

Les grandeurs physiques liées aux quantités de matière

I. Le cas des substances solides ou liquides :

1. Rappel :

La mole est la quantité de matière d'un système contenant autant d'entités élémentaires qu'il y a d'atomes dans 12 grammes de carbone $12\ ^{12}_6\text{C}$.

La mole est la quantité de matière d'un échantillon contenant **6,02.10²³** d'atomes ou de molécules ou d'ions.

2. La masse et la quantité de matière :

On définit la quantité de matière $n(X)$ d'un échantillon X , de masse $m(X)$ et de masse molaire $M(X)$,

par la relation : $n(X) = \frac{m(X)}{M(X)}$

Exercice d'application 1 :

Calculer la quantité de matière du glucose $C_6H_{12}O_6$ qui se trouve dans un échantillon de masse 9g. Déterminer N le nombre de molécules de glucose existantes dans cet échantillon.

Données :

Les masses molaires atomiques : $M(H) = 1\text{ g.mol}^{-1}$; $M(C) = 12\text{ g.mol}^{-1}$; $M(O) = 16\text{ g.mol}^{-1}$

La constante d'Avogadro : $N_A = 6,02.10^{23}\text{ mol}^{-1}$.

3. Le volume et la quantité de matière :

La masse volumique ρ d'un corps est la masse en Kg de $1m^3$ de ce corps, elle est définie comme le quotient de sa masse par son volume : $\rho = \frac{m}{V}$

La connaissance du volume V et la masse volumique ρ d'une substance, permet de déterminer la quantité de matière n à partir de la relation : $n = \frac{m}{M} = \frac{\rho \times V}{M}$

4. Densité d'un corps solide ou liquide :

La densité d'une substance est égale à la masse volumique de la substance divisée par la masse volumique du corps de référence à la même température. Pour les liquides et les solides, l'eau est utilisée comme référence, pour les gaz, la mesure s'effectue par rapport à l'air.

On écrit, pour les liquides et les solides : $d = \frac{m}{m_{eau}}$

- m : la masse d'un volume V de la substance (solide ou liquide) ;
- m_{eau} : la masse d'un même volume V d'eau.

On peut exprimer la densité aussi par la relation suivante : $d = \frac{\rho}{\rho_{eau}}$

- ρ : la masse volumique de la substance ;
- ρ_{eau} : la masse volumique de l'eau, $\rho_{eau} = 1Kg.m^{-3} = 1g.cm^{-3}$.

La quantité de matière n est liée à la densité d'une substance, solide ou liquide, par la relation suivante :

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

Exercice d'application 2 :

Calculer la quantité de matière de l'éthanol liquide C_2H_6O contenue dans un volume $V = 600\text{ mL}$

Donnée : la densité d'éthanol : $d = 0,79$.

5. La concentration molaire et la quantité de matière :

La concentration molaire en soluté C d'une solution est la quantité de matière de soluté X dissous par litre de la solution : $C = \frac{n(X)}{V_s}$; son unité est le (mol/L) ou bien ($mol.L^{-1}$).

Donc la quantité de matière est : $n(X) = C.V_s$

Remarque :

La relation entre la concentration molaire C et la concentration massique :

$$\text{On a : } C = \frac{n(X)}{V_s} \quad \text{et} \quad n(X) = \frac{m(X)}{M(X)} \quad \text{Donc : } C = \frac{m(X)}{V_s \cdot M(X)}$$

$$\text{Et puisque : } C_m = \frac{m(X)}{V_s}$$

$$\text{Alors : } C = \frac{C_m}{M(X)} \quad \text{et} \quad n(X) = C \cdot V_s = \frac{C_m \cdot V_s}{M(X)}$$

II. Le cas d'un gaz :

1. Le volume molaire V_m :

Le volume molaire V_m d'un gaz est le volume qu'occupe toujours **une mole** de ce gaz dans des conditions **définies** de température et de pression.

Le volume molaire d'un gaz est donné par la relation suivante : $V_m = \frac{V(\text{gaz})}{n(\text{gaz})}$

2. Loi d'Avogadro-Ampère :

Une mole des espèces chimiques, à l'état gazeuse, occupe le même volume molaire V_m à température et pression données.

Le volume molaire V_m d'un gaz dépend de la pression et la température :

- **Une mole de n'importe quel gaz**, pris dans **les conditions standard** de température et de pression ($\theta = 0^\circ\text{C}$; $p = 1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa}$) occupe un volume de $V = 22,4 \text{ L}$, alors le volume molaire dans ces conditions est égal à : $V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- Dans les **conditions ordinaires** ($\theta = 20^\circ\text{C}$; $p = 1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa}$) le volume molaire est égal à : $V_m = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

3. Modèle d'un gaz parfait :

L'état d'un gaz est caractérisé par quatre variables qui sont : la quantité de matière n , la pression p , le volume V et la température T . Ces différentes grandeurs s'appellent variables d'état d'un gaz.

4. Loi de Boyle-Mariotte :

À température constante, pour une quantité de matière n donnée de gaz, le produit de la pression p par le volume V de ce gaz ne varie pas : $p \times V = Cte$

5. Equation d'état des gaz parfaits :

Tous les gaz ont, à faible pression, un comportement identique à celui d'un gaz idéal appelé gaz parfait, leurs quatre grandeurs caractéristiques p , V , T et n sont liées par une relation appelée équation d'état des gaz parfaits.

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

p : Pression en pascal (Pa) ;

V : Volume en mètre cube (m^3) ;

n : Quantité de matière en mole (mol) ;

$R = 8,314 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$: La constante des gaz parfaits ;

T : La température absolue en Kelvin (K).

La température absolue T s'exprime en Kelvin de symbole (K), on peut passer de l'échelle Celsius à l'échelle Kelvin selon l'égalité : $T(\text{K}) = \theta (^\circ\text{C}) + 273,15$

Remarque :

L'équation d'état des gaz parfaits permet de déterminer la quantité de matière d'un gaz :

$$n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T}$$

Exercice d'application 3 :

Déterminer la valeur du volume molaire V_m d'un gaz considéré comme parfait dans les conditions ordinaires ($\theta = 20^\circ\text{C}$; $p = 1 \text{ atm}$).

6. Densité d'un gaz :

La densité d'un gaz par rapport l'air, se calcule par le rapport entre la masse m d'un volume donné de ce gaz et m_0 la masse du même volume d'air (pris dans les mêmes conditions de température et de pression).

$$d = \frac{m}{m_0} = \frac{n \times M}{\rho_0 \times n \times V_m} = \frac{M}{\rho_0 \times V_m}$$

Quelle que soit la température et la pression, on a : $\rho_0 \times V_m = 29 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;

Donc finalement :

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

Exercice d'application 4 :

Un pneu de voiture est gonflé à la température de 20°C sous la pression de **2, 10 Bar**. Son volume intérieur, supposé constant, est de **30 L**.

1) Quelle quantité n d'air contient le pneu ?

Après avoir roulé un certain temps, une vérification de la pression est effectuée : la pression est alors de **2, 30 Bar**.

2) Quelle est alors la température de l'air enfermé dans le pneu ?

3) Exprimer le résultat dans l'échelle de température usuelle.