



# Partie 1 : Structure de la matière

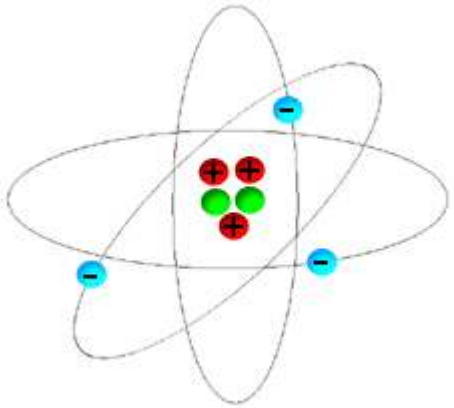
## Chapitre 1 : L'atome



**I. Constitution.**

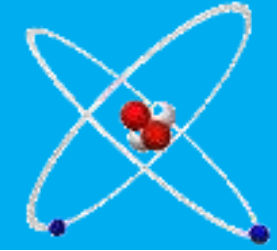


**II. Moles d'atomes.**



Préparé par Nawal Jabbour





11. Moles  
d'atomes.

# POUR MIEUX COMPRENDRE ! ! ! ! !

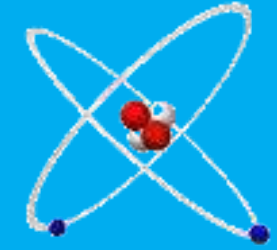


➤ Paquet de 2 → 1 paire

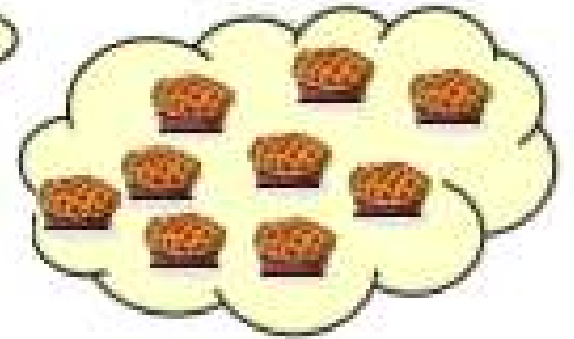
➤ Paquet de 10 → 1 dizaine

➤ Paquet de  $6,02 \times 10^{23}$   
de n'importe quoi → 1 mole

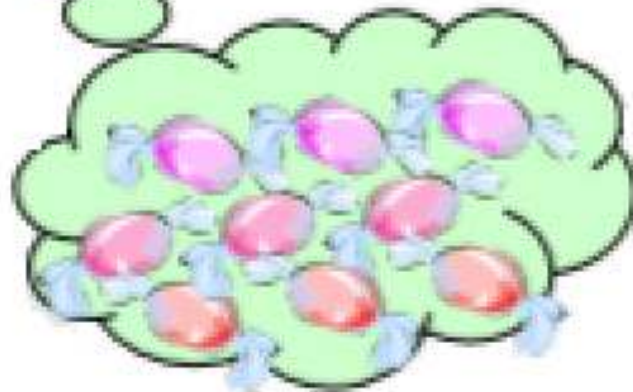
*Nombre d'Avogadro ou constante d'Avogadro*

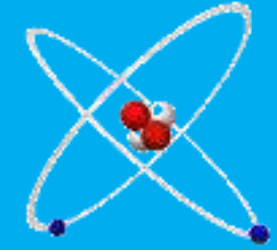


Une mole de tartes c'est  
 $N_A \cong 6,02 \times 10^{23}$  tartes

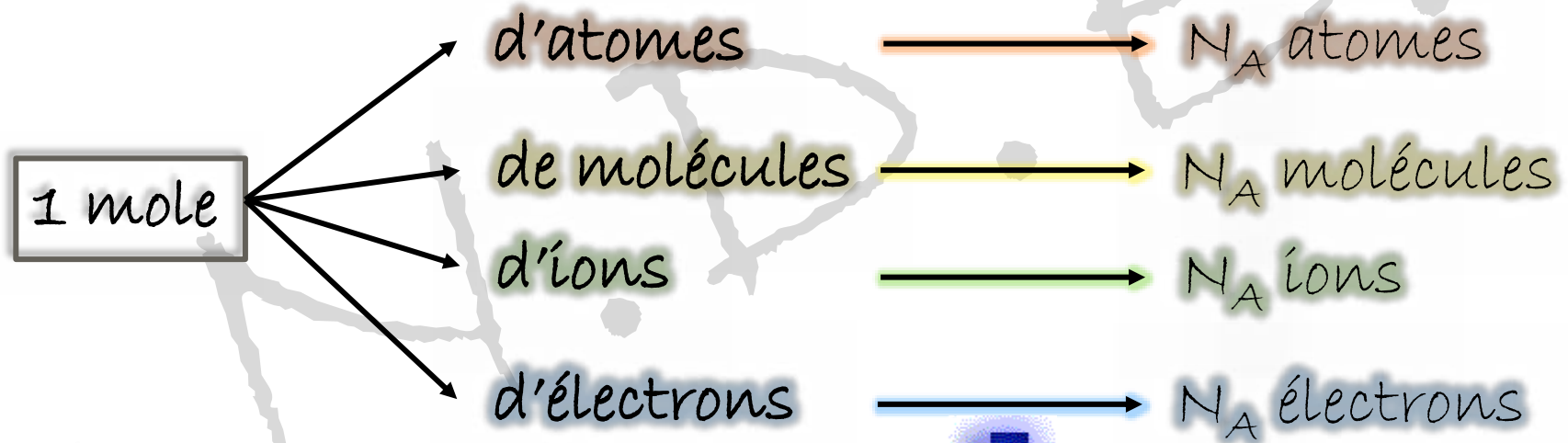


Une mole de bonbons c'est  
 $N_A \cong 6,02 \times 10^{23}$  bonbons





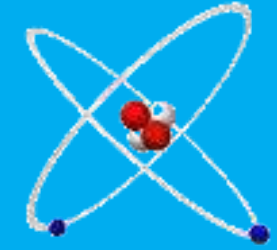
Pour éviter d'employer des nombres gigantesques en dénombrant atomes, molécules, électrons...., les chimistes les comptent en moles !!



Une mole d'atomes, d'ions, de molécules ou d'électrons est définie comme un ensemble de  $6,02 \times 10^{23}$  atomes, ions, molécules ou électrons.

Une mole contient  $N_A$  entités





## 1- Mole d'atomes :

- Une mole d'atomes est la quantité de matière constituée par un nombre  $N_A$  de ces atomes.



Le nombre d'entités par mole s'appelle **nombre d'Avogadro :  $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$**

### Exemples:

- Une mole d'atomes de soufre est la quantité de matière contenant  $6,02 \times 10^{23}$  atomes de soufre.
- Une mole d'atomes de cuivre correspond à  $6,02 \times 10^{23}$  atomes de cuivre.

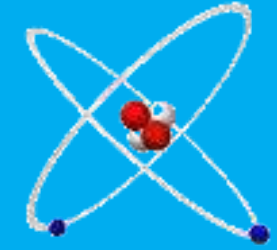
**à noter!**

La quantité de matière est une grandeur physique notée  $n$ . (C'est une grandeur fondamentale en chimie).

Son unité est la mole (symbole : mol)

*Voici ce que représente une mole de différentes substances*





## 2- Masse atomique et masse molaire atomique :

### ➤ Masse atomique :

C'est la masse d'un atome  ${}^A_ZX = A \text{ u.m.a} = A \times 1,67 \times 10^{-27} \text{ Kg}$

### ➤ Masse molaire atomique :

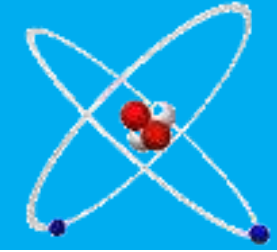
C'est la masse d'une mole d'atomes  $\Rightarrow$  masse de  $N_A$  atomes  ${}^A_ZX = A \text{ g.mol}^{-1}$

Exemple 1:  ${}^{16}_8\text{O}$

✓ Masse atomique = 16 u.m.a

✓ Masse molaire atomique = 16 g.mol<sup>-1</sup>  $\iff$  On écrit  $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$

$M(\text{O})$  pour designer la masse molaire atomique de l'oxygène.



Exemple 2:  ${}_{26}^{56}\text{Fe}$

✓ Masse atomique = 56 u.m.a.

✓ Masse molaire atomique = masse de  $N_A$  atomes Fe =  $56 \times 6,02 \cdot 10^{23}$  u.m.a  
=  $56 \times 6,02 \cdot 10^{23} \times 1,67 \cdot 10^{-24}$  g =  $56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$M(\text{Fe}) = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

La **masse molaire atomique** d'un élément correspond à la masse d'une mole d'atomes de cet élément .

On la note M et elle s'exprime en g.mol<sup>-1</sup>.



### 3- Quantité de matière et masse :

➤ Calculer la quantité de matière contenue dans 36 g de fer.

$$M(\text{Fe}) = 56 \text{ g.mol}^{-1}$$

1 mole d'atomes Fe

56 g

$n$  ???

36 g

$$n_{(\text{Fe})} = \frac{m(\text{Fe})}{M(\text{Fe})} = \frac{36}{56} = 0,64 \text{ mol}$$

**! IMPORTANT**

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

$m$  = masse (en g)

$M$  = masse molaire atomique (en  $\text{g.mol}^{-1}$ )

$n$  = quantité de matière ou nombre de moles (en mol)

## 4- Quantité de matière et nombre d'atomes :

➤ Calculer la quantité de matière correspondant à  $24 \times 10^{23}$  atomes de fer.

$$N_A = 6 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

1 mole d'atomes Fe  $\longrightarrow$   $6 \times 10^{23}$  atomes Fe

$n$  ???

$\longleftarrow$   $24 \times 10^{23}$  atomes Fe

$$\longrightarrow n_{(\text{Fe})} = \frac{N}{N_A} = \frac{24 \times 10^{23}}{6 \times 10^{23}} = 4 \text{ mol}$$

**! IMPORTANT**

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

$N_A =$  constante d'Avogadro ( $\text{mol}^{-1}$ )

$N =$  nombre d'atomes

$n =$  quantité de matière ou nombre de moles (en mol)

## Remarque :

On utilise aussi des sous-multiples de la mole :

- ✓ La millimole (symbole : mmol) :  $1 \text{ mmol} = 10^{-3} \text{ mol}$
- ✓ La micromole (symbole :  $\mu\text{mol}$ ) :  $1 \mu\text{mol} = 10^{-6} \text{ mol}$

*Merci*