	Chapitre 7	2nde
	Cours 3 : masse et quantité de matière **Résumé (1/2)**	

Le nombre d'Avogadro

Le nombre d'Avogadro : $N_A = 6{,}02.10^{23}$ / mol = $6{,}02.10^{23}$ mol^{-1}
La valeur du nombre d'Avogadro n'a évidemment pas été choisie au hasard !

En effet la masse d'une mole de nucléons est égale à 1,0 g.
Un échantillon qui contient $6{,}02.10^{23}$ nucléons a une masse de 1,0 g

Légende : 1 nucléon : ● noyau atomique contenant 12 nucléons :

Un échantillon de $6{,}02.10^{23}$ ● a une masse de 1,0 g.

Une mole de ● a une masse de 1,0 g.

Un échantillon de $6{,}02.10^{23}$ a une masse de 12,0 g.

Une mole de a une masse de 12,0 g.

La masse molaire atomique

Le noyau $^{12}_{6}C$ contient 12 nucléons. Donc une mole de carbone $^{12}_{6}C$ a une masse de 12,0 g.

Le noyau $^{56}_{26}Fe$ contient 56 nucléons. Donc une mole de fer $^{56}_{26}Fe$ a une masse de 56,0 g.

Ces masses pour une mole d'atomes, appelées masses molaires atomiques, sont notées :

M(C) = 12 g / mol et M(Fe) = 56 g / mol

Cependant, dans la nature, il existe des éléments chimiques dont les noyaux n'ont pas tous le même nombre de neutrons. C'est le cas du cuivre.

Il existe deux sortes de noyaux de cuivre : $^{63}_{29}Cu$ (environ 75 %) et $^{65}_{29}Cu$ (environ 25%) .

Pour calculer la masse molaire atomique du cuivre il faut donc faire une moyenne qui tient compte des pourcentages présents dans la nature. On trouve ainsi M (Cu) = 63,5 g / mol.

La masse molaire moléculaire

On donne : M (H) = 1,0 g / mol , M (C) = 12,0 g / mol , M (O) = 16,0 g / mol

$M(H_2O) = 2 \times M(H) + 1 \times M(O) = 2 \times 1 + 1 \times 16 = 18$ g / mol
La masse molaire moléculaire de l'eau est égale à 18 g / mol

La masse molaire d'une molécule est égale à la somme des masses molaires des atomes qui la composent.

	Chapitre 7	
	Cours 3 : masse et quantité de matière **Résumé (2/2)**	**2nde**

Les masses molaires atomiques sont toujours fournies.
Il n'est pas nécessaire de les apprendre par cœur.

Quantité de matière et masse molaire

Pour déterminer la quantité de matière contenue dans un échantillon de masse m (…) et de masse molaire M (…) :

$$n(\ldots) = \frac{m(\ldots)}{M(\ldots)}$$

n(…) : quantité de matière en mol
m (…) : masse en g
M (…) : masse molaire en g / mol

Pour les deux exemples suivants on donne :
M (C) = 12 g / mol ; M (H) = 1,0 g/ mol ; M (O) = 16 g / mol .

Exemple 1

Quelle est la quantité de matière contenue dans un échantillon de 23 g d'éthanol ?
On donne la formule de l'éthanol C_2H_6O ;

On cherche : n (C_2H_6O) On connaît : m (C_2H_6O)

On a la relation : $n(C_2H_6O) = \frac{m(C_2H_6O)}{M(C_2H_6O)}$

Il suffit donc de calculer M (C_2H_6O) pour exploiter la relation précédente.
M (C_2H_6O) = 2 × M (C) + 6 × M (H) + 1 × M (O) = 2 × 12 + 6 × 1 + 1 × 16 = 46 g / mol

Et finalement : $n(C_2H_6O) = \frac{m(C_2H_6O)}{M(C_2H_6O)} = \frac{23\ g}{46\ g/mol} = 0{,}50\ mol$

Exemple 2

Quelle est la masse d'un échantillon qui contient 5 mol de méthane de formule CH_4 ?

On cherche : m (CH_4) On connaît : n (CH_4)

On a la relation : $n(CH_4) = \frac{m(CH_4)}{M(CH_4)}$

Il suffit donc de calculer M (CH_4) pour exploiter la relation précédente.
M (CH_4) = 1 × M (C) + 4 × M (H) = 1 × 12 + 4 × 1 = 16 g / mol

En multipliant par M (CH_4) chaque membre de la relation précédente, on obtient :

m (CH_4) = n (CH_4) × M (CH_4) = 5 mol × 16 g / mol = 80 g