

# La quantité de matière

## 1-détermination de la quantité de matière

### 1-1 définition de la mole

• Une **mole** d'atomes, d'ions ou de molécules est définie comme un ensemble de  $6,02 \times 10^{23}$  atomes, ions ou molécules.

Le nombre :  $N_A = 6,02 \times 10^{23}$  s'appelle **nombre d'Avogadro**.

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

On peut donc déterminer la quantité de matière  $n$  d'un échantillon constitué de  $N$  entités identiques en appliquant la relation :

$$\text{mol} \rightarrow \boxed{n = \frac{N}{N_A}} \leftarrow \text{mol}^{-1} \quad N_A \approx 6,02 \cdot 10^{23} \text{ constante d'Avogadro}$$

**Application-1** : A quelle quantité de matière correspond un milliard de milliard d'atome de carbone ?

### 1-2. Quantité de matière et masse.

• La **masse molaire** est la masse d'une mole de molécules. Elle est notée  $M$  et s'exprime en g/mol .

On la calcule en additionnant les masses molaires atomiques, qui sont données dans la classification périodique.

Lorsqu'on connaît la masse  $m$  (en g) d'un échantillon constitué d'un corps pur (solide, liquide ou gazeux) de masse molaire  $M$ , on peut calculer la quantité de matière par la relation :

$$\text{mol} \rightarrow \boxed{n = \frac{m}{M}} \leftarrow \begin{matrix} \text{g} \\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1} \end{matrix}$$

$$\begin{aligned} M(\text{H}_2\text{O}) &= 2M(\text{H}) + M(\text{O}) \\ &= 18 \text{ g mol}^{-1} \\ n(\text{H}_2\text{O}) &= \frac{m}{M} = \frac{1,8}{18} = 0,1 \text{ mol} \end{aligned}$$

**Application-2** : Calculer la quantité de matière contenue dans 1,8 g d'eau

### 1-3. Quantité de matière et volume $v$ d'un liquide.

Si l'on connaît la **masse volumique  $\rho$**  du liquide :

$$\rho = \frac{m}{V} \Rightarrow m = \rho V \quad \text{on sait que } n = \frac{m}{M} \Rightarrow$$

$$\boxed{n = \frac{\rho \cdot V}{M}}$$

Si l'on connaît la **densité  $d$**  du liquide :

$$d = \frac{\rho}{\rho_{\text{eau}}} \Rightarrow \rho = d \cdot \rho_{\text{eau}} \Rightarrow \frac{m}{V} = d \rho_{\text{eau}} \Rightarrow m = d \cdot \rho_{\text{eau}} \cdot V \Rightarrow$$

$$\boxed{n = \frac{d \cdot \rho_{\text{eau}} \cdot V}{M}}$$

#### Exercice -1

On veut préparer une quantité de matière  $n=0,1$  mol de butanone  $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$  de densité  $d=0,85$ .

- 1- Quelle est la masse  $m(\text{C}_4\text{H}_8\text{O})$  nécessaire pour la préparation ?
- 2- Quel est le volume correspondant ?

On donne :  $M(\text{C})=12\text{g/mol}$      $M(\text{O})=16\text{g/mol}$      $M(\text{H})=1\text{g/mol}$      $\rho(\text{eau})=1\text{g/cm}^3$

#### Exercice -2

Une solution commerciale d'acide chlorhydrique (HCL) de volume  $v=100\text{ml}$  et de densité  $d=1,15$ .

- 1- Calculer la masse de cette solution
- 2- Le pourcentage massique de l'acide dans cette solution est  $P=37\%$  calculer  $m(\text{HCL})$  puis  $n(\text{HCL})$   
On donne  $M(\text{HCL})=36,5\text{g/mol}$      $\rho(\text{eau})=1\text{g/cm}^3$

## 2. Quantité de matière d'un gaz

### 2-1 Equation d'état d'un gaz parfait :

- Le gaz parfait est un gaz idéal dans lequel les molécules sont indépendantes les unes des autres. A faible pression un gaz réel peut être considéré comme parfait.
- la température absolue, notée  $T$  est reliée à l'échelle Celsius par la relation :

$$T(K) = \theta^{\circ C} + 273,15 \quad \text{Exp } \theta = 20^{\circ C} \Rightarrow T = 293,15 (K)$$

Le zéro absolu  $0(K) = -273,15^{\circ C}$  est une température limite que l'on ne peut pas atteindre, les molécules deviennent immobiles.

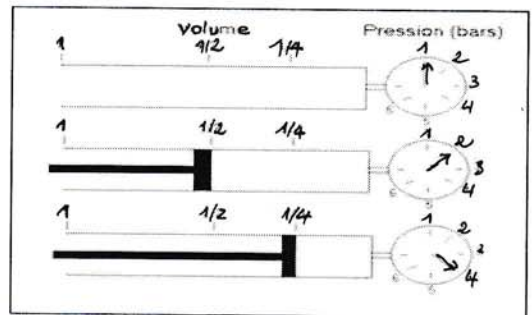
- un système gazeux fermé de volume  $V$  de pression  $P$  et de température absolue  $T$ . sa quantité de matière  $n$  peut être calculée par l'équation d'état des gaz parfaits :

$$(Pa) \left[ \begin{array}{c} \rightarrow PV = nRT \leftarrow (K) \\ \uparrow \quad \uparrow \\ m^3 \quad mol \end{array} \right. \quad \begin{array}{l} \text{La constante des} \\ \text{gaz parfaits} \\ R = 8,32 (SI) \end{array}$$

### 2-2 Des transformations particulières :

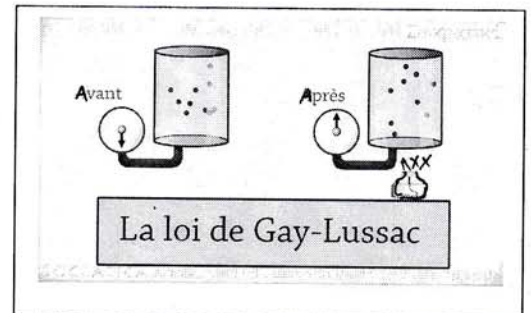
- A température constante : loi de Mariotte .

$$\left. \begin{array}{l} T: \text{ constante} \\ n: \quad " \\ R: \quad " \end{array} \right\} \Rightarrow PV = c^{\text{te}} \quad \text{ou} \quad P_1 V_1 = P_2 V_2$$



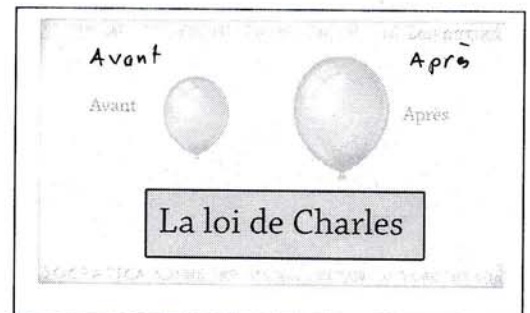
- A volume constant : loi de Gay Lussac

$$\left. \begin{array}{l} V: \text{ constant} \\ n: \quad " \\ R: \quad " \end{array} \right\} \Rightarrow \frac{P}{T} = c^{\text{te}} \quad \text{ou} \quad \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$



- A pression constante : Loi de Charles

$$\left. \begin{array}{l} P: \text{ constante} \\ n: \quad " \\ R: \quad " \end{array} \right\} \Rightarrow \frac{V}{T} = c^{\text{te}} \quad \text{ou} \quad \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$



### 2-3 le volume molaire

- Le **volume molaire** est le volume occupé par **une** mole de **gaz** ; il ne dépend pas de la nature de ce gaz. Il est noté  $V_m$  et s'exprime en  $L/mol$  ou  $L \cdot mol^{-1}$ .

Dans les conditions normales de température et de pression (CNTP), c'est-à-dire pour  $\theta = 0^{\circ C}$  et  $p = 1,013 \times 10^5 Pa$ , le volume molaire vaut  $V_m = \frac{1 \times 8,32 \times 273,15}{1,013 \times 10^5} = 0,0224 m^3/mol = 22,4 l/mol$

Lorsqu'on connaît le volume  $V$  d'un gaz et le volume molaire  $V_m$  (dans les conditions de l'expérience) on

peut calculer la quantité de matière  $n$  par la relation :

$$n = \frac{V}{V_m} \quad \left( \begin{array}{l} l \\ l/mol \end{array} \right) \quad \text{pour un gaz}$$