

COURS :

2- Grandeurs physiques liées aux quantités de matière

A- Masse, volume et pression :

I - Quelques définitions :

- Une mole, est un paquet de $6,02 \times 10^{23}$ entités chimiques identiques.
- Le nombre d'AVOGADRO : Le nombre N_A représente le nombre d'entités élémentaires par mol, on l'exprime en mol^{-1} . $N_A = 6,022137 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
- La masse molaire atomique est la masse d'une mole d'atomes de l'espèce considérée. On symbolise la masse molaire par M . La masse molaire s'exprime en g.mol^{-1} .
- La masse molaire moléculaire est la masse d'une mole de molécules de l'espèce considérée. La masse molaire moléculaire s'obtient en faisant la somme des masses molaires atomiques des atomes qui constituent la molécule)

Exemple : Déterminer la masse molaire moléculaire de H_2SO_4 .

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 M(\text{H}) + M(\text{S}) + 4 M(\text{O})$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) \approx 2 \times 1,0 + 1 \times 32,1 + 4 \times 16,0$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) \approx 98 \text{ g.mol}^{-1}$$

- La masse volumique :

C'est la masse en kg de 1 m^3 de substance. Elle est définie comme le quotient de la masse d'un corps par son volume : $\mu = \frac{m}{V}$ avec :

- m : Masse de l'échantillon considéré en Kg
- V : Volume occupé par l'échantillon en m^3
- μ : Masse volumique de l'échantillon en kg.m^{-3}

Remarque : on exprime aussi les masses volumiques en g.cm^{-3} .

Rappel : $1 \text{ m}^3 = 10^3 \text{ dm}^3 = 10^6 \text{ cm}^3 = 10^3 \text{ L}$

- Densité d'un liquide.

La densité d'un liquide par rapport à l'eau est égale au rapport entre la masse d'un volume V du liquide et la masse d'un même volume d'eau.

$$d = \frac{\text{Masse d'un volume } V \text{ du liquide}}{\text{Masse d'un même volume } V \text{ d'eau}}$$

La densité est un nombre qui s'exprime sans unité.

On écrit aussi :

$$d = \frac{m_{\text{liq}}}{m_{\text{eau}}}$$

Connaissant la masse volumique du liquide, on peut utiliser la relation suivante :

$$m_{\text{liq}} = \mu_{\text{liq}} \cdot V$$

De même pour le volume V d'eau : $m_{\text{eau}} = \mu_{\text{eau}} \cdot V$

On déduit la relation suivante :

$$d = \frac{m_{\text{liq}}}{m_{\text{eau}}} = \frac{\mu_{\text{liq}} \cdot V}{\mu_{\text{eau}} \cdot V}$$

$$d = \frac{\mu_{\text{liq}}}{\mu_{\text{eau}}}$$

II- Quantité de matière d'un solide ou d'un liquide :

1)- Quantité de matière et masse (détermination de la quantité de matière par pesée) :

La quantité de matière d'une espèce chimique ne se mesure pas, elle se détermine grâce à d'autres grandeurs physiques qui elles se mesurent comme la masse : $m = n \times M$, avec :

- n : Quantité de matière de l'espèce chimique considérée en mol .
- M : Masse molaire de l'espèce chimique considérée en g.mol^{-1} .
- m : Masse de l'espèce chimique considérée en g.

Applications 1 : Calculer la quantité de matière n d'eau contenue dans un litre d'eau.

On donne : la masse de un litre d'eau est $m = 1,00 \text{ kg}$.

L'eau a une structure moléculaire de formule H_2O .

Application 2 : On pèse un morceau de sucre à l'aide d'une balance électronique. La pesée donne une masse $m = 6 \text{ g}$.

Déterminer la quantité de matière de saccharose que contient ce morceau de sucre ?

On donne la masse molaire du saccharose : $M (\text{C}_{12} \text{H}_{22} \text{O}_{11}) \approx 342 \text{ g.mol}^{-1}$.

Remarque : En pratique, pour déterminer la valeur de la quantité de matière d'une espèce solide ou liquide, on peut utiliser la pesée. Par contre la pesée d'un échantillon gazeux est très délicate. Elle est rarement utilisée pour la détermination de la quantité de matière d'un échantillon gazeux.

2)- Quantité de matière et volume :

Considérons un échantillon de liquide ,de volume V , de masse volumique μ et de masse molaire M .

Avec la relation $m = \mu \cdot V$, on en déduit la quantité de matière de l'échantillon par la relation suivante :

$n = \frac{\mu \cdot V}{M}$	▶	μ : Masse volumique de l'échantillon en kg / m^3
	▶	V : Volume occupé par l'échantillon en m^3
	▶	M : Masse molaire de l'espèce chimique considérée en g.mol^{-1}

Attention aux unités : La masse molaire s'exprime en g.mol^{-1} . Il faut que les unités de masse et de volume soient cohérentes.

Application 3 : L'hexane est un liquide incolore formé de molécule de formule C_6H_{14} et dont la masse volumique est $\mu = 660 \text{ g.L}^{-1}$.

Déterminer la valeur du volume nécessaire, que l'on doit prélever, pour obtenir 0,10 mol d'hexane.

III- Quantité de matière d'un gaz (détermination par mesure du volume pour les gaz) :

1)- Rappels :

a)- Propriétés des gaz :

- Les gaz sont expansibles (ils occupent tout le volume offert). Ils sont compressibles.
- Tous les gaz ont une structure moléculaire.
- Les molécules se déplacent dans toutes les directions de façon désordonnée.
- Pour déterminer la quantité de matière d'un échantillon de gaz, il faut connaître sa température, son volume et sa pression.

b)- Pression d'un gaz :

Elle est due aux chocs des molécules. Elle permet de décrire l'état d'un gaz exerçant une force pressante F sur une surface S . Par définition $p = F / S$

- F : Force pressante en newton N.
- S : Aire de la surface plane en m^2 .
- p : Pression en pascal Pa.

On emploie couramment d'autres unités :

- Le bar (bar) : $1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$
- L'hectopascal : $1 \text{ hPa} = 10^2 \text{ Pa} = 1 \text{ mbar}$

c)- La température absolue :

La température est due à l'agitation des molécules : plus la vitesse des molécules est grande, plus la température est élevée

Le zéro absolue ($T = 0 \text{ Kelvin}$) correspond à une absence totale d'agitation thermique, toutes les températures absolues utilisées sont donc positives.

L'unité de température absolue est le Kelvin : symbole K.

L'échelle de température Celsius (température notée θ) se déduit de la température absolue (température notée T) par la relation : $T (\text{K}) = \theta ^\circ \text{C} + 273,15$ (on peut utiliser la relation approchée : $T (\text{K}) \approx \theta ^\circ \text{C} + 273$)

2)- Loi de Boyle Mariotte :

ACTIVITE : TP

Enoncé de la loi : A température constante T et pour une quantité de matière n d'un gaz donnée, le produit de la pression P par le volume V de ce gaz ne varie pas :

$$P \times V = \text{constante.}$$

3)- Équation d'état du gaz parfait :

Les quatre paramètres pression p , volume V , température absolue T et quantité de matière n sont liés par une relation appelée équation d'état du gaz parfait.

$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$	p : Pression en pascal (Pa) V : Volume en mètre cube (m^3) n : Quantité de matière (mol) T : Température en kelvin (K)
---------------------------------	---

R est la constante du gaz parfait : $R \approx 8,31 \text{ SI}$

Cette relation permet de déterminer la quantité de matière d'un échantillon de gaz connaissant sa température son volume et sa pression.

Application 4 : Soit un flacon de volume $V = 1,1 \text{ L}$ rempli de dichlore sous la pression $p = 1013 \text{ hPa}$ à la température $\theta = 20,0^\circ \text{ C}$. Calculer la quantité de matière n de dichlore présente dans le flacon.

4)- Volume molaire d'un gaz :

a)- Définition.

Le volume molaire V_m est le volume d'une mole du gaz parfait . Il s'exprime en mol.L^{-1} .

Dans les conditions normales de température et de pression (C.N.T.P : $\theta = 0,00^\circ \text{ C}$ et 1013 hPa) le volume molaire V_m est le volume d'une mole du gaz parfait ($n = 1 \text{ mol}$) :

$p =$

$$V_m = \frac{RT}{p}$$

$$V_m = \frac{8,31 \times 273,15}{1,013 \times 10^5}$$

$$V_m = 2,24 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3 = 22,4 \text{ L}$$

Remarque : la formule $V_m = \frac{RT}{p}$ montre que le volume molaire du gaz parfait dépend de la température et de la pression.

Application 5 : Calculer le volume molaire du gaz parfait dans les conditions standard définies par : $p = 1,00 \text{ bar}$ et $\theta = 20,0^\circ \text{ C}$.

b)- Relation entre le volume molaire et la quantité de matière.

$V = n V_m$ avec :

- n : Quantité de matière de l'espèce chimique gazeuse en mol.
- V_m : Volume molaire de l'espèce chimique considérée en L.

- V : Volume de l'espèce chimique gazeuse en L .

Application 6 : Au cours d'une expérience, on recueille un volume $V = 24 \text{ mL}$ de dioxyde de carbone. Calculer la quantité de matière n de dioxyde de carbone recueilli. On donne le volume molaire dans les conditions de l'expérience : $V_m = 22 \text{ L.mol}^{-1}$.