crée le plus petit film au monde ``atome par atome``

http://www.canal-u.tv/video/science_en_cours/microscope_a_effet_tunnel.174

- **Illustration 3**

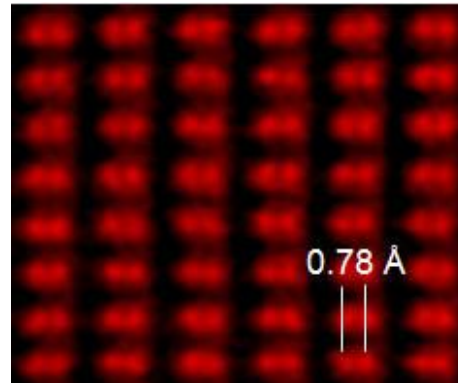
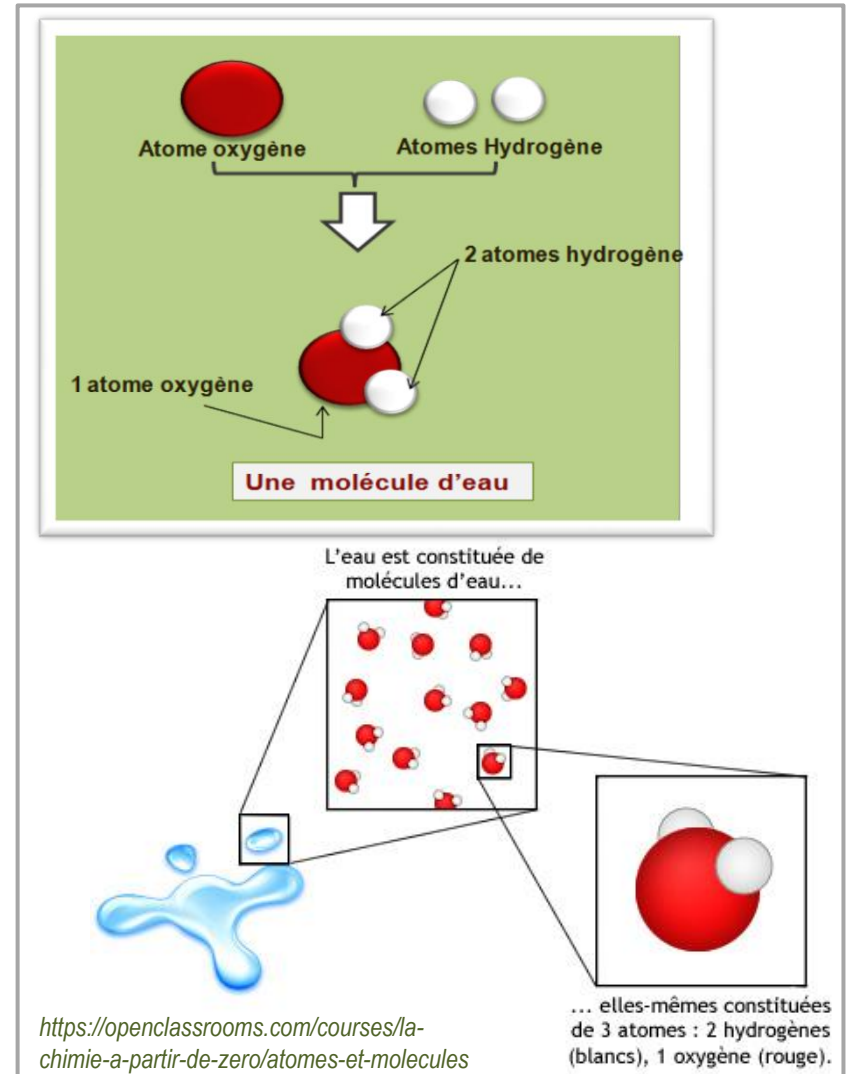


image d'atomes de Silicon à l'aide d'un microscope électronique en transmission (STEM)

<http://www.nion.com/results.html>

Concept de la matière

- L'**ATOME** est la partie la plus petite d'un élément (corps simple) à l'exception des **gaz rares**;
- La plupart de la matière est composée de **MOLÉCULE** ou **IONS** tous deux sont formés d'atomes;
- La **MOLÉCULE** est un assemblage de deux ou plus d'atomes fermement **LIÉS**, dans un **arrangement** déterminé;
- La taille d'une molécule est $\sim 1/10\ 000\ 000$ mm.
- Les particules qui constituent une substance donnée sont identiques même si la substance se trouve dans un autre **état physique**;



Concept de la mole

Les modèles décrivent la matière comme étant constituée de particules (atomes, molécules ou ions) .

```
graph TD; A[Les modèles décrivent la matière comme étant constituée de particules (atomes, molécules ou ions) .] --> B[Distinctes]; A --> C[Dénombrables];
```

Distinctes

Dénombrables

- **Illustrations**

Dans un milligramme de Fer (**1mg**), il ya **onze milliards de milliards** d'atomes de fer !!!!

Dans une bouteille d'eau de **500 ml**, il ya environ **16 710 000 milliards de milliards** de molécules d'eau !!!

- Les chimistes ont besoin d'un moyen convenable pour compter le nombre d'atomes, de molécules ou d'ions;
- Ces particules sont tellement petites que dans une tout petite quantité de matière on en trouve des nombres énormes; impossible de les compter effectivement;
- C'est ainsi que les chimistes ont créé leur propre unité de compte `` **LA MOLE**``;
- **La mole** est l'unité du **SI** pour la quantité de matière;

Concept de la mole

- **Définition**

- Une mole contient autant d'entités élémentaires qu'il y a d'atomes dans un échantillon de 12 g de carbone $^{12}_6\text{C}$;
- Symbole: **mol** ; Notation: **n** ;
- Une entité élémentaire représente soit : atome; ion; molécules ou électrons

- **Analogie**

Quantité	Nombre	Exemple
Une paire	2	chaussures
Une douzaine	12	oeufs
Une rame	500	papiers

- Une mole : **$6,022\ 136\ 7 \times 10^{23}$** (atomes, molécules ou ions);

- **Exemples:**

- $10\text{ mol} = 10 \times 6,022 \times 10^{23} = 6,022 \times 10^{24}$
- un "millionième de mole": $\frac{1}{1000000} \times 6,022 \times 10^{23} = 6,022 \times 10^{17}$

Nombre Avogadro

- Une mole contient exactement: $6,0221367 \times 10^{23}$ (atomes, molécules ou ions);
- Ce nombre réduit à trois chiffres significatifs soit : $6,02 \times 10^{23}$ est appelé **nombre Avogadro** en hommage au physicien Italien



Amedeo Avogadro;

- Symbole et unité :

$$N_A = 6.02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

• Illustrations

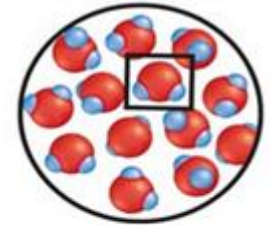


atomes



Cu

$6,02 \times 10^{23}$ **atomes**
de cuivre

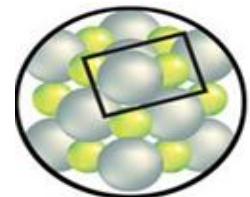


molécules



H₂O

$6,02 \times 10^{23}$ **molécules**
d'eau



unité - formule



NaCl

$6,02 \times 10^{23}$ **grains de Sel**

Conversion mol en particules ou vis-versa

- Comment trouver le nombre de particules **N** connaissant le nombre de moles **n** ?

Quelle est le nombre de particules de saccharose dans 3.75 mol de saccharose ?

- On sait que : 1 mol \longrightarrow $N_A = 6,02 \times 10^{23}$ (molécules saccharose)

$n = 3.75 \text{ mol} \longrightarrow \mathbf{N}$

d'où :

$$N = \frac{3.75 \text{ mol saccharose} \times N_A}{1 \text{ mol saccharose}} = 2.25 \times 10^{24}$$

- Comment convertir des particules **N** en nombre de moles **n** ?

Le Zinc est un métal utilisé comme revêtement anti-corrosion sur le fer et l'acier et également un oligo-élément essentiel dans les régimes alimentaires.

Quel est le nombre de moles de Zinc dans 4.5×10^{24} atomes ?

$N_A = 6,02 \times 10^{23}$ atomes (Zinc) \longrightarrow 1 mol de Zinc

$N = 4.5 \times 10^{24}$ atomes (Zinc) \longrightarrow **n** d'où :

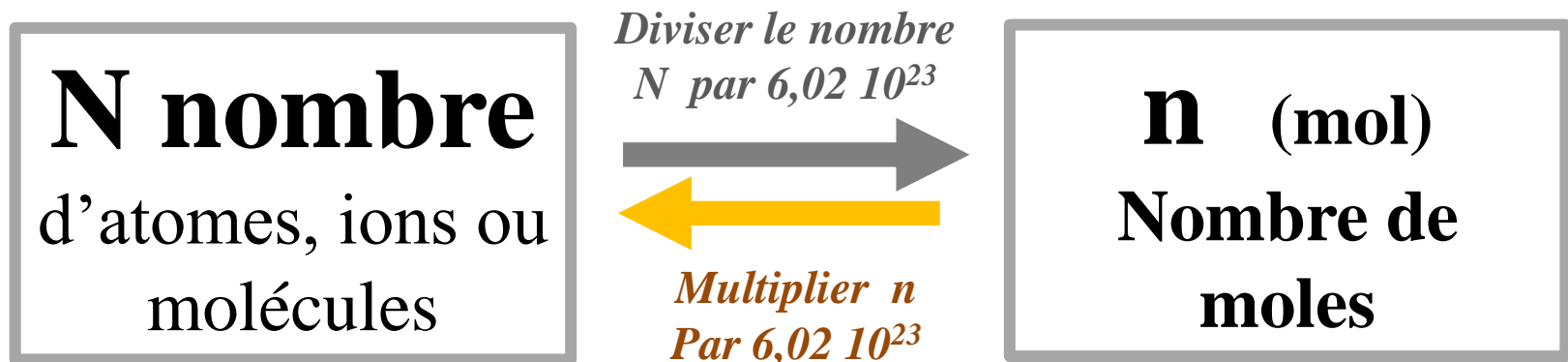
$$n = \frac{4.5 \times 10^{24} (\text{atomes Zinc}) \times 1 \text{ mol (Zinc)}}{6.02 \times 10^{23} (\text{atomes Zinc})}$$

$$n = 7.48 \text{ mol (Zinc)}$$

Conversion mol en particules ou vis-versa

- La conversion du nombre d'entités **N** (molécules, atomes ou ions) en nombre de moles **n** et inversement, se fait comme suit :
- En utilisant la règle de trois (exemples précédents)
- En utilisant la formule qui relie les trois nombres comme suit :
- En suivant le schéma ci-dessous:

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



La masse molaire

- Par définition la masse molaire d'une substance correspond à la masse d'une mole de cette substance;
- Notation : La masse molaire se note **M** ; Unité : **g/mol**
- Dans le tableau périodique, on donne pour chacun des éléments, la masse molaire d'une mole d'atomes de cet élément;
- La valeur indiquée étant la moyenne pondérée de la masse des isotopes existant à l'état naturel de cet éléments

Exemple : 1 mol de Zinc (Zn) pèse : 65.39 g

on écrira : $M_{Zn} = 65.39 \text{ g/mol}$

La masse molaire & Nombre Avogadro

- La masse molaire indiquée pour le **chlore** est **35,4527 g/mol**;
cela signifie :
 - qu'un échantillon de chlore ayant cette masse contient : **1 mole d'atomes de chlore**;
 - en nombre de particules; il contient **$6,02 \times 10^{23}$** atomes de chlore ;
exactement le nombre **N_A** atomes de chlore;

Masses molaires de diverses substances		
Élément	Nombre d'atomes	Masse de l'échantillon (g)
Aluminium	$6,022 \times 10^{23}$	26,98
Fer	$6,022 \times 10^{23}$	55,85
Cuivre	$6,022 \times 10^{23}$	63,55
Or	$6,022 \times 10^{23}$	196,97

La masse molaire d'un composé

- Quand il s'agit de calculer la **masse molaire** d'une **substance composée**, on additionne la masse molaire de chacun des atomes qui constituent ce composé ou cette molécule, selon **la formule chimique**,

Quelle est la masse molaire de **BeO** ?

- Rappel : 1 mol de BeO contient 1 mol de Be et 1 mol de O;
- pour calculer sa molaire, on additionne la masse molaire de chaque élément qui le constitue;
- $M_{\text{BeO}} = 1 \times M_{\text{Be}} + 1 \times M_{\text{O}} = 1 \times 9.01 \text{ (g/mol)} + 1 \times 15.99 \text{ (g/mol)} = 25. \text{ (g/mol)}$

Quelle est la masse molaire du **gaz oxygène** ?

- Rappel : gaz oxygène est un gaz moléculaire (O_2);
- $M_{\text{O}_2} = 2 \times M_{\text{O}} = 2 \times 15.99 \text{ (g/mol)} = 31.98 \text{ (g/mol)}$

Quelle est la masse molaire de du **Pb₃(PO₄)₂** ?

- Rappel : 01 mol de la substance est composée de : 3 mol de **Pb**; 2 mol de **P** et 8 mol de **O**;
- $M_{\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2} = 3 \times M_{\text{Pb}} + 2 \times M_{\text{P}} + 8 \times M_{\text{O}} = 3 \times 207,2 \text{ g/mol} + 2 \times 30,97 \text{ g/mol} + 8 \times 16,0 \text{ g/mol};$
- $M_{\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2} = 811.54 \text{ (g/mol)}$

Conversion masse molaire & nombre de moles

- Si un échantillon d'un élément ou composé pèse une masse (**m**), et que sa masse molaire est (**M**), alors le nombre de moles (**n**) (d'entités élémentaires) dans cet échantillon est obtenu par la relation ci-contre :

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

Exemple :

Un échantillon de **NO₂** contient 1,45mol, calculez ?

- a) le nombre de molécules dans l'échantillon.
- b) le nombre d'atomes dans l'échantillon.

Données : $n = 1,45 \text{ mol de NO}_2$

- Rappel : NO₂ est une molécule contenant 2 atomes d'**O** + 1 atome de **N** au total 3 atomes;
- Sachant que : $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ molécule/mol}$ et que : $N = n \times N_A$
- d'où : $N = 1,45 \text{ mol} \times 6,02 \times 10^{23} \text{ (molécule/mol)} = 8,73 \times 10^{23} \text{ molécules};$

b) pour calculer le nombre d'atomes 1.45 mol de NO₂, il suffit de multiplier la réponse en **a)** par **3**

$$N_{\text{atomes}} = 3 \text{ atomes / molécule} \times 8,73 \times 10^{23} \text{ molécule} = 2,62 \times 10^{24} \text{ atomes}$$

La masse atomique

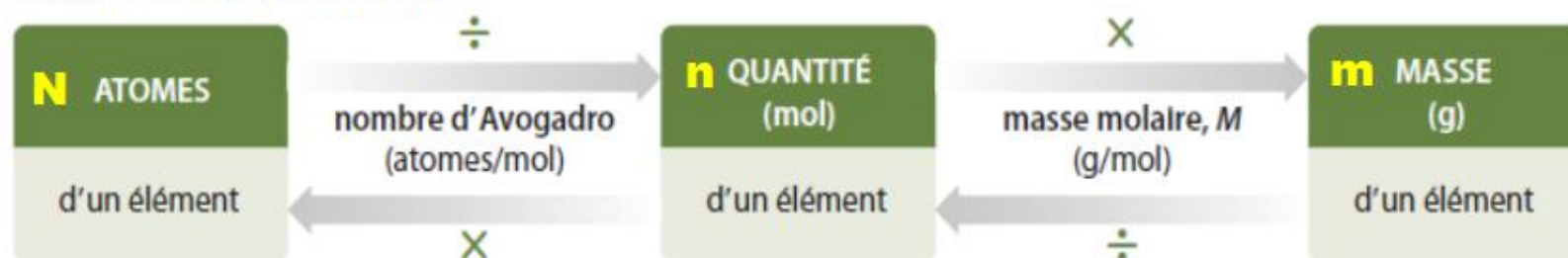
- La masse molaire atomique correspond la masse d'une d'atome;
- La masse d'un atome peut être calculée en multipliant le nombre de nucléons (**A**) par la masse d'un nucléon ;

$$M_{atome} = A \times 1.67 \times 10^{27} \text{ (kg)}$$

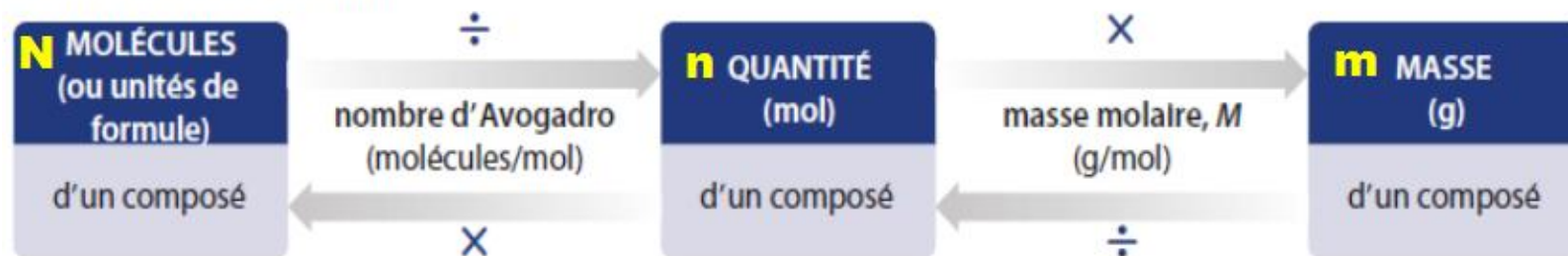
- Pour obtenir la masse molaire il suffit de multiplier cette masse par le nombre d'atomes dans une mole c'est-à-dire ; Le nombre Avogadro (**N_A**);

Récapitulons

Dans le cas d'un élément



Dans le cas d'un composé

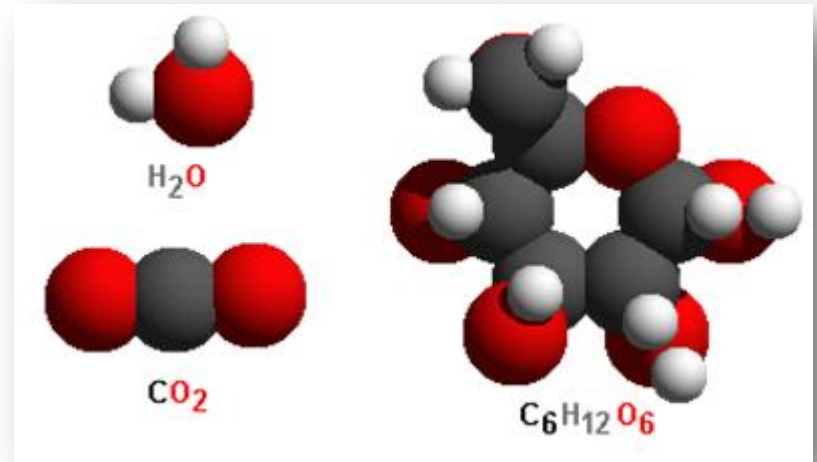


Formule Chimique

- La formule chimique d'une molécule représente le nombre d'atomes (composition) de chacun des éléments qui la constituent; c'est une représentation symbolique qui indique :
 - les éléments présents
 - le nombre relatifs d'atomes de chaque élément
- Cette composition est toujours la même quelque soit l'état physique sous lequel se trouve cette molécule;
- La composition d'une substance est souvent exprimée par le **pourcentage massique** de chacun des éléments qui la constitue;

- Exemples :**

- **CO₂** : formule chimique du dioxyde de carbone;
- **C₆H₁₂O₆** : formule chimique du glucose
- **H₂O** : formule chimique de l'eau

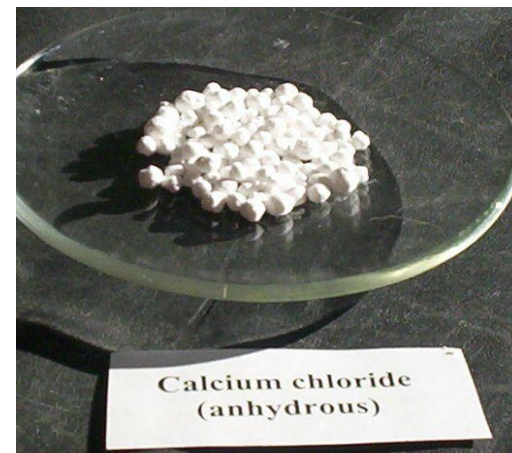


Formule Chimique

- Un composé moléculaire est formé de particules appelées ``**molécules**``; ces dernières sont formées d'atomes liés par des liaisons chimiques ;
- La formule chimique d'un composé ionique représente les proportions des **IONS** qui le constituent, ces proportions étant exprimées en nombres d'atomes (et non en masse);
- Dans le cas des composés ionique, il n'existe pas **d'objet** de molécule;

Exemple :

- La formule du chlorure de calcium **CaCl₂**, signifie que dans un **GRAIN** de ce sel, on retrouve deux fois plus d'anions de chlorure que de cations de calcium;
- Nous donnerons la définitions des ions (cation et anion) par la suite;



Questions proposées

1. Quelle est la masse de 3.33 mol d'atomes d'hélium ?
2. Quelle sera la masse de 0.125 mol de molécules de glucose ($C_6H_{12}O_6$)?
3. Quel est le nombre d'atomes dans un échantillon de 1000 g (un kg) de Fer.
4. Quel est le nombre de moles de molécules d'eau dans 756 g d'eau?

Réponses :

$$1. \quad m_{He} = n \times M_{He} = 3.33(mol) \times 4.0026(g/mol) = 13.33 \text{ g}$$

$$2. \quad M_{C_6H_{12}O_6} = 6 \times 12.011 + 12 \times 1.008 + 6 \times 15.999 = 180.156 (g / mol)$$

$$m_{C_6H_{12}O_6} = n_{C_6H_{12}O_6} \times M_{C_6H_{12}O_6} = 0.125(mol) \times 180.156(g / mol) = 22,519 \text{ g}$$

$$3. \quad N_{Fe} = n \times N_A = \frac{m_{Fe}}{M_{Fe}} \times N_A = \frac{1000 (g)}{55,84 (g / mol)} \times 6,02 \times 10^{23} = 1.08 \times 10^{25} \text{ atomes de Fer}$$

4. *Continuez la dernière question ?*

Calcul de composition en % massiques

- Le pourcentage massique d'un élément dans un composé peut être calculé en suivant cette formule :

$$\% \text{ mass d'un élément} = \frac{\text{masse de cet élément dans 1 mol du composé}}{\text{masse molaire du composé}} \times 100$$

Déterminez la composition en % de chlorure de calcium?

- La formule chimique du composé est importante Ca Cl_2 ;
- La masse molaire Ca Cl_2 étant : une fois la masse d'une mole d'ion calcium et 2 fois la masse d'une mole d'ion de chlorure ;
- $M_{\text{CaCl}_2} = 1 \times 40.078 \text{ (g/mol)} + 2 \times 35.453 \text{ (g/mol)} = 110.984 \text{ (g/mol)}$;

- d'où :

$$\% \text{ mas de Ca dans CaCl}_2 = \frac{40.078 \text{ (g/mol)}}{110.984 \text{ (g/mol)}} \times 100 = 36.112 \% \text{ Ca}$$

de même pour Cl :

$$\% \text{ mas de Cl dans CaCl}_2 = \frac{70.906 \text{ (g/mol)}}{110.984 \text{ (g/mol)}} \times 100 = 63.888 \% \text{ Cl}$$

La loi d' Avogadro

- **Enoncés :**

`` Dans les mêmes conditions de température et de pression, des volumes égaux de différents gaz contiennent le même nombre de molécules ``;

- Cette loi a été vérifiée par la suite par Ampère pour des gaz à faible pression;

- **Volume molaire :**

- A température et pression données, le volume occupé par une mole de gaz est indépendant de la nature du gaz. Ce volume est appelé **volume molaire** ;
- On le note V_m et s'exprime en **$L \cdot mol^{-1}$** ;
- Ce volume est égal à **22,4 L** à **$t = 20\text{ }^{\circ}C$** et **$P = 1\text{ atm}$** (**conditions standards**)

- **Exemple :**

- 1 Mol de Helium occupe un volume de 22.4 L à (STP);
- Une mole d'air (un mélange de plusieurs gaz) aux conditions (STP) occupera même volume (22.4 L)