AlloSchool

Physique et Chimie : 1ère Année Bac

Séance 4 (Grandeurs physiques liées aux quantités de matière)

Professeur : Mr EL GOUFIFA Jihad

Sommaire

I- Définitions

II- Quantité de matière d'un solide et d'un liquide

2-1/ Définition de la quantité de matière

2-2/ Quantité de matière et masse

2-3/ Quantité de matière et volume

2-4/ Quantité de matière et densité

III- Quantité de matière d'un gaz

3-1/ Rappels

3-2/ Loi de Boyle-Mariotte

3-3/ Température absolue

3-4/ Équation d'état des gaz parfaits

3-5/ Densité d'un gaz par rapport à l'air

IV- Exercices

4-1/ Exercice 1

4-2/ Exercice 2

4-3/ Exercice 3

4-4/ Exercice 4

I- Définitions

La mole

Une mole est un paquet de $6,02 \times 10^{23}$ entités chimiques identiques.

Le nombre dAVOGADRO

Le nombre N_A représente le nombre d'entités élémentaires par mol, on l'exprime en mol^{-1}.

$N_A = 6,022137 \times 10^{23} mol^{-1}$

La masse molaire atomique

La masse molaire atomique est la masse d'une mole d'atomes de l'espèce considérée.

On symbolise la masse molaire par M, et elle s'exprime en $g.mol^{-1}$.

La masse molaire moléculaire est la masse d'une mole de molécules de l'espèce considérée, elle s'obtient en faisant la somme des masses molaires atomiques des atomes qui constituent la molécule)

Exemples :

$M(H_2SO_4) = 2M(H) + M\ (S) + 4M\ (O)$
$M(H_2SO_4) = 2 \times 1 + 32 + 4 \times 16$
$M\big(H_2SO_4\big) = 98g.mol^{-1}$

La masse volumique

C'est la masse en kg de $1m^3$ de la substance.

Elle est définie comme le quotient de la masse d'un corps par son volume : $\rho = \frac{m}{V}$

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

On exprime aussi les masses volumiques en $g.L^{-1}$.

La 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 : $d = \frac{m_{liq}}{m_{eau}}$

- m_{liq} : Masse d'un volume V du liquide
- m_{eau} : Masse d'un même volume V d'eau

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

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

$$d = \frac{m_{liq}}{m_{eau}} = \frac{\rho_{liq}.V}{\rho_{eau}.V} = \frac{\rho_{liq}}{\rho_{eau}}$$

II- Quantité de matière d'un solide et d'un liquide

2-1/ Définition de la quantité de matière

En chimie, la quantité de matière correspond à un nombre fixé d'éléments (atomes, molécules, ions…).

Une mole est le nombre d'éléments contenus dans $12g$ de carbone 12. C'est l'unité de quantité de matière.

Le nombre d'éléments dans une mole est le nombre d'Avogadro :
$N_A = 6,022137 \times 10^{23} mol^{-1}$

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 :

$$n = \frac{N}{N_A}$$

2-2/ Quantité de matière et masse

La quantité de matière $n(X)$ d'un échantillon de masse $m(X)$ et de masse molaire $M(x)$ est définie par la relation :

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

$$n\,(X)\ \ [mol]$$
$$m\,(X)\ \ [g]$$
$$M\,(X)\ \ \left[g.mol^{-1}\right]$$

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.

Exemple

Déterminer la quantité de matière contenue dans 11,2g d'acide sulfurique H_2SO_4.

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

2-3/ Quantité de matière et volume

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

Avec la relation $\rho = \frac{m}{V}$, on en déduit la quantité de matière de l'échantillon par la relation suivante :

$$n = \frac{\rho.V}{M}$$

$$n\,[mol]\ ;\ \rho\,[g/L]\ ;\ V\,[L]\ ;\ M\,\left[g.mol^{-1}\right]$$

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

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

Déterminer la valeur du volume nécessaire pour obtenir $0,10mol$ d'hexane.

2-4/ Quantité de matière et densité

La densité d d'un solide (ou d'un liquide) est égale au quotient de la masse m de ce corps par la masse m_0 du même volume V d'eau : $d = \frac{m}{m_{eau}} = \frac{\rho}{\rho_{eau}}$

On a donc :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{\rho.V}{M} = \frac{d.\rho_{eau}.V}{M}$$

III- Quantité de matière d'un gaz

3-1/ Rappels

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.

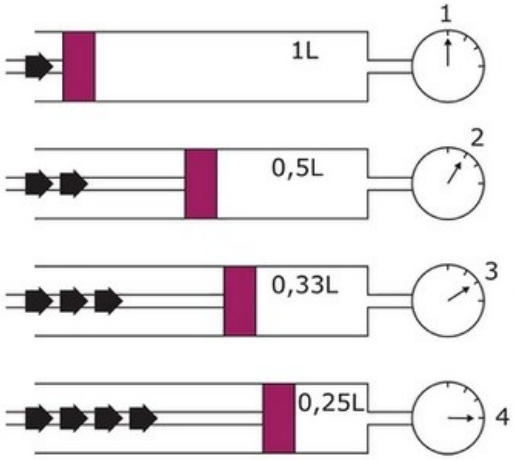
Pour déterminer la quantité de matière d'un échantillon de gaz, il faut connaître sa température, son volume et sa pression.

3-2/ Loi de Boyle-Mariotte

Expérience

On utilise une seringue liée à un manomètre.

On fait varier le volume d'une quantité d'air et on mesure la pression du gaz enfermé dans la seringue et dans chaque cas on indique le volume correspondant :



L'expérience montre que le produit PV est constant.

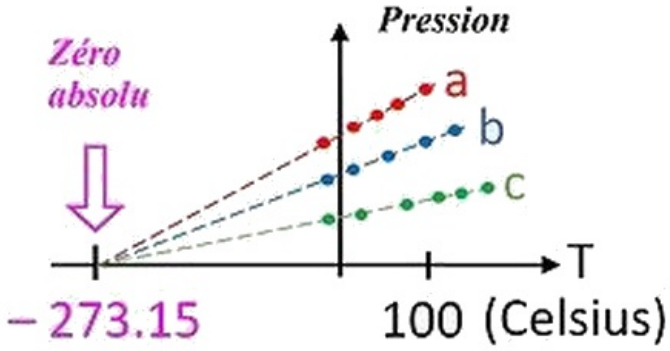
Énoncé de la loi de Boyle-Mariotte

À température constante, pour une quantité de matière donnée de gaz, le produit de la pression P par le volume V de ce gaz ne varie pas :

$$PV = Cte$$

3-3/ Température absolue

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 $-273,15^{\circ}C$.

La température $-273,15^{\circ}C$ correspond à l'origine de l'échelle de température absolue, c'est-à-dire zéro kelvin.

3-4/ Équation d'état des gaz parfaits

Un gaz est dit parfait si les interactions entre les molécules qui le constituent sont très faibles.

Donc les molécules d'un gaz parfait sont très éloignées entre elles, et par conséquence un gaz réel peut jouer le rôle d'un gaz parfait à faible pression et haute température.

Relation des gaz parfaits :

$$p.V = n.R.T$$

- P : la pression du gaz en pascal (Pa)
- V : le volume du gaz $\left(m^3\right)$
- n : la quantité de matière du gaz (mol)
- T : la température absolue du gaz (K)
- R : la constante des gaz parfait, sa valeur dans le système international est $R = 8,314 J.mol^{-1}.K^{-1}$

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

3-5/ Densité d'un gaz par rapport à l'air

La densité d'un gaz par rapport à l'air, est égale au quotient de la masse m d'un volume V de gaz par la masse m_{air} du même volume V d'air (m et m_{air} étant mesurées dans les mêmes conditions de température et de pression) :

$$d = \frac{m}{m_{air}} = \frac{n.M}{\rho_{air}.n.V_m} = \frac{M}{\rho_{air}.V_m}$$

Dans les conditions normales : $\rho_{air} = 1,293 g.L^{-1}$ et $V_m = 22,4 L.mol^{-1}$

Donc : $d = \frac{M}{29}$

IV- Exercices

4-1/ Exercice 1

Le composant essentiel du savon a pour formule $C_{18}H_{35}O_2Na$.

1. Quelle est la masse molaire du savon ?
2. Quelle est la quantité de matière en savon dans une savonnette de 125 g ?

Données :

$M\left(O\right) = 16,0\ g.mol^{-1}$
$M\left(C\right) = 12,0 g.mol^{-1}$
$M\left(H\right) = 1,00 g.mol^{-1}$
$M\left(Na\right) = 22,98 g.mol^{-1}$

4-2/ Exercice 2

A $20^\circ C$, l'hexane de formule chimique C_6H_{14} est un liquide de masse volumique égale à $\rho = 0,66\ g.cm^{-3}$.

On a besoin d'un échantillon de $n = 0,19 mol$ d'hexane à $20^\circ C$.

1. Calculer la masse molaire M de l'hexane.
2. Exprimer puis calculer la masse m de l'échantillon d'hexane.
3. Exprimer puis calculer le volume d'hexane à prélever pour obtenir la quantité voulue.

4. Donner le matériel à utiliser pour le prélèvement.

4-3/ Exercice 3

Deux récipients sont reliés par un tube de volume négligeable muni d'un robinet.

Les 2 récipients contiennent un gaz parfait.

La température de $27^{\circ}C$ ne varie pas pendant l'expérience.

La pression P_1 et le volume V_1 (récipient 1) sont respectivement : $2,0.10^5 Pa$ et $2,0L$.

La pression P_2 et le volume V_2 (récipient 2) sont respectivement : $1,0.10^5 Pa$ Pa et $5,0L$.

$R = 8,31S.I$

1. Calculer les quantités de matière n_1 et n_2 de gaz dans chaque récipient.

On ouvre le robinet.

2. En déduire le volume total V_t occupé par le gaz.
3. Déterminer P_t, la pression du gaz lorsque le robinet est ouvert.

4-4/ Exercice 4

Le volume molaire gazeux vaut $29,0L.mol^{-1}$.

1. Calculer la quantité de matière de dioxyde de carbone contenue dans $10,0mL$ de ce gaz
2. Évaluer le nombre de molécules de dioxyde de carbone.
3. Quelle est la masse molaire du dioxyde de carbone ?
4. Calculer la masse de $10,0mL$ de ce gaz.
5. En déduire la masse volumique de dioxyde de carbone gazeux.