

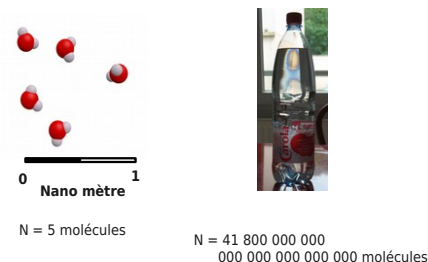
## A- Principe

### 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.

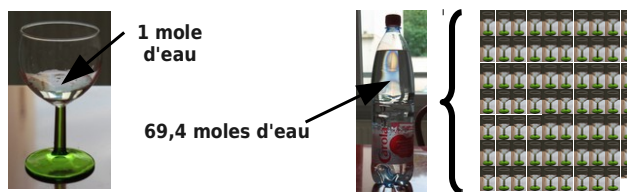
**Nombre d'Avogadro :** le nombre  $N_A = 6,02 \times 10^{23}$  s'appelle le « nombre d'Avogadro »

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

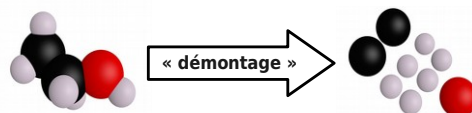
### C.2 Cas des molécules

**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 constitue 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

L'ensemble des opérations sera résumé par :

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

### 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  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$  )(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 :** Quelle est la masse de 0,67 moles d'eau ?

On a  $n = 0,67$  mol. On calcule  $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times M(\text{H}) + M(\text{O}) = 2 \times 1,0 + 16 = 18 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ . 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  $n = m/M = 1000/18 = 55,6$  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 7 p 253       Exercice 8 p 253       Exercice 9 p 253       Exercice 10 p 253       Exercice 13 p 254  
 Exercice 14 p 254       Exercice 15 p 254       Exercice 16 p 254       Exercice 24 p 256       Exercice 25 p 256

### F- Correction

#### Exercice professeur :

Carbonate d'ammonium  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ : On a **deux fois**  $\text{NH}_4$  et une fois  $\text{CO}_3$  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 7 p 253**      Voir page 343.

**Exercice 8 p 253**

1.  $n_{\text{aspirine}} = \frac{N_{\text{aspirine}}}{N_A} \quad n_{\text{aspirine}} = \frac{3,5 \times 10^{21}}{6,02 \times 10^{23}} = 5,8 \times 10^{-3} \text{ mol}$

2.  $N_{\text{paracétamol}} = n \times N_A = 6,6 \times 10^{-3} \times 6,02 \times 10^{23} = 4,0 \times 10^{21}$

**Exercice 9 p 253**      Voir page 343.

**Exercice 10 p 253**      1. Masse d'une mole d'un ion. 2.  $M = M(\text{H}) + M(\text{C}) + 3 \times M(\text{O}) = 1,0 + 12,0 + 3 \times 16,0 = 61,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .  
 $M = 2 \times M(\text{H}) + M(\text{P}) + 4 \times M(\text{O}) = 2 \times 1,0 + 31,0 + 4 \times 16,0 = 97,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

**Exercice 13 p 254**      Voir page 343.

**Exercice 14 p 254**      1.  $n = m/M$       2.  $n = 600/27,0 = 22,2 \text{ mol}$

**Exercice 15 p 254**      Voir page 343.

## La santé - Chapitre 5 - Quantité de matière, la mole

---

- Exercice 16 p 254**
1. On a la relation entre la masse, le volume et la masse volumique  $m = \rho \times V = 1,0 \times 0,5 = 500 \text{ g}$
  2.  $n = \frac{m}{M} = \frac{500}{2 \times 1,0 + 16,0} = 27,8 \text{ mol}$  (On a calculé la masse molaire de l'eau au dénominateur).

- Exercice 24 p 256**
1.  $M = 8 \times 12,0 + 10 \times 1,0 + 4 \times 14,0 + 2 \times 16,0 = 194 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .
  2.  $n = m/M = 6,2/194 = 3,2 \times 10^{-2} \text{ mol}$
  3. nombre de tasse =  $n / 0,40 \text{ mmol} = (3,2 \times 10^{-2}) / (0,40 \times 10^{-3}) = 80 \text{ tasses}$  ... ça donne envie de faire pipi ...
  4. à ton avis ... 80 tasses ... essaie avec de l'eau pour rire ...

- Exercice 25 p 256**
1.  $M(\text{as}) = M(\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3) = 138 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  et  $M(\text{ae}) = M(\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3) = 102 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
  2.  $m(\text{ae}) = n(\text{ae}) \times M(\text{ae}) = 7,5 \times 10^{-2} \times 102 = 7,65 \text{ g}$   
et  $V(\text{ae}) = m(\text{ae}) / \rho(\text{ae}) = 7,65/1,08 = 7,08 \text{ mL}$
  3. On pèse le solide avec une balance, on prélève avec une pipette graduée le liquide.
  4.  $n(\text{asp}) \times M(\text{asp}) = 3,5 \times 10^{-2} \times 180 = 6,3 \text{ g}$ . Comme il y a  $500 \text{ mg} = 0,5 \text{ g}$  d'aspirine par comprimé, on pourrait fabriquer environ 12,6 comprimés.



<http://www.moleday.org/>

