

*Matière :*  
*Physique Chimie*

*Niveau :*  
*Tronc Commun*

# LA QUANTITE DE MATIERE



## Pourquoi et comment mesurer des quantités de matière

### I) Nécessité de la mesure en chimie :

La connaissance des quantités de matières est importante dans des domaines variés :

- Afin de connaître la composition de l'atmosphère, la qualité de l'air (pollution)
- Pour connaître la composition d'une eau.
- Pour vérifier la composition des produits alimentaires.

### II) Comment déterminer des quantités de matière ?

#### 1) Définition de la mole (unité de quantité de matière):

Pour exprimer les quantités énormes d'atomes ou autres entités, les chimistes ont inventé une nouvelle grandeur : la quantité de matière, fondée sur la définition de la mole.

La mole est la quantité de matière d'un système contenant autant d'entités élémentaires (atomes, molécules, ions, ...) qu'il y a d'atomes dans 12,00 g de carbone 12. Chaque mole contient  $6,02 \cdot 10^{23}$  entités chimiques (atomes, molécules, ions, ...). L'unité de cette grandeur est le mol.

#### 2) La constante d'Avogadro $\mathcal{N}_a$ :

Ce nombre  $6,02 \cdot 10^{23}$  est aussi appelé **constante d'Avogadro** que l'on note  $\mathcal{N}_a$  ( $\mathcal{N}_a = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ ) On en déduit alors la relation suivante entre la quantité de matière  $n_{(X)}$  et le nombre d'entités de cette espèce chimique  $N_{(X)}$

$$n(X) = \frac{N(X)}{N_a}$$

#### 3) La masse molaire atomique:

**Définition:** La masse molaire "atomique"  $M(X)$  de l'élément chimique X est la masse d'une mole de cet élément X sous sa forme atomique. L'unité est le gramme par mole ( $\text{g.mol}^{-1}$ ). elle est donné par le tableau périodique.

#### 4) La masse molaire moléculaire:

La masse molaire moléculaire est la somme des masses molaires atomiques de tous les atomes formant une molécule

Exemple : la masse molaire de la molécule d'eau H<sub>2</sub>O :

$$M(H_2O) = 2 \times M(H) + M(O) = 2 \times 1 + 16 = 18 \text{ g/mol}$$

la masse molaire de éthanol C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O :

$$M(C_2H_6O) = 2 \times M(C) + 6 \times M(H) + M(O) = 2 \times 12 + 6 \times 1 + 16 = 46 \text{ g/mol}$$

### III) Calcul de la quantité de matière à partir de :

#### 1) A partir de la masse d'un produit (Solide, Liquide ou Gaz):

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

n(X) : Quantité de matière de l'espèce chimique X (mol).

m(X) : Masse de l'espèce chimique X (g).

M(X) : Masse molaire de l'espèce chimique X (g.mol<sup>-1</sup>)

#### 2) A partir du volume d'un liquide :

$$n(X) = \frac{m(X)}{M(X)} = \frac{\rho(X) \times V(X)}{M(X)}$$

$\rho(X)$  : masse volumique de l'espèce chimique X (g/L).

V(X) : volume de l'espèce chimique X (L).

### Quantité de matière ou Nbre de mole

**en solution**

**Solide & Liquide**

**Gaz**



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

m(X) : masse de X en g

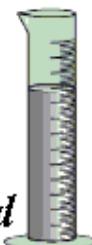
M(X) : masse molaire en g/mol

Masse volumique :  $\varphi(X) = \frac{m(X)}{V(X)}$        $m(X) = \varphi(X) \cdot V(X)$

$$1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ ml} = 10^{-3} \text{ l}$$

$$1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ l} = 10^{-3} \text{ m}^3$$

*DELAHI Mohamed*



### 3) A partir du volume d'un gaz :

$$n(X) = \frac{V(X)}{Vm}$$

$n(X)$  : Quantité de matière de l'espèce chimique X (mol).

$V(X)$  : volume du gaz X (L).

$Vm$  : volume molaire ( $L \cdot mol^{-1}$ )

**Définition :** Le volume molaire d'un gaz ( $V_m$ ) est le volume occupé par une mole de ce gaz dans des conditions données (il dépend uniquement de la pression et de la température) :

- Pour des conditions usuelles ( $T=20^\circ C$  et  $P=1$  bar) ce volume est voisin de  $24 L \cdot mol^{-1}$
- Pour des conditions normales de température et de pression (CNTP) ( $T= 0^\circ C$  et  $P=1$  bar) ce volume est voisin de  $22,4 L \cdot mol^{-1}$

### Pour les gaz parfait :

$n(X)$  : Quantité de matière de l'espèce chimique X (mol).

$V(X)$  : volume du gaz X ( $m^3$ ).

$P$  : pression du gaz (Pa)

$T$  : température en  $K^\circ$

$R$  : constante des gaz parfait ( $R = 8,31$  SI)

### Quantité de matière ou Nbre de mole

**en solution**

**Gaz**

**Solide & liquide**

*DELAHI Mohamed*

équation des gaz parfait

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

$p$  : pression du gaz en Pa

$V$  : volume du gaz en  $m^3$

$n$  : nombre de mole en mol

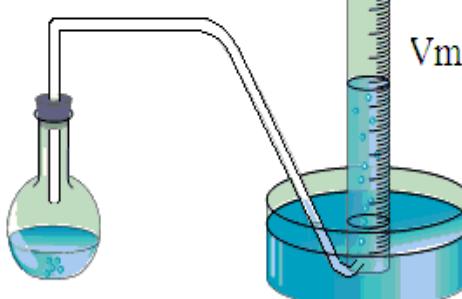
$T$  : température en K

$R$  : constante des gaz parfait

$$n(X) = \frac{V(G)}{Vm}$$

$V(G)$  : volume du gaz en L

$Vm$  : volume molaire en  $L/mol$



$$1cm^3 = 1m\ell = 10^{-3} \ell$$

$$1dm^3 = 1\ell = 10^{-3} m^3$$