

CH1 : Composition chimique d'un système

I. Notion de masse molaire.

- Des paquets appelés **moles** (abrév. **mol**) possèdent tous exactement la même quantité d'éléments : $6,022 \times 10^{23}$.
- Ce nombre d'éléments par mole (ou paquet), est appelé "**nombre d'Avogadro**" et est noté N_A ou \mathcal{N} .
- Ainsi : $N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ éléments} \cdot \text{mol}^{-1}$

A noter :

Chaque atome possède une masse molaire qui dépend du nombre de nucléons qu'il possède dans son noyau. Ainsi, différents isotopes d'un même élément chimique ont une masse molaire différente.

Exemples de masses molaires d'atomes :

$$\begin{aligned} M({}_1^1\text{H}) &= 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} & M({}_1^3\text{H}) &= 3,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \\ M({}_8^{18}\text{O}) &= 18,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} & M({}_9^{18}\text{F}) &= 18,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

A retenir :

La masse molaire d'un élément chimique est la masse d'une mole de cet élément pris dans les proportions isotopiques naturelles.

La masse molaire moléculaire

La masse molaire moléculaire est la masse d'une mole d'une molécule donnée.

La masse molaire du méthane CH_4 vaut : $M_{\text{CH}_4} = 1 \times M_{\text{C}} + 4 \times M_{\text{H}}$

$$M_{\text{CH}_4} = 1 \times 12,0 + 4 \times 1,0 = 16,0 \text{ g/mol}$$

Ainsi 3 moles de méthane possèdent une masse m de : $m = 3 \times M_{\text{CH}_4}$

A retenir :

La masse m que représente une quantité n d'une espèce chimique de masse molaire M est donnée par la relation :

$$n = m/M$$

A faire exercices 14 et 15 page 22

II. Détermination de la quantité de matière.

1. A partir de la masse du produit.

La quantité de matière de l'espèce X est donnée par la relation:

$n(\text{X}) = \frac{m(\text{X})}{M(\text{X})}$	<ul style="list-style-type: none">▪ $n(\text{X})$: quantité de matière de l'espèce X en mol▪ $m(\text{X})$: masse de l'espèce X en kg ou en g▪ $M(\text{X})$: masse molaire de l'espèce X en $\text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$ ou en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$
---	--

Remarques:

- Si l'espèce X est atomique, $M(\text{X})$ est donnée dans le tableau périodique des éléments.
- Si l'espèces X est moléculaire, $M(\text{X})$ doit être calculée à partir des données du tableau périodique des éléments en effectuant la somme des masses molaires atomiques de tous les atomes constituant la molécule.
- Si l'espèce (X) est un solide ionique, $M(\text{X})$ doit être calculée à partir des données du tableau périodique des éléments en effectuant la somme des masses molaires atomiques des éléments figurant dans la formule statistique de X.

2. A partir du volume d'un liquide.

a. Masse volumique.

La masse volumique d'un corps est la masse de l'unité de volume de ce corps et se calcule en effectuant le rapport entre sa masse et son volume.

$\mu(X) = \frac{m(X)}{V(X)}$	<ul style="list-style-type: none">▪ $\mu(X)$: masse volumique du corps X en kg.m^{-3} ou en g.cm^{-3}▪ $m(X)$: masse du corps X en kg ou en g▪ $V(X)$: volume du corps X en m^3 ou en cm^3
------------------------------	---

b. Densité d'un liquide.

La densité d'un liquide est le rapport entre la masse d'un certain volume de ce liquide et la masse du même volume d'eau pris dans les mêmes conditions de pression et de température. Cette définition conduit à une expression de la densité qui n'est en générale pas commode à utiliser dans les calculs mais on montre que la densité d'un liquide peut se calculer en effectuant le rapport entre la masse volumique du liquide et la masse volumique de l'eau dans les mêmes conditions de pression et de température.

$d = \frac{\mu_l}{\mu_e}$	<ul style="list-style-type: none">▪ d: densité du liquide▪ μ_l: masse volumique du liquide en kg.m^{-3} ou en g.cm^{-3}▪ μ_e: masse volumique de l'eau en kg.m^{-3} ou en g.cm^{-3}
---------------------------	---

c. Calcul de la quantité de matière.

La quantité de matière de liquide peut se calculer soit à partir de la masse de liquide, soit à partir de la masse volumique, soit à partir de la densité.

→ A partir de la masse. : Il suffit de reprendre la relation donnée au II.1.

→ A partir de la masse volumique.

$$\mu(X) = \frac{m(X)}{V(X)} \Rightarrow m(X) = \mu(X).V(X) \quad \text{or} \quad n(X) = \frac{m(X)}{M(X)} \quad . \quad \text{on en déduit:}$$

$n(X) = \frac{\mu(X).V(X)}{M(X)}$

→ A partir de la densité.

$$d = \frac{\mu(X)}{\mu_e} \Rightarrow \mu(X) = \mu_e.d \quad \text{or} \quad n(X) = \frac{\mu(X).V(X)}{M(X)} \quad . \quad \text{on en déduit:}$$

$n(X) = \frac{\mu_e.d.V(X)}{M(X)}$

3. A partir du volume d'un gaz.

1. A partir de l'équation d'état des gaz parfaits.

$PV=nRT$	<ul style="list-style-type: none">▪ P: pression du gaz en Pa▪ V: volume du gaz en m^3▪ n: quantité de matière de gaz en mol▪ T: température absolue du gaz en K▪ R: constante des gaz parfaits. $R=8,32 \text{ SI}$
----------	---

on en déduit: $n = \frac{PV}{RT}$

2. A partir du volume et du volume molaire.

$n = \frac{V}{V_m}$	<ul style="list-style-type: none">▪ n: quantité de matière de gaz en mol▪ V: volume du gaz▪ V_m: volume molaire des gaz dans la même unité que V et dans les mêmes conditions de pression et de température
---------------------	--

A faire exercices 16 et 17 pages 22/23