

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 g.mol^{-1} .

Application 1:

Déterminer la quantité de matière contenue dans 9,8g d'acide sulfurique H_2SO_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 $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2M(\text{H}) + M(\text{S}) + 4M(\text{O}) = 2 \times 1 + 32 + 4 \times 16 = 98\text{g/mol}$

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** ρ 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 kg/m^3

- La **densité** d est le rapport entre la masse d'un volumique ρ du corps considéré et la masse volumique d'un corps de référence ρ_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°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 ρ 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 ρ 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 $\text{C}_{10}\text{H}_{18}\text{O}$ de densité $d = 0,9$.

Corrigé :

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

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 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_m : le volume molaire de ce gaz en **$L.mol^{-1}$** avec **$V_m = 22,4 L.mol^{-1}$** à **$0^{\circ}C$** ou **$V_m = 24 L.mol^{-1}$** à **$20^{\circ}C$** .

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(m ³)	1,5.10 ⁻⁵	2,0.10 ⁻⁵	2,5.10 ⁻⁵	3,5.10 ⁻⁵
P(Pa)	9985	7490	5990	4280
P.V(Pa.m ³)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**.

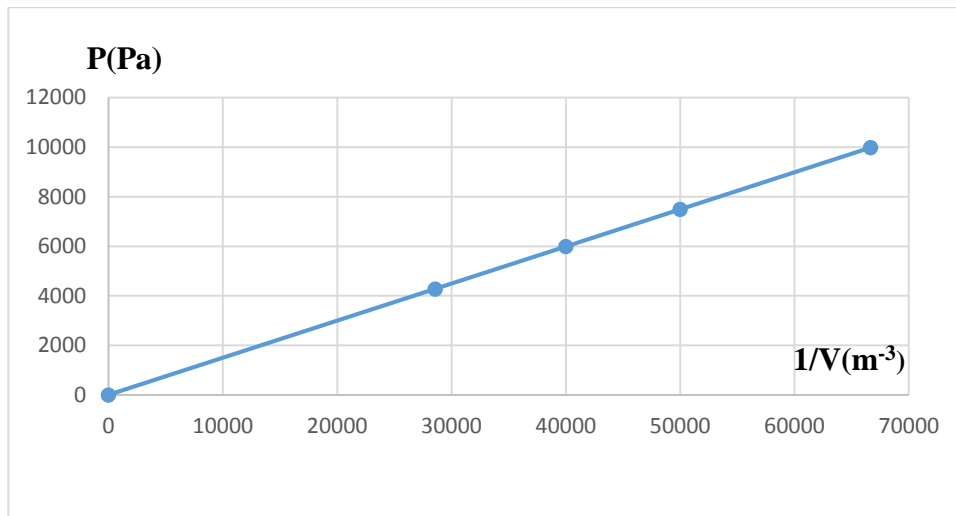
4- A température constante **T** et pour une quantité de matière **n** d'un gaz donnée, quelle relation remarquable lie les grandeurs **P** (pression) et **V** (volume).

Corrigé :

1- Voir le tableau ci-dessous.

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 :

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

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

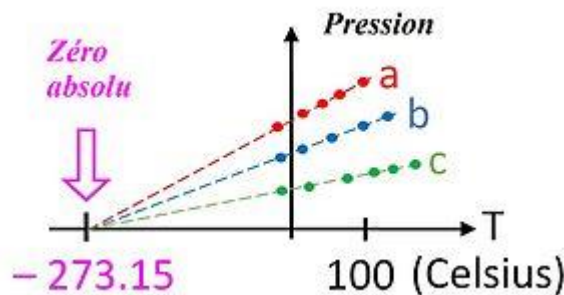
2.2.3. Conclusion

- **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

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

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 **m³**

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 :

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