

Quantité de matière : la mole (chapitre 4 du thème constitution et transformation de la matière)

Durée : 4 h cours/exos avec résumé audio

Introduction : Quand on va chez l'épicier, on demande une douzaine d'œufs. En chimie, il est difficile à notre échelle de compter uned'atomes, comment en chimie compter le nombre très élevés d'ions d'atomes ou de molécules ?

I°) **Masse et nombre d'entités chimiques :** <https://www.youtube.com/watch?v=RMvnP7wAjI4&feature=youtu.be>

Données : m atome(H)= $1,66 \times 10^{-27}$ kg m atome (O)= $2,66 \times 10^{-26}$ kg

1°) **masse d'une molécule :** La masse d'une molécule est égale à la somme des masses des atomes qui la constituent, pour cela il faut connaître sa formule, le nombre d'atomes qui la constituent, ainsi que la masse de chaque atome.

Exemple : m 1 molécule (H₂O) =



2°) **Nombre d'entité dans un échantillon à partir des masses :**

a°) *Quelle est la masse d'un atome de $^{12}_6\text{C}$? Données : $m_p \approx m_n \approx 1,67.10^{-27}$ kg*

b°) *Quelle est le nombre d'atomes de $^{12}_6\text{C}$ qu'il y a dans 12 g de $^{12}_6\text{C}$*

Le nombre d'entités chimiques d'un échantillon peut se calculer à partir de la masse de l'échantillon et de la masse de l'entité constituant cet échantillon suivant la formule :

$$N \text{ (sans unité)} = \frac{m_{\text{échantillon (g)}}}{m_{\text{entité (g)}}$$

Dans le cas de l'exemple ci-dessus on a :

II°) **La mole, unité du monde microscopique :** https://www.youtube.com/watch?v=EVskFzyEV_g

1°) **Définition de la mole :**

Etape A : Comment collecter un grand nombre d'objets identiques ?

1° *situation : faire des paquets de 20 objets (grains de riz, trombones, feuilles de papier).*

2° *situation : faire des paquets de 2000 objets.*

Bilan :

Etape B : Situation problème

Un étudiant veut acheter 16 500 feuilles de papier en vue de la préparation d'un tract à distribuer au cours d'une manifestation ; comment peut-il faire pour en emporter la quantité suffisante ?

Bilan :

Etape C : Retour à la chimie

L'atome de masse la plus faible est l'atome d'hydrogène

Quel est la masse d'un atome d'hydrogène ($m_p \approx m_n \approx 1,673.10^{-27}$ kg et $m_e \approx 9,109.10^{-31}$ kg)

Quel est le nombre N d'atomes d'hydrogène dans 1,0 g d'hydrogène ?

Bilan :

$$N = \frac{m_{\text{échantillon}}}{m_{\text{entité}}}$$

Le nombre obtenu n'est évidemment pas à manipuler car il s'agit d'un nombre extrêmement grand. Ce calcul met en évidence la nécessité d'introduire une nouvelle échelle, plus commode, pour manipuler des quantités de matière en chimie.

Définition de la mole

D'après ce qui précède, il est nécessaire de définir une nouvelle unité de quantité de matière correspondant à un paquet d'entités identiques :

Une mole représente une quantité de matière ou paquet de **$6,02 \times 10^{23}$ entités identiques** (atomes, ions, molécules)
Le nombre **$6,02 \times 10^{23}$** est appelé nombre d'Avogadro et sera noté **$N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$**

2°) **Relation entre le nombre d'entités N et la quantité de matière n :**

Le nombre d'entités N dans un échantillon et la quantité de matière n sont liés par la relation de proportionnalité :

$$N \text{ (nombre d'entités sans unité)} = n \text{ (nombre de mole)} \times 6,02 \times 10^{23}$$

Exemples : - Calculer le nombre d'atomes de Fer correspondant à 0,010 mol de Fer ?

.....
- Calculer le nombre de moles de Fer correspondant à $3,6 \times 10^{21}$ atomes de Fer.
.....

II°) Déterminer une quantité de matière :

Au laboratoire, il n'existe pas d'appareil de mesure qui indique directement une quantité de matière en mole. En revanche, la masse d'un échantillon $m_{\text{échantillon}}$ est facilement accessible par pesée ou par calcul :

$$n \text{ (mol)} = \frac{m_{\text{échantillon (g)}}}{m_{\text{entité (g)}} \times 6,02 \cdot 10^{23}}$$

Exemple : - Combien de « paquets » ou de mole d'atomes de carbone $^{12}_6\text{C}$ y a-t-il dans 1,0 kg de carbone $^{12}_6\text{C}$?

Remarques : - l'expression $m_{\text{entité}} \times 6,02 \times 10^{23}$ correspond à la masse d'un paquet elle correspond à la masse molaire et se trouve pour les atomes dans la classification à la fin du livre en annexe et se note M (exemple $M_{\text{C}_U} = 63,5 \text{ g/mol}$, $M_{\text{O}} = 16,0 \text{ g/mol}$)
L'expression précédente s'écrit donc :

$$n \text{ (mol)} = \frac{m_{\text{échantillon (g)}}}{m_{\text{entité (g)}} \times 6,02 \cdot 10^{23}} = \frac{m_{\text{échantillon (g)}}}{M_{\text{entité (g/mol)}}$$

- dans le cas d'une molécule la masse du paquet ou masse molaire se trouve ainsi :

Exemple: $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot M(\text{H}) + M(\text{O}) \Leftrightarrow \dots\dots\dots$
 $\Leftrightarrow \dots\dots\dots$

- dans le cas d'un liquide, la masse de l'échantillon sera calculée à partir du volume de l'échantillon et de sa masse volumique grâce à la formule vue dans le chapitre corps pur et mélange :

$$m_{\text{échantillon (g)}} = \rho \text{ (g / mL)} \times V_{\text{échantillon (mL)}}$$

Exemple : calculer la masse correspondant à 150 mL d'éthanol sachant que $\rho_{\text{éthanol}} = 0,780 \text{ g / mL}$