

---

# MOLES ET OSMOLES

---

## I. NOTION DE MOLE

---

### Pourquoi parler de mole ?

En physique, chimie et biologie, on s'adresse à des objets et des particules élémentaires dont la masse est difficilement mesurable directement. On préfère alors mesurer un groupe de particules. On choisit que cette population soit égale à  **$6,02 \cdot 10^{23}$**  individus. Ce nombre est le **nombre d'Avogadro  $N_A$** .

On l'a choisi de manière arbitraire pour qu'il soit égal au nombre d'atomes de carbone 12 qui mis en commun avait une masse de 12g.

**Mole :** Quantité de matière contenant autant d'entités élémentaires qu'il y a d'atomes de carbone 12 dans 12g de carbone 12

On peut ensuite appliquer cette notion de mole à différentes échelles.

## II. MASSES MOLÉCULAIRES

### A. DES NUCLÉONS

Nucléons : particules élémentaires du noyau de l'atome

Il y a 2 sortes de nucléons :

- Les protons
- Les neutrons

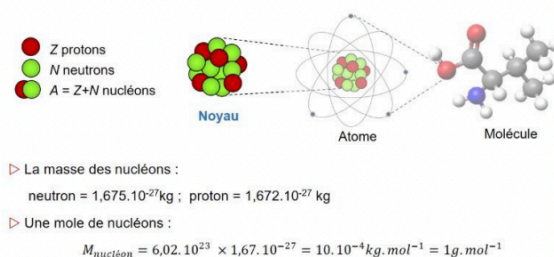
Le nombre de protons **Z** définit le numéro atomique.

Lorsque l'on ajoute le nombre de protons **Z** et le nombre de neutrons **N**, on obtient le nombre total de nucléons **A**, aussi appelé nombre de masse. (*Vous le savez ça*)

$$Z + N = A$$

La masse individuelle d'un neutron est de  $1,675 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$  et pour un proton de  $1,672 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ .

*On ne manipule donc pas les nucléons individuellement mais avec des moles.*



Une mole de nucléon vaut  **$6,02 \cdot 10^{23}$  fois** la masse moyenne d'un nucléon. Une mole de nucléon vaut donc 1g, ce qui est plus facile à manipuler.

## B. DES ATOMES

Pour la masse molaire atomique, on va avoir besoin de mesurer la masse d'une mole d'atome = masse atomique.

Masse atomique : masse du nombre d'atomes qui constituent une mole (= somme des masses des nucléons)

En effet, on peut faire la somme des nucléons seulement car **on néglige** la masse des électrons étant vraiment faible par rapport à la masse des nucléons.

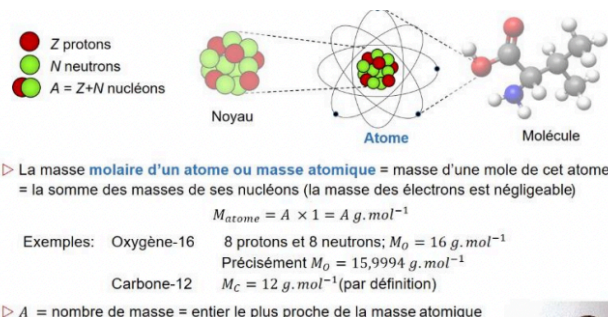
La masse d'une mole d'atome est A (=nombre de masse) fois 1g car une mole de nucléons est égale à 1g.

$$M_{\text{atome}} = A \times 1 = A \text{ g.mol}^{-1}$$

Par exemple :

L'oxygène 16 est constitué de 8 protons et 8 neutrons, donc le nombre de masse A est égal à 16.

Sa masse atomique est de  $16 \text{ g.mol}^{-1}$ . La valeur en mesurant très exactement la masse d'une mole d'atome d'oxygène est de  $15,9994 \text{ g.mol}^{-1}$ . Ce chiffre est très proche de la valeur de A calculée précédemment.



Ce calcul est faisable pour tous les atomes en particulier le carbone 12 car c'est lui qui a permis de définir le nombre d'Avogadro.

**Le nombre de masse A est l'entier le plus proche de la masse atomique exacte.**

La masse atomique est utilisée dans le tableau périodique des éléments. Si on se concentre sur l'oxygène on voit en haut à gauche sa masse atomique. Dans l'autre coin on voit son numéro atomique (=Z=nombre de protons). La masse atomique est un repère très important pour caractériser chaque atome.

**Tableau périodique des éléments**

Le tableau périodique des éléments est présenté avec l'oxygène (O) en évidence. La masse atomique (15,9994) et le numéro atomique (8) sont indiqués. Le tableau est coloré par groupes : métaux alcalins (rouge), métaux alcalino-terreux (orange), métaux de transition (jaune), métaux pauvres (vert), métaux lourds (bleu), et non-métaux (violet).

## C. DES MOLÉCULES

Pour mesurer les molécules, on utilise aussi les moles : on obtient la masse molaire.

La masse molaire est égale à  $N_A$  fois la masse individuelle d'une molécule. On peut aussi l'obtenir facilement à partir des masses atomiques des atomes qui la constituent.

Par exemple :

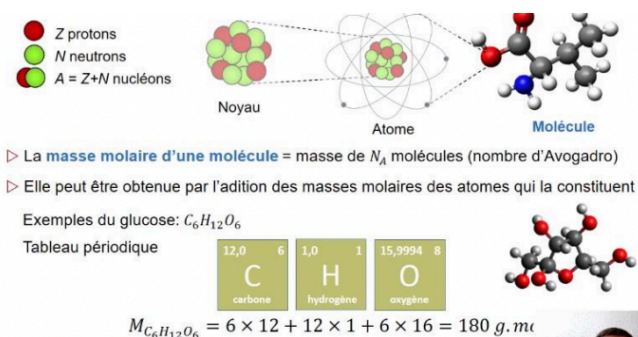
Pour le glucose  $C_6H_{12}O_6$ , si on connaît les masses atomiques du carbone (C), de l'hydrogène (H) et de l'oxygène (O) il est facile de calculer la masse d'une molécule de glucose.

La masse atomique du carbone étant de 12 et sachant qu'il y a 6C on fait  $6 \times 12$

La masse atomique de l'hydrogène étant de 1 et sachant qu'il y a 12H on fait  $12 \times 1$

La masse atomique de l'oxygène étant de 16 et sachant qu'il y a 6O on fait  $6 \times 16$

Au total, la masse molaire de la molécule de glucose est de  $180 \text{ g.mol}^{-1}$



### III. OSMOLES

---

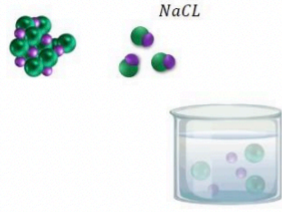
Certaines molécules en solution vont se dissoudre, dans l'eau en particulier. On peut s'intéresser aux moles d'atomes qui constituent l'objet qui va être dissout mais on peut aussi considérer la masse d'un cristal de NaCl (=sel) par exemple, ou la masse molaire du nombre d'atomes de NaCl qui sont en présence, ou encore le nombre d'espèces dissoutes de ce NaCl.

Ces espèces dissoutes sont les osmoles

Par exemple :

Le NaCl se dissout complètement en  $\text{Na}^+$  et  $\text{Cl}^-$ , ceci veut dire qu'une mole de NaCl va donner 2 osmoles d'ions dissouts.

Cristal de NaCl



NaCl

▷ Certaines molécules se dissocient en solution (Rappel: eau solvant efficace des corps ioniques)

▷ On peut avoir besoin de connaître **le nombre d'espèces dissoutes**

▷ Ces différentes espèces sont **des osmoles**

Exemple du NaCl :  
 $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$   
1 mole de NaCl  $\rightarrow$  2 osmoles

Exemple: un litre de plasma sanguin normal contient 0,3 Osmoles

### IV. CONCLUSION

---

- ♥ Une mole = Nombre d'Avogadro =  $6,02 \cdot 10^{23}$  particules/objets
- ♥ Une mole de nucléon = 1 g/mol
- ♥ Une mole d'atome = masse molaire atomique = masse d'une mole d'atome
- ♥ Une mole de molécules = masse molaire moléculaire = masse d'une mole de molécules
- ♥ Les moles d'espèces dissoutes = osmoles