

## LA MOLE : UNITE DE QUANTITE DE MATIERE

**Objets possibles :** grains de riz, pâtes alimentaires, clous, perles, épingles, enveloppes.....

**Matériel disponible :** balance, petits pots de verre

Attention : ces travaux pratiques constituent votre cours !

## I. Approche expérimentale : comment compter rapidement un grand nombre d'objets identiques ?

Choisir un objet parmi ceux proposés, si plusieurs sont proposés...

- Faire un paquet de vingt objets identiques.
- Faire un paquet de deux mille objets identiques. Détailler votre protocole expérimental.

## II. En chimie on compte en mole !

### 1) Nécessité d'un changement d'échelle :

- Peser un clou avec la meilleure précision possible.
- Evaluer le nombre d'atomes de fer contenus dans ce clou, considérant qu'il ne contient que des atomes de fer  $^{56}\text{Fe}$  avec pour masse d'un nucléon :  $m_p = m_n = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ .
- Si on pouvait compter les atomes de fer contenus dans ce clou à raison d'un atome par seconde, combien de temps faudrait-il pour les compter tous ? Exprimer ce temps en années.

### 2) Du microscopique au macroscopique ou de l'atome à la mole d'atomes :

Dans la vie courante, il est d'usage, lorsqu'on utilise un grand nombre d'objets identiques, de les regrouper par « paquets ». Par exemple, pour simplifier on regroupe les œufs par .....  
De même en chimie, du fait du grand nombre d'entités chimiques ( ....., ....., .....  
....., ... ) contenues dans les corps, les chimistes les ont regroupés en .....

**La mole, de symbole (mol), est l'unité de quantité de matière. On note n le nombre de mole(s).**

**Une mole contient  $6,02 \cdot 10^{23}$  entités chimiques.**

**Cette constante est appelée constante d'Avogadro et notée  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$  entités chimiques par mole.**

- Calculer la quantité de matière  $n_{\text{Fe}}$  ( ou ..... ) d'atomes de fer contenue dans le clou pesé précédemment. Ce nombre semble-t-il plus commode à utiliser ?
- Trouver la relation générale permettant d'exprimer la quantité de matière d'entités chimiques contenues dans un corps, n, en fonction du nombre d'entités chimiques, N, dans ce corps et de la constante d'Avogadro,  $N_A$ .

### 3) Notion de masse molaire :

**La masse molaire atomique d'un élément est égale à la masse d'un mole d'atomes de cet élément pris dans leur état naturel c'est à dire en tenant compte des proportions dans lesquelles existent chacun des isotopes de cet élément à l'état naturel. Elle est notée M et elle s'exprime en  $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .**

Par exemple,  $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  car le chlore naturel est constitué d'un mélange d'atomes  $^{35}\text{Cl}$  à 75% et d'atomes  $^{37}\text{Cl}$  à 25%.

- Calculer la masse d'une mole d'atomes de fer 56, celle d'une mole d'atomes de carbone 12.

Conclure quand au choix de la constante d'Avogadro  $N_A$ .

- Comparer ces valeurs aux masses molaires atomiques du fer et du cuivre données par le tableau périodique. Commenter.

- Trouver la relation générale permettant d'exprimer la quantité de matière  $n$ , contenue dans un corps en fonction de la masse totale de ce corps  $m$ , et de la masse molaire atomique de l'élément constituant ce corps  $M$ .

- Noter les explications concernant le calcul de la masse molaire d'une molécule et d'un ion polyatomique.

### Tableau comparatif des échelles microscopiques et macroscopiques :

Compléter le tableau ci-dessous en faisant correspondre à chaque grandeurs macroscopique du I – les grandeurs microscopiques correspondantes du II-. Ecrire symbole, unité et relation littérale lorsque cela est possible.

Macroscopique	Nombre d'objets à compter dans l'échantillon	« Paquet » de référence	Nombre d'objets par « paquets » de référence	Nombre de « paquets » de référence dans l'échantillon	Masse d'un paquet de référence
Microscopique					

#### 4) notion de volume molaire :

Deux bouteilles de 1,5L sont remplies de gaz :

- l'une de gaz carbonique  $\text{CO}_2$  et on note que  $m_{\text{CO}_2} = 2,6\text{g}$
- l'autre de dioxygène  $\text{O}_2$  et on note que  $m_{\text{O}_2} = 1,9\text{g}$ .

- Calculer la quantité de matière contenue dans chaque bouteille de même volume  $V = 1,5 \text{ L}$ .
- Quelle conclusion tirer de ces deux résultats ?

*On appelle volume molaire  $V_m$  d'un gaz quelconque, le volume occupé par une mole de ce gaz.  $V_m$  dépend des conditions de température et de pression du gaz.*

**Attention : le volume molaire s'exprime en  $(\text{L}.\text{mol}^{-1})$  !**

- Trouver la relation générale permettant d'exprimer la quantité de matière  $n$ , contenue dans un gaz en fonction du volume  $V$  de ce gaz et du volume molaire  $V_m$ .

- Dans les conditions de l'expérience évoquée ci-dessus, calculer la valeur de  $V_m$ .

#### 5) utilisation de la loi des gaz parfaits :

La loi des gaz parfaits a été vu ou sera vu, selon avancement du programme, dans le cours de sciences-physiques. On rappelle que :

On appelle loi des gaz parfaits, la relation qui lie les différents paramètres qui régissent l'état d'un gaz :

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

- Calculer la température de l'expérience précédente en (K) puis en ( $^{\circ}\text{C}$ ) si l'on travaille à  $10^5 \text{ Pa}$ .