

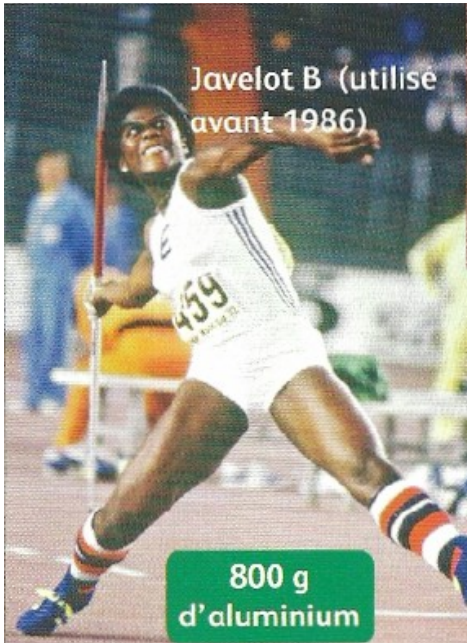
**Une unité de quantité de matière : « La mole »**

**Compétences attendues :**

- ✓ Calculer une masse molaire moléculaire à partir des masses molaires atomiques ;
- ✓ Déterminer une quantité de matière connaissant la masse d'un solide ;
- ✓ Prélever une quantité de matière d'une espèce chimique donnée.

**I. Activité documentaire : apprendre à compter ... en mole !**

Voyons comment la connaissance de la masse d'un objet peut permettre d'accéder à son nombre d'atomes, autrement dit à sa quantité d'atomes.



1/ L'observation des javelots permet-elle de comparer leur nombre d'atomes ?

.....

2/ Quelles données faudrait-il connaître pour calculer le nombre d'atomes formant chaque javelot ?

.....

3/ Grâce aux données du tableau ci-dessous, calculer le nombre d'atomes présents dans chacun des javelots.

Élément	Carbone	Aluminium
Masse de l'atome	$1,993 \times 10^{-26}$ kg	$4,484 \times 10^{-26}$ kg

4/ Combien peut-on faire de douzaines d'œufs avec 240 œufs ?

.....

Combien peut-on constituer de ramettes de 500 feuilles avec 10 000 feuilles de papier ?

.....

5/ Les atomes ne sont pas comptés par « paquets » de douze ou de 500, mais par « paquets » de  $6,02 \times 10^{23}$  atomes.

Un tel « paquet » est appelé **une mole**.

Compléter le tableau ci-contre :

	Javelot en aluminium	Javelot en carbone
Nombre d'atomes N		
Nombre de moles n		

6/ Deux échantillons de même masse et de matières différentes peuvent-ils être constitués de la même quantité d'atomes ?

.....

.....

.....

.....

## II . La mole : une unité de quantité de matière.

### 2.1 Définition.

Les différents échantillons de matière que l'on peut mesurer et utiliser à l'échelle humaine contiennent tous un nombre gigantesque de constituants élémentaires (atomes, molécules, ions ...) identiques.

Les chimistes ont donc défini une unité pour exprimer facilement les très grands nombres d'atomes, de molécules ou d'ions.

Cette unité est la **mole**, symbole **mol**.

**La mole est l'unité de quantité de matière.**

**La mole est la quantité de matière d'un système contenant autant d'entités élémentaires (atomes, molécules, ion ) qu'il y a d'atomes dans 12 g de carbone 12.**

Une mole d'entités élémentaires contient  $6,02 \times 10^{23}$  entités élémentaires.

Ce nombre  $6,02 \times 10^{23}$  est appelé la constante d'Avogadro, on la note  $N_A$  et elle s'exprime en  $\text{mol}^{-1}$ .

$$N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

### 2.2 Exemples.

**Une mole de bille (par exemple) est constituée par  $6,02 \times 10^{23}$  billes.**

**On peut considérer une mole de n'importe quelle "chose" à condition que ce soit des "choses" identiques.**

On peut ainsi parler d'une mole de chaussures, une mole d'élèves, une mole d'atomes .... Il s'agit de  $6,02 \times 10^{23}$  chaussures,  $6,02 \times 10^{23}$  élèves ou  $6,02 \times 10^{23}$  atomes.

**Remarque 1 :**

La quantité de chaussures dans une mole de chaussure est très grande :  $6,02 \times 10^{23}$  chaussures. Cela représente 602 mille milliards de milliards de chaussures !!!!

**Remarque 2 :**

Parler d'une mole de chaussures n'a aucun intérêt, mais parler d'une mole d'atome peut en avoir... En chimie, nous compterons toujours les atomes par mole d'atomes.

**2.3 Calcul d'une quantité de matière.**

Déterminer la quantité de matière n d'aluminium dans un mousqueton de 41 g.

La masse d'un atome d'aluminium est  $m_{Al} = 4,484 \times 10^{-26}$  kg

$N = m / m_{Al} = (41 \times 10^{-3}) / 4,484 \times 10^{-26} = 9,1 \times 10^{23}$  atomes

$= 9,1 \times 10^{23} / 6,02 \times 10^{23} = 1,5$  mol

$N = n \times N_A$  ou  $n = N / N_A$

N = nbre d'entités élémentaires ( sans unité )

n = quantité de matière d'entités élémentaires en mole (mol)

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

**III. La masse molaire.**

**3.1 La masse molaire atomique.**

La masse molaire d'une espèce est la masse d'une mole de cette espèce. L'unité de masse molaire est le gramme par mole :  $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Elle est notée M.

Les valeurs des masses molaires atomiques des éléments figurent dans la classification périodique.

Compléter le tableau ci-dessous, en vous aidant de la classification périodique :

Elément	Hydrogène	Carbone	Oxygène	Soufre	Sodium	Chlore	Cuivre	Fer	Aluminium
Symbole									
M ( $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ )									

**3.2 Masse molaire moléculaire.**

La masse molaire moléculaire d'une espèce chimique est la masse d'une mole de molécules de cette espèce. Elle est notée M et s'exprime en  $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

La masse molaire moléculaire se calcule en effectuant la somme des masses molaires atomiques de tous les atomes constituant la molécule.

**Exemples :**

✓ Calculer la masse molaire moléculaire de l'eau  $\text{H}_2\text{O}$  :

✓ Calculer la masse molaire moléculaire du camphre  $\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{O}$  ( utilisé en massage pour les sportifs, pour limiter les courbatures )

### 3.3 Masse molaire ionique.

La masse molaire ionique d'un ion monoatomique est la masse d'une mole de cet ion.

La masse des électrons étant négligeable devant celle de l'atome, la masse molaire d'un ion monoatomique est égale à la masse molaire atomique de l'élément correspondant.

La masse molaire d'un ion polyatomique est égale à la somme des masses molaires atomiques des éléments présents dans l'ion.

#### Exemples :

- ✓ Calculer la masse molaire de l'ion sodium  $\text{Na}^+$  :  $M(\text{Na}^+) = \dots\dots\dots \text{g.mol}^{-1}$
- ✓ Calculer la masse molaire des ions nitrate  $\text{NO}_3^-$  :  $M(\text{NO}_3^-) = \dots\dots\dots \text{g.mol}^{-1}$

### IV. Quantité de matière et masse.

La quantité de matière  $n$  d'un échantillon, sa masse  $m$  et sa masse molaire moléculaire  $M$  de son espèce chimique sont liées par :

$$m = n \times M \quad \text{ou} \quad n = \frac{m}{M}$$

avec  $n$  (mol) ;  $m$  (g) et  $M$  ( $\text{g.mol}^{-1}$ )

#### Applications :

- Quelle est la quantité de matière  $n$  de camphre dans une masse  $m = 100$  g de camphre pur ?

$$n = \frac{m}{M} = \frac{100}{152} = 0,658 \text{ mol}$$

- Calculer la masse d'un échantillon de saccharose ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ) ou d'hydroxyde de sodium ( $\text{NaOH}$ ) contenant une quantité de matière  $n = 2,50 \times 10^{-2}$  mol.

$$m(\text{NaOH}) = n \times M(\text{NaOH}) = 2,50 \times 10^{-2} \times 40 = 1,0 \text{ g}$$

$$m(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) =$$

**Remarque :** dans certains cas (composés liquides par exemple), on accède plus facilement à la détermination expérimentale du volume de l'échantillon plutôt qu'à celle de la masse.

Le calcul de la quantité de matière contenue dans un volume  $V$  d'échantillon se ramène au calcul précédent, après avoir déterminé la masse de l'échantillon à partir de sa masse volumique  $\rho$  ou de sa densité  $d$ .