

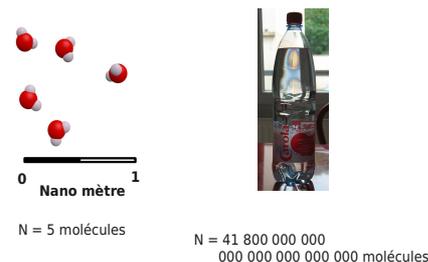
A- Principe

Exemple :

Sur la figure, on a schématisé 5 molécules d'eau, avec une échelle de 1 nanomètre. La photo de la bouteille d'eau représente un nombre $N = 4,18 \times 10^{25}$ molécules, soit $N = 41\,800\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,000$ molécules.

Problème :

Comment compter rapidement un énorme nombre d'atome , d'ions ou de molécule ?



B- Quantité de matière, la mole.

Définition :

Mesurer une quantité de matière : c'est donner le nombre d'atomes, d'ions ou de molécules présents dans un échantillon.

La mole : pour compter les éléments chimiques, on fait des paquets ayant une taille standard, la mole. Une mole d'une espèce chimique représente un nombre $N_A = 6,02 \times 10^{23}$ entités.

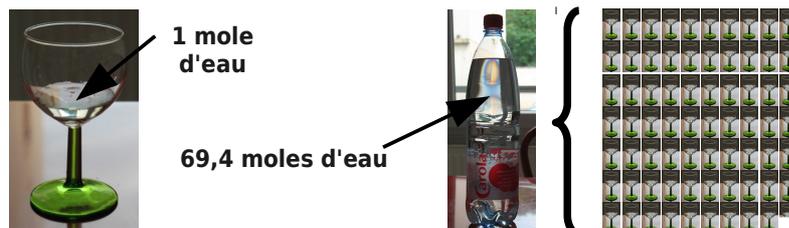
Nombre d'Avogadro : le nombre $N_A = 6,02 \times 10^{23}$ s'appelle le « nombre d'Avogadro »

On symbolise la quantité de matière par le nombre n (unité : la mole , symbole : mol). Si N est le nombre d'entités et si on a n moles de cette entité alors

$$N = n \times N_A.$$

Exemple :

La figure à gauche représente 1 mole de molécules d'eau. Sur la figure à droite on montre qu'une bouteille d'eau contient 69,4 « paquets de $6,02 \times 10^{23}$ » molécules d'eau, soit 69,4 moles d'eau.



C- Masse d'une mole d'une espèce chimique.

C.1 Cas des atomes

Définition : La masse d'une mole d'un atome du tableau périodique s'appelle la masse molaire atomique. On la note M ([symbole de l'élément]) et son unité est le $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ (« grammes pour une mole »)

Exemples: $M(\text{O}) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{W}) = 183.9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

C.2 Cas des molécules

Définition : La masse molaire moléculaire se calcule à partir de la somme des masses molaires atomiques de chaque atome présent dans cette molécule. L'unité est toujours le $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Exemple :

On a une molécule d'éthanol de formule brute $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$. On veut calculer sa masse molaire moléculaire $M(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH})$ connaissant les masses molaires atomiques $M(\text{C}) = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et $M(\text{O}) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Première étape : faire l'inventaire des atomes de la molécule.

La molécule contient **2** atomes de carbone, **6** atomes d'hydrogène et **1** atome d'oxygène.



Deuxième étape : la masse de la molécule sera la somme des masses de chaque atome qui constituent la molécule.

Masse molécule = 2x masse carbone + 6x masse hydrogène + 1x masse de l'oxygène

Troisième étape : On prend une mole de molécule et on raisonne sur les masses molaires.

Masse une mole de molécule = 2x masse une mole de C + 6x masse une mole de H + 1x masse une mole de O

La santé - Chapitre 4 - Quantité de matière, la mole

L'ensemble des opérations sera résumé par :

$$M(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}) = 2 \times M(\text{C}) + 6 \times M(\text{H}) + 1 \times M(\text{O}) = 2 \times 12 + 6 \times 1,0 + 1 \times 16 = 46 \text{ g.mol}^{-1}$$

D- Détermination de la quantité de matière d'une espèce chimique.

Définition :

On a un échantillon de masse m (en g) d'une espèce chimique contenant n (en mol) moles de cette espèce , l'espèce a une masse moléculaire M (en g.mol^{-1})(masse d'1 mole de cette espèce).

On a donc

$$m = n \times M$$

la masse totale = nombre de « paquets » x la masse d'1 « paquet »

Exemple :

La masse totale m de patates est égale à la masse d'un filet de patate multiplié par le nombre de filets.

Remplacez « patate » par « espèce chimique » et « filet » par « mole » ...

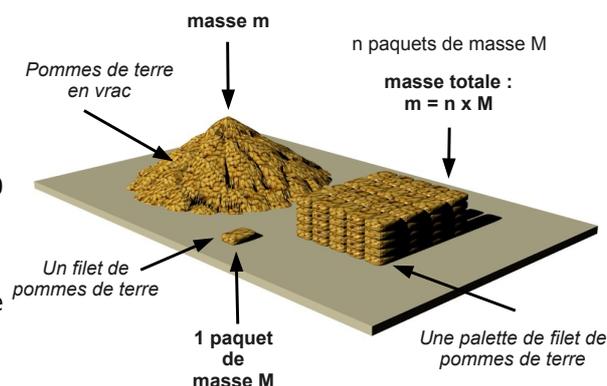
Exemple : Quelle est la masse de 0,67 moles d'eau ?

On a $n = 0,67 \text{ mol}$. On calcule $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times M(\text{H}) + M(\text{O}) = 2 \times 1,0 + 16 = 18 \text{ g.mol}^{-1}$. Donc $m = n \times M = 0,67 \times 18 = 12 \text{ g}$.

Exemple : Combien y a t il de moles d'eau dans 1L d'eau ?

On cherche n , on connaît $M(\text{H}_2\text{O})$ et $m = 1000\text{g}$ (car 1L d'eau a une masse de 1kg). Donc on isole n dans l'équation de la définition et

$$n = m/M = 1000/18 = 55,6 \text{ mol}.$$



E- Exercices

Exercice professeur : Donnez la liste des atomes composant les espèces chimiques suivantes :

Carbonate d'ammonium $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$

Vert de bromocrésol $\text{C}_{21}\text{H}_{13}\text{Br}_4\text{NaO}_5\text{S}$

Exercice 1 p152

Exercice 2 p152

Exercice 4 p152

Exercice 5 p152

Exercice 6 p152

F- Correction

Exercice professeur :

Carbonate d'ammonium $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$:

On a **deux fois** NH_4 et une fois CO_3 donc 2 atomes d'azote (N), 8 atomes d'hydrogènes (H), un carbone (C) et 3 atomes d'hydrogène (O)

Vert de bromocrésol $\text{C}_{21}\text{H}_{13}\text{Br}_4\text{NaO}_5\text{S}$

21 éléments carbone (C), 13 éléments hydrogène (H) , 4 éléments brome (Br), 1 élément sodium (Na), 5 éléments oxygène (O) et un élément soufre (S).

Exercice 1 p152 1) Le nombre N de molécule = nombre de « paquets » x « quantité dans un paquet » = $n \times N_A = 2,78 \times 10^{-3} \times 6,02 \times 10^{23} = 1,67 \times 10^{21}$ molécules. **2)** $N = n \times N_A$ donc $n = N/N_A = 9,78 \times 10^{21} / 6,022 \times 10^{23} = 1,6 \times 10^{-2} \text{ mol}$.

Exercice 2 p152 1) $N = m_0 / m = 82\text{mg} / 4,04 \times 10^{-20} \text{ mg} = 2,0 \times 10^{21}$ atomes. **2)** $n = N/N_A = 2,0 \times 10^{21} / 6,02 \times 10^{23} = 3 \text{ mmol}$.

Exercice 4 p152 1) $M(\text{C}_8\text{H}_9\text{O}_2\text{N}) = 8 \times M(\text{C}) + 9 \times M(\text{H}) + 2 \times M(\text{O}) + M(\text{N}) = 8 \times 12 + 9 \times 1,0 + 2 \times 16 + 14 = 151 \text{ g.mol}^{-1}$ **2)** $M(\text{C}_9\text{H}_{10}\text{O}_3) = 9 \times M(\text{C}) + 10 \times M(\text{H}) + 3 \times M(\text{O}) = 9 \times 12 + 10 \times 1,0 + 3 \times 16 = 166 \text{ g.mol}^{-1}$.

Exercice 5 p152 $M(\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7^{3-}) = 6 \times M(\text{C}) + 5 \times M(\text{H}) + 7 \times M(\text{O}) = 189 \text{ g.mol}^{-1}$. Le citrate de magnésium $(\text{C}_6\text{H}_5\text{O})_2 \text{Mg}_3$ contient 2x l'ion citrate et 3x le magnésium. Donc $M((\text{C}_6\text{H}_5\text{O})_2 \text{Mg}_3) = 2 \times M(\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7^{3-}) + 3 \times M(\text{Mg}^{2+}) = 2 \times 189 + 3 \times 24,3 = 451 \text{ g.mol}^{-1}$.

Exercice 6 p152 1) $m = 0,500 \text{ g}$; $M(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) = 6 \times M(\text{C}) + 8 \times M(\text{H}) + 6 \times M(\text{O}) = 176 \text{ g.mol}^{-1}$. Donc $n = m/M = 2,8 \times 10^{-3} \text{ mol}$.

2) $n = 8,04 \times 10^{-3} \text{ mol}$. $M(\text{KCl}) = M(\text{K}) + M(\text{Cl}) = 74,6 \text{ g.mol}^{-1}$. Donc $m = n \times M = 8,04 \times 10^{-3} \times 74,6 = 0,60 \text{ g}$.