

## Grandeurs physiques liées aux quantités de matière

### 1. Détermination de la quantité de matière d'une espèce chimique solide ou liquide

#### 1.1. Définition de la quantité de matière :

- La quantité de matière, notée  $n$ , est la grandeur utilisée pour spécifier un nombre d'entités microscopiques (atomes, molécules, ions, etc.). Son unité est la mole (**mol**).
- Une mole est la quantité de matière d'un système contenant  $N_A$ , entités élémentaires (atomes, molécules, ions ...)

$N_A = 6,02.10^{23}$  est appelé : le nombre d'Avogadro.

- La quantité de matière  $n$  d'un échantillon est le rapport du nombre d'élément  $N$  qu'il contient sur le nombre d'Avogadro  $N_A$ .

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

#### 1.2. Relation entre la masse et la quantité de matière :

- La quantité de matière contenue dans un échantillon de masse  $m$  est donnée par la relation suivante:

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

- Cette relation s'applique pour les **solides** les **liquides** (et même pour les gaz) mais il est plus commode de caractériser un gaz par son volume que par sa masse.
- $M(X)$  est la masse molaire de l'espèce chimique  $X$  en  $\text{g.mol}^{-1}$ .

#### Application 1:

Déterminer la quantité de matière contenue dans 9,8g d'acide sulfurique  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

On donne :  $M(\text{H})=1\text{g/mol}$  ,  $M(\text{O})=16\text{g/mol}$  ,  $M(\text{S})=32\text{g/mol}$ .

#### Corrigé :

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

Donc  $n = \frac{m}{M} = \frac{9,8}{98} = 0,1\text{mol}$

#### 1.3. le volume et la quantité de matière :

##### 1.3.1. La masse volumique et la densité

- La **masse volumique**  $\rho$  d'une espèce chimique est égale au rapport de sa masse  $m$  par son volume  $V$ .

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

Son unité dans S.I est  $\text{kg/m}^3$

- La **densité**  $d$  est le rapport entre la masse d'un volumique  $\rho$  du corps considéré et la masse volumique d'un corps de référence  $\rho_0$  (l'eau pour les liquides et les solides).
- Pour un liquide ou solide :  $\rho = \frac{m}{m_{\text{eau}}} = \frac{\rho}{\rho_{\text{eau}}}$

**Remarque 1:** À  $25^\circ\text{C}$ , la masse volumique de l'eau est égale à  $\rho_{\text{eau}} = 1,00 \text{ kg.L}^{-1} = 1,00 \text{ g.mL}^{-1}$

**Remarque 2:** La densité est un nombre qui s'exprime **sans unité**.

##### 1.3.2. Relation entre le volume et la quantité de matière

- Connaissant le volume  $V$  d'un échantillon d'une espèce chimique et la masse volumique  $\rho$  de cette espèce, on en déduit la masse de l'échantillon :

$$m(X) = \rho(X).V(X)$$

On a aussi : 
$$n(X) = \frac{m(X)}{M(X)}$$

- On en déduit donc la relation entre la quantité de matière et le volume de l'échantillon :

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

Ainsi, la masse volumique  $\rho$  d'un corps et sa densité  $d$  par rapport à l'eau sont liées par la relation :

$$\rho(X) = d \times \rho_{eau}$$

On écrit donc :

$$n(X) = \frac{d \cdot \rho_{eau} \cdot V(X)}{M(X)}$$

### Application 2:

Calculer la quantité de matière contenue dans un volume  $V=10\text{mL}$  de linalol  $C_{10}H_{18}O$  de densité  $d = 0,9$ .

#### Corrigé :

On a  $M(C_{10}H_{18}O) = 10M(C) + 18M(H) + M(O) = 10 \times 12 + 18 + 16 = 154\text{g/mol}$

Donc  $n = \frac{\rho \cdot V}{M} = \frac{d \cdot \rho_{eau} \cdot V}{M} = \frac{0,9 \times 1 \times 10}{154} = 5,8 \times 10^{-2} \text{ mol}$

## 2. Détermination de la quantité de matière d'un gaz

### 2.1. La détermination de la quantité de matière à partir du volume molaire

#### 2.1.1. Le volume molaire

- Définition :** Le volume molaire d'un gaz ( $V_m$ ) est le volume occupé par une mole de ce gaz dans des conditions données (dépend de la **pression P** et de la **température T**).

**Remarque 1 :** Pour des conditions usuelles ( $\theta=20^\circ\text{C}$  et  $P=1 \text{ bar}$ ), le volume molaire est  $24 \text{ L.mol}^{-1}$ .

Pour des conditions normales ( $\theta=0^\circ\text{C}$  et  $P=1 \text{ bar}$ ), le volume molaire vaut  $22,4 \text{ L.mol}^{-1}$ .

**Remarque 2 :** Le volume molaire d'un gaz est donc indépendant de la nature de ce gaz et ne dépend que de la pression **P** et de la température **T** de ce gaz.

#### 2.1.2. La quantité de matière d'un gaz

- Connaissant le volume **V** d'un échantillon de gaz, à température et pression connues, on peut calculer la quantité de matière **n** contenue dans cet échantillon à partir du volume molaire  $V_m$  des gaz dans les mêmes conditions de température et de pression :

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

**n** : la quantité de matière en **mol**.

**V** : le volume de ce gaz en **L**.

**V<sub>m</sub>** : le volume molaire de ce gaz en **L.mol<sup>-1</sup>** avec  $V_m = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$  à  $0^\circ\text{C}$  ou  $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$  à  $20^\circ\text{C}$ .

### 2.2. La loi de Boyle-Mariotte

#### 2.2.1. Expérience :

- On comprime un gaz, en faisant varier le volume **V**, dans une seringue, et on mesure la pression **P** du gaz correspondant.

#### 2.2.2. Résultat :

$V(\text{m}^3)$	$1,5 \cdot 10^{-5}$	$2,0 \cdot 10^{-5}$	$2,5 \cdot 10^{-5}$	$3,5 \cdot 10^{-5}$
-----------------	---------------------	---------------------	---------------------	---------------------

P(Pa)	9985	7490	5990	4280
P.V(Pa.m <sup>3</sup> )	....0,1498....	....0,1498....	....0,1498....	....0,1498....

1- Remplir le tableau ci-dessous.

2- A partir du tableau de mesures, indiquer comment évolue la pression de l'air

3- Tracer la courbe de variation de **P** en fonction de **1/V**.

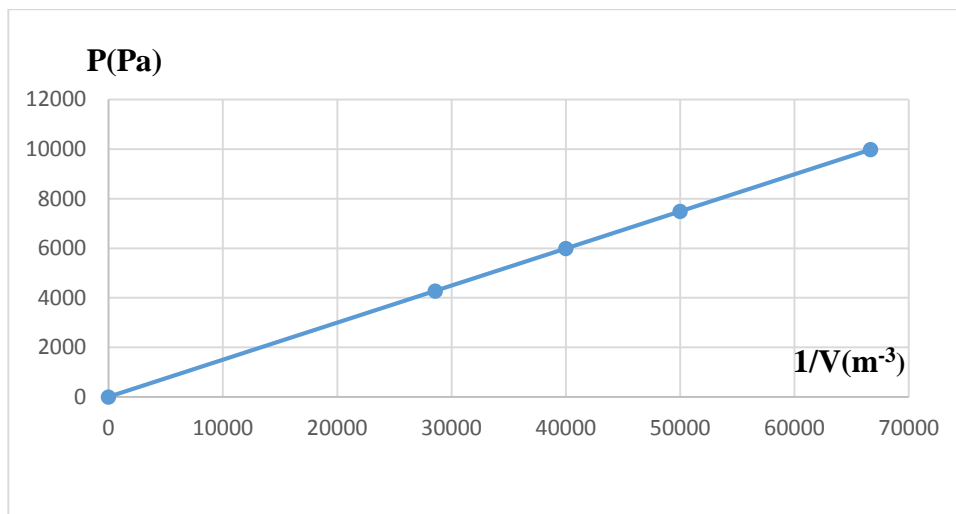
4- A température constante **T** et pour une quantité de matière **n** d'un gaz donnée, quelle relation remarquable lie les grandeurs **P** (pression) et **V** (volume).

### Corrigé :

1- Voir le tableau ci-dessus.

2- À température constante, nous observons, lorsque le volume d'un échantillon de gaz augmente, sa pression diminue, et vice versa.

3-



4- On constate que la courbe passe par l'origine du repère :

$$P = \text{constante} \cdot \frac{1}{V}$$

$$\text{D'où } P \cdot V = \text{constante}$$

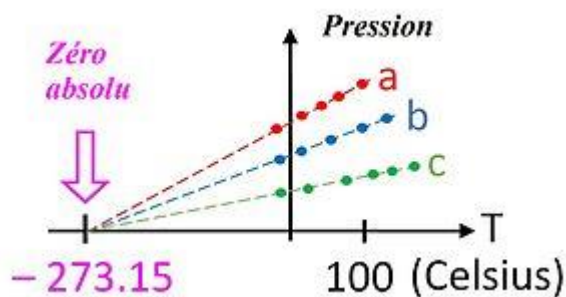
### 2.2.3. Conclusion

- **La loi de Boyle Mariotte** définit une relation entre le volume, la température et la pression. Elle explique que la pression varie en fonction du volume, à température constante.

$$P \cdot V = C^{te}$$

### 2.3. Echelle absolue de la température

- Le graphe suivant illustre la variation la pression d'une quantité de gaz à volume constant en fonction de la température.



- En prolongeant la courbe jusqu'à ce qu'elle se coupe avec l'axe de la température centésimale, on constate que la pression s'annule (théoriquement) lorsque la température est **-273°C**.

- La température **-273°C** correspond à l'origine de l'échelle de température absolue c'est-à-dire zéro kelvin.
- La relation entre la température absolue et la température

$$T(K) = \theta(^{\circ}C) + 273$$

#### 2.4. Relation des gaz parfaits

- L'équation d'état des gaz parfaits est une relation entre la pression **P**, le volume **V**, et la température **T** d'un gaz pour une quantité de matière **n** :

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

**P** est la pression en pascal **Pa**

**V** le volume du gaz en **m<sup>3</sup>**

**n** la quantité de matière en **mol**

**T** la température en kelvin **K**

**R** la constante des gaz parfait, sa valeur est : **R = 8,314 SI**

- Connaissant la température, la pression et le volume d'un gaz, on peut donc à l'aide de cette équation déterminer la quantité de matière correspondante :

$$n(X) = \frac{P \cdot V}{R \cdot T}$$