

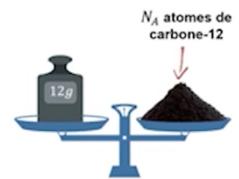
# Mole et osmole

## 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. Donc on préfère alors mesurer un groupe de particules (une grande population 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.



$$\text{Nombre d'Avogadro} = 6,02 \cdot 10^{23}$$

**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.

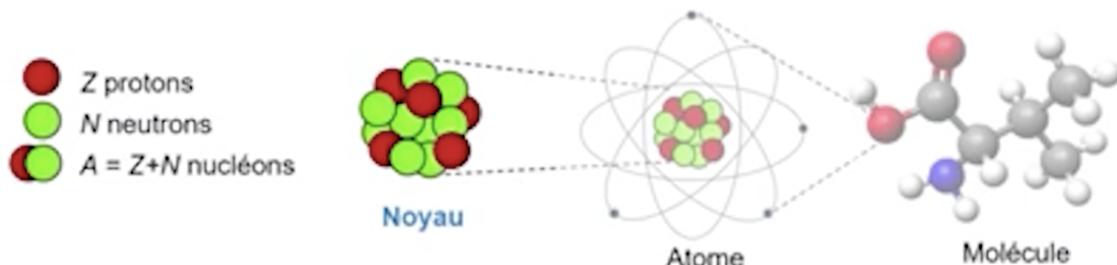
## II. MASSE MOLLAIRE DES NUCLEONS

Il y a 2 sortes de **nucléons** :

- **Les protons** = le nombre de protons  $Z$  définit le numéro atomique de l'atome.
- **Les neutrons** =  $N$

$$\text{protons} + \text{neutrons} = \text{nucléons}$$

On obtient le nombre total de nucléons  $A$ , aussi appelé nombre de masse,  $Z + N = A$



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

Et pour un proton de  $1,672 \cdot 10^{-27}$  kg (un petit moins que le neutron)

= 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 ( $1,67 \cdot 10^{-27}$ )

**1 mole** de nucléon vaut donc **1g**, ce qui est facile à manipuler.

### III. MASSE MOLAIRES DES ATOMES

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

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

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

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

**Exemple :** Oxygène-16 8 protons et 8 neutrons;  $M_O = 16 \text{ g. mol}^{-1}$   
 Précisément  $M_O = 15,9994 \text{ g. mol}^{-1}$   
 Carbone-12  $M_C = 12 \text{ g. mol}^{-1}$  (par définition)

Explication pour l'oxygène : son  $A$  vaut 16 et sa  $M_O$  est égale à 15,99...  $\approx 16 \text{ g. mol}^{-1}$

Ce calcul est faisable pour tous les atomes, particulièrement pour le carbone 12 avec  $M_C = 12 \text{ g. mol}^{-1}$  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.**

La masse atomique est utilisée dans le tableau périodique des éléments. Par exemple l'oxygène, on voit en haut à gauche sa masse atomique. Dans l'autre coin on voit son numéro atomique (nb de protons). La masse atomique est un repère très important pour caractériser chaque atome.

**Tableau périodique des éléments**

Détails du tableau périodique des éléments :

- Titre :** Tableau périodique des éléments
- Éléments mis en évidence :** L'oxygène (O) est entouré d'une boîte verte. À gauche de la boîte, l'expression "Masse atomique" est écrite en bleu, et à droite, "Numéro atomique (nombre de protons)" est écrite en noir. À l'intérieur de la boîte, la valeur "15,9994" est écrite au-dessus du "8", et "oxygène" est écrit au-dessous.
- Structure :** Le tableau est divisé en périodes (horizontales) et groupes (verticales). Les éléments sont colorés par famille : alcalins (rouge), alcalin-terreux (orange), métaux de transition (jaune), métalloïdes (vert), non-métaux (bleu), gaz rares (rose), terres rares (bleu clair), actinides (rouge foncé) et lanthanides (bleu foncé).
- Éléments de base :** H (Hydrogène), He (Hélium), Li (Lithium), Be (Béryllium), B (Bore), C (Carbone), N (Azote), O (Oxygène), F (Fluor), Ne (Neon), Na (Sodium), Mg (Magnésium), Al (Aluminium), Si (Silicium), P (Phosphore), S (Soufre), Cl (Chlore), Ar (Argon), K (Potassium), Ca (Calcium), Sc (Scandium), Ti (Titane), V (Vanadium), Cr (Chrome), Mn (Manganèse), Fe (Fer), Co (Cobalt), Ni (Nickel), Cu (Cuivre), Zn (Zinc), Ga (Gallium), Ge (Germanium), As (Arsenic), Se (Sélénium), Br (Brome), Kr (Krypton), Rb (Rubidium), Sr (Strontium), Y (Yttrium), Zr (Zirconium), Nb (Niobium), Mo (Molybdène), Tc (Technétium), Ru (Ruthénium), Rh (Rhodium), Pd (Paladium), Ag (Argent), Cd (Cadmium), In (Indium), Sn (Étain), Sb (Antimoine), Te (Tellure), I (Iode), Xe (Xénon), Cs (Césium), Ba (Baryum), La (Lanthane), Hf (Hafnium), Ta (Tungstène), W (Wolfram), Re (Rhenium), Os (Osmium), Ir (Iridium), Pt (Platine), Au (Or), Hg (Mercure), Tl (Thallium), Pb (Plomb), Bi (Bismuth), Po (Polonium), At (Astatine), Rn (Radon), Fr (Francium), Ra (Radium), Ac (Actinium), Th (Thorium), Pa (Protactinium), U (Uranium), Np (Neptunium), Pu (Plutonium), Am (Americium), Cm (Curium), Bk (Berkélium), Cf (Californium), Es (Einsteinium), Fm (Fermium), Md (Mendelevium), No (Nobelium), Lr (Lawrencium).

## IV. MASSE MOLAIRE DES MOLECULES

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.

Exemple : Pour le glucose  $C_6H_{12}O_6$ , si on connaît les masses atomiques des carbones (C), des hydrogènes (H) et des oxygènes (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 :  
 $+ 12 \times 1$
- La masse atomique de l'oxygène étant de 16 et sachant qu'il y a 6O :  
 $+ 16 \times 6$
- Au total, la masse molaire de la molécule de glucose :  
 $= 180 \text{ g.mol}^{-1} (= \text{g/mol})$

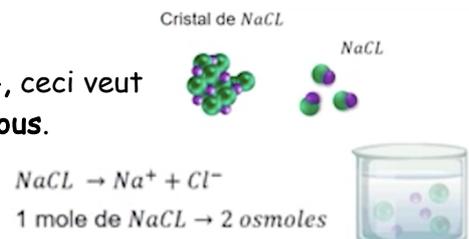
12,0	6
C	
carbone	
1,0	1
H	
hydrogène	
15,9994	8
O	
oxygène	

## V. OSMOLES

Certaines molécules en solution vont se dissoudre, particulièrement dans l'eau. Car l'eau est très efficace pour dissocier les corps ioniques (*cours L'eau*).

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 **crystal de NaCl** (= sel), ou la masse molaire du nombre d'atomes de NaCl qui sont en présence, ou encore le nombre d'espèces dissoutes de ce NaCl.

Exemple : Le NaCl se dissout complètement en  $Na^+$  et  $Cl^-$ , ceci veut dire qu'une mole de NaCl va donner **2 osmoles d'ions dissous**.



C'est hyper important en physiologie car un litre de plasma sanguin normal contient **0,3 osmoles**.

## CONCLUSION

- Une mole = Nombre d'Avogadro ( $N_A$ ) =  $6,02 \cdot 10^{23}$  particules/objets.
- Une mole de nucléon =  $1 \text{ g/mol}^{-1}$
- 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**.