

## I: Notion de mole:

### 1) Définition:

La quantité de matière d'un échantillon est le nombre de moles que contient cet échantillon, c'est une grandeur notée  $n$  ; son unité est la mole (mol).

Une mole de particules (atomes, molécules etc) est définie comme un ensemble de  $6,02 \cdot 10^{23}$  particules identiques .  
Le nombre de particules contenues dans une mole s'appelle le nombre d'Avogadro:  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

### 2) Relation entre la quantité de matière et le nombre d'Avogadro:

La quantité de matière  $n$  d'un échantillon qui contient  $N$  particules identiques est donnée par la relation suivante :  $n = \frac{N}{N_A}$

## II: Masse molaire atomique et masse molaire moléculaire:

### 1) Masse molaire atomique :

La masse molaire atomique d'un élément chimique  $x$  est la masse d'une mole d'atomes de cet élément. (unité g/mol)  
Le symbole de la masse atomique d'un élément chimique  $x$  est  $M(x)$ .

Exemples : On donne la masse des atomes des éléments suivants:

H	$m(H) = 0,167 \times 10^{-26} \text{ Kg}$
C	$m(C) = 1,993 \times 10^{-26} \text{ Kg}$
O	$m(O) = 2,658 \times 10^{-26} \text{ Kg}$

Déterminer la masse molaire atomique de chacun de ces éléments :

$$M_{(H)} = N_A \times m_{(H)} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \times 0,167 \cdot 10^{-23} \text{ g} = 1 \text{ g / mol}$$

$$M_{(C)} = N_A \times m_{(C)} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \times 1,993 \cdot 10^{-23} \text{ g} = 12 \text{ g / mol}$$

$$M_{(O)} = N_A \times m_{(O)} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \times 2,658 \cdot 10^{-23} \text{ Kg} = 16 \text{ g / mol}$$

### 2) Masse molaire moléculaire:

La masse molaire moléculaire d'une molécule est la somme des masses molaires atomiques des atomes qui constituent cette molécule. (unité : g/mol)

• Exemple: Déterminer les masses molaires moléculaires des molécules suivantes :  $\text{CH}_4$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{O}$

On donne les masses molaires atomiques

$$M(C) = 12 \text{ g / mol}, M(N) = 14 \text{ g / mol}, M(S) = 32 \text{ g / mol}, M(O) = 16 \text{ g / mol}, M(H) = 1 \text{ g / mol}$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot M(H) + M(O) = 2 \times 1 + 16 = 18 \text{ g / mol}$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot M(H) + 4 \cdot M(O) + M(S) = 2 \times 1 + 4 \times 16 + 32 = 98 \text{ g / mol}$$

$$M(\text{NH}_3) = M(N) + 3 \cdot M(H) = 14 + 3 \times 1 = 17 \text{ g / mol}$$

$$M(\text{CH}_4) = M(C) + 4 \cdot M(H) = 12 + 4 \times 1 = 16 \text{ g / mol}$$

### 3) Relation entre la masse et la quantité de matière:

La quantité de matière contenue dans une masse  $m(x)$  d'un corps constitué d'un élément chimique  $x$  est donnée par la relation suivante:

$$n = \frac{m(x)}{M(x)}$$

$m(x)$  : masse du corps en (g)  
 $M(x)$  : masse molaire du corps en (g/mol)  
 $n$  : quantité de matière en (mol)

Remarque : on a :  $m = \rho \cdot V$  donc la quantité de matière:  $n = \frac{\rho \cdot V}{M}$

Exemple: Déterminer la quantité de matière contenue dans une masse  $m=3\text{g}$  de carbone .On donne la masse atomique du carbone  $M(C) = 12\text{g/mol}$ .

$$n = \frac{m}{M} = \frac{3}{12} = 0,25 \text{ mol}$$

## III: Relation entre la quantité de matière et le volume molaire:

### 1) Le volume molaire des gaz:

Le volume molaire d'un gaz ( $V_M$ ) : est le volume occupé par une mole de n'importe quel gaz pris dans des conditions définies de température et de pression.

Remarque: Dans les conditions normales de température et de pression ( $P=1 \text{ atm}$  et  $\theta=0^\circ\text{C}$ ) :  $V_M=22,4\text{L/mol}$ .

La quantité de matière contenue dans un volume V d'un gaz est donnée par la relation suivante:

$$n = \frac{V}{V_m}$$

n: quantité de matière (en mol).  
V: volume de gaz (en L).  
V<sub>m</sub>: volume molaire (en L.mol<sup>-1</sup>).

**Remarque:** Pour les liquides et les solides, la densité est donnée par la relation suivante:

$$d = \frac{\rho}{\rho_{eau}}$$

$\rho$  : masse volumique du corps       $\rho_{eau}$  : masse volumique de l'eau.

donc la quantité de matière :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{\rho \times V}{M} = \frac{\rho_{eau} \times d \times V}{M}$$

### 3) Densité d'un gaz par rapport à l'air :

**a) Définition:** La densité d'un gaz est définie comme étant le rapport entre la masse d'un volume de gaz et la masse du même volume d'air.

$$d = \frac{m_{gaz}}{m_{air}}$$

la densité est un nombre sans unité.

#### b) Relation entre densité et masse molaire:

Lorsqu'on s'intéresse à une seule mole du gaz :

$$V \rightarrow V_M \quad m_{gaz} \rightarrow M_{gaz}$$

donc la relation précédente devient :

$$d = \frac{M_{gaz}}{M_{air}} = \frac{M_{gaz}}{\rho_{air} \cdot V_M} = \frac{M_{gaz}}{1,293 \times 22,4} = \frac{M_{gaz}}{29}$$

La densité d'un gaz par rapport à l'air est donc donnée par la relation :  $d = \frac{M_{gaz}}{29}$       M<sub>gaz</sub>: masse molaire du gaz.

Si :  $d > 1$  le gaz est plus dense que l'air  
si :  $d < 1$  le gaz est moins dense que l'air.

## IV: Equation d'état d'un gaz parfait:

### 1) Définition d'un gaz parfait:

On appelle gaz parfait un gaz dans lequel sont absentes les forces d'interactions.

À faibles pressions, où les interactions entre les molécules constitutives du gaz sont très faibles un gaz peut être assimilé à un gaz parfait.

### 2) Loi des gaz parfaits:

La loi des gaz parfaits est définie par la relation :

$$PV = nRT$$

- P la pression en pascal.
- V le volume en m<sup>3</sup>.
- T la température en °K.
- R la constante des gaz parfait en J.mol<sup>-1</sup>.K<sup>-1</sup>.

$$R = 8.314 \text{ en J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$$

**SBIRO Abdelkrim lycée agricole oulad taima région d'Agadir royaume du MAROC**  
**Pour toute observation contactez moi : [sbiabdou@yahoo.fr](mailto:sbiabdou@yahoo.fr)**

Le : mardi 2 mai 2017

لا تنسونا من صالح دعائكم وجعل الله التوفيق حليفكم .