

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= 6,02.10²³** 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 H₂SO₄.

On donne : M(H)=1g/mol , M(O)=16g/mol , M(S)=32g/mol.

Corrigé :

On a M(H₂SO₄) = 2M(H)+M(S)+4M(O)=2+32+4×16=98g/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/m³**

- 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 **ρ₀** (l'eau pour les liquides et les solides).
- Pour un liquide ou solide : $\rho = \frac{m}{m_{eau}} = \frac{\rho}{\rho_{eau}}$

Remarque 1: À 25°C, la masse volumique de l'eau est égale à **ρ_{eau} = 1,00 kg.L⁻¹ = 1,00 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 $C_{10}H_{18}O$ de densité $d = 0,9$.

Corrigé :

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

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

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 ($T=20^\circ\text{C}$ et $P=1\text{ bar}$), le volume molaire est **24 L.mol⁻¹**.

Pour des conditions normales ($T=0^\circ\text{C}$ et $P=1\text{ bar}$), le volume molaire vaut **22,4 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°C** ou **V_m = 24 L.mol⁻¹** à **20°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**.

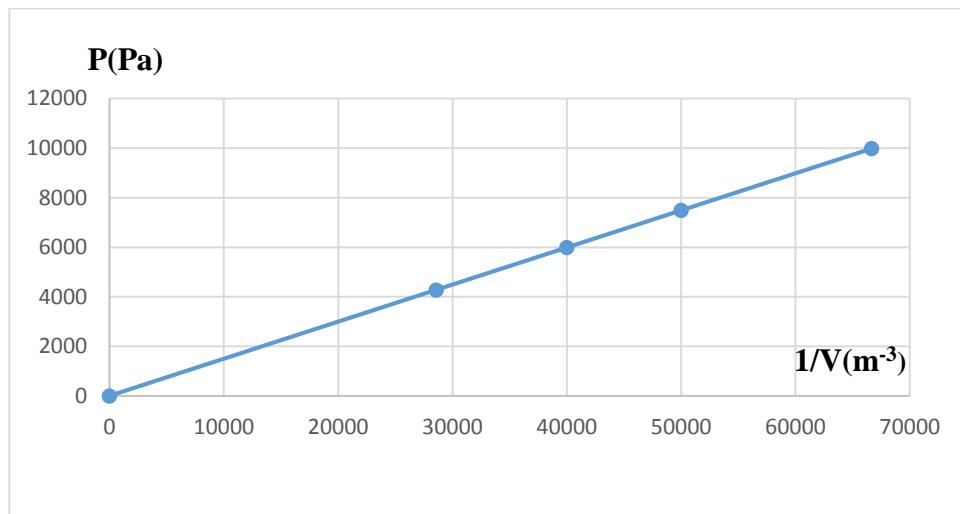
4- A température constante **T** et pour une quantité de matière **n** d'un gaz donnée, quelle relation remarquable lie les grandeurs **P** (pression) et **V** (volume).

Corrigé :

1- Voir le tableau ci-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 :

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

D'où **P.V = constante**

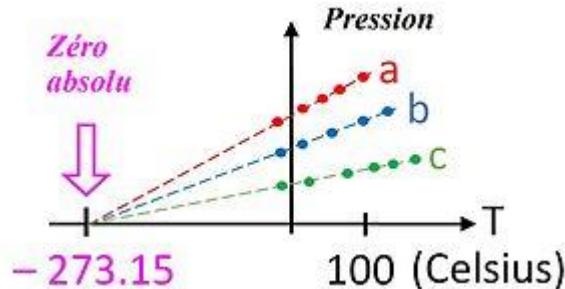
2.2.3. Conclusion

- **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.

$$\boxed{P \cdot V = Cte}$$

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 :

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