

**Introduction :** Quand on va chez l'épicier, on demande une ..... d'œufs. En chimie, il est difficile à notre échelle de compter une ..... d'atomes, d'ions ou de molécules . C'est pourquoi on va raisonner en terme de paquet d'atomes, de molécules ou d'ions. Ce paquet s'appellera la mole, il sert en autre dans les résultats d'analyse de sang (voir page 142).

**I°) Une nouvelle unité de quantité de matière: la mole**

**1°) Nécessité de la mole :**

**Etape A : Comment collecter un grand nombre d'objets d'objets identiques ?**

1° situation : faire des paquets de 20 objets (grains de riz, trombones, feuilles de papier).

2° situation : faire des paquets de 2000 objets.

**Bilan :** .....

**Etape B : Situation problème**

Un étudiant veut acheter 16 500 feuilles de papier en vue de la préparation d'un tract à distribuer au cours d'une manifestation ; comment peut-il faire pour en emporter la quantité suffisante ?

**Bilan :** .....

**Etape C : Retour à la chimie**

a°) L'atome de masse la plus faible est l'atome d'hydrogène

Quel est la masse d'un atome d'hydrogène ( $m_p \approx m_n \approx 1,673 \cdot 10^{-27}$  kg et  $m_e \approx 9,109 \cdot 10^{-31}$  kg)

Quel est le nombre N d'atomes d'hydrogène dans un gramme d'hydrogène ?

**Bilan :** .....

**Le nombre obtenu n'est évidemment pas ..... à manipuler car il s'agit d'un nombre extrêmement grand. Ce calcul met en évidence la nécessité d'introduire une nouvelle échelle, plus commode, pour manipuler des quantités de matière en chimie.**

b°) Quel est la masse d'un atome de  $^{12}_6\text{C}$  ?

Quelle masse faut-il peser pour « faire un paquet » de N atomes de carbone (même nombre d'atomes que dans le paquet d'Hydrogène) ?

**Bilan :** .....

c°) Combien de « paquets » de N atomes de carbone y a-t-il dans 1,0 kg de carbone ?

**Bilan :** .....

**2°) Définition de la mole**

D'après ce qui précède, il est nécessaire de définir une nouvelle unité de quantité de matière:

Une mole représente une quantité de matière composée d'autant d'entités qu'il y a d'atomes dans 12,00g de carbone .  $^{12}_6\text{C}$

**3°) Constante d'Avogadro**

Le nombre d'atomes contenus dans une mole de carbone  $^{12}_6\text{C}$  est appelé nombre d'Avogadro et sera noté  $N_A$ .

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

Une mole représente une quantité de matière composée de  $6,02 \cdot 10^{23}$  entités élémentaires (atomes , ....., .....

**II°) Masses molaires :**

**1°) Masse molaire atomique :**

La masse molaire atomique d'un élément est la masse d'une mole d'atomes de cet élément en tenant compte des proportions des différents isotopes que l'on rencontre dans la nature.

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

Exemple:  $M(\text{Cu})=63,5\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  $M(\text{H})=1,0\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  $M(\text{O})=..... \text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

**2°) Masse molaire moléculaire :**

La masse molaire moléculaire est la masse d'une mole de molécules de l'espèce considérée.

On la calcule en effectuant la somme des masses molaires atomiques des atomes qui constituent la molécule.

Exemple:  $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot M(\text{H}) + M(\text{O}) \Leftrightarrow M(\text{H}_2\text{O}) = ..... + .....$   
 $\Leftrightarrow M(\text{H}_2\text{O}) = .....$

**Remarque :** la masse molaire d'un composé ionique est la même que l'atome ou la molécule qui lui est associé car la masse ..... est négligeable par rapport à la masse de .....

Ex :  $M(\text{Cu}^{2+})=M(\text{Cu}) - ..... \approx .....$   
 $M(\text{SO}_4^{2-})= ..... \approx .....$

**3°) Relation entre masse et quantité de matière :**

Soit M la masse d'une mole d'entités chimiques.  
La masse de n moles de ces entités est  $m=n \times M$ , d'où

$n = \frac{m}{M}$	n: quantité de matière (en mol). m: masse de l'échantillon (en g). M: masse molaire (en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ).
-------------------	---

**III°) Déterminer une quantité de matière à partir d'un volume d'un liquide :**

**3.1°) La masse volumique :**

Par définition, la masse volumique d'un corps est égale au quotient d'une masse m de ce corps par son volume V:  
La masse volumique s'exprime en  $\text{kg}\times\text{m}^{-3}$  ou en  $\text{g}\times\text{cm}^{-3}$ , avec  $1 \text{ g}\times\text{cm}^{-3} = 10^3 \text{ kg}\times\text{m}^{-3}$  :

$$\rho = \frac{m}{V}$$

La masse volumique d'un corps dépend de la température et de la pression.

**3.2°) Calcul de la quantité de matière : .**

La quantité de matière, d'un corps de masse m et de masse molaire M est donnée par la relation  $n = \frac{m}{M}$  or,  $m = \rho \times V$

$$\text{donc } n = \frac{\rho \times V}{M}$$

**Exemple :** La masse volumique de l'éthanol est  $789 \text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$ . La quantité d'éthanol ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ) contenue dans un volume  $V = 25,0 \text{ cm}^3$  est donc  $n = \dots\dots\dots$

**4°) La densité d'un liquide :** La densité d d'un corps liquide ou solide, par rapport à l'eau, est égale au quotient de la masse m d'un volume V de ce corps par la masse  $m_0$  d'un même volume d'eau, ces deux volumes étant mesurés dans les mêmes conditions de température et de pression :

$$d = \frac{m}{m_0} = \frac{\rho}{\rho_0}$$

$\rho$  est la masse volumique du corps  
 $\rho_0$  est la masse volumique de l'eau

} Ces deux masses volumiques sont prises à la même température et sont **exprimées dans la même unité.**

**La densité s'exprime sans unité**

Lorsque deux liquides non miscibles sont introduits dans un même récipient, le moins dense surnage: il constitue la phase supérieure, alors que le plus dense constitue la phase inférieure.

**Remarque :**  $\rho(\text{eau}) = 1,00 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3} = 1,00 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1} = 1000 \text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$

Exemple :  $d(\text{Cu}) = 8,92$  donc  $\rho(\text{Cu}) = \dots\dots\dots$