

# Moles & 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  $6,02 \times 10^{23}$  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.

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

○ ○ ○ ○ ○ ○ ○ ○ ○ ○
<b>Important :</b>
- Nombre d'Avogadro :
$6,02 \times 10^{23}$
- Mole :
Quantité de matière contenant
<u>autant d'entités élémentaires qu'il y</u>
<u>a d'atomes de carbone 12 dans 12g</u>
<u>de carbone 12.</u>

## II. MASSES MOLAIRES

### A. DES NUCLÉONS

**Nucléons** : particules élémentaires du noyau de l'atome

Il y a 2 sortes de nucléons :

Les protons

Les neutrons

(Faites bien attention à pas confondre nucléons et neutrons en QCM)

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

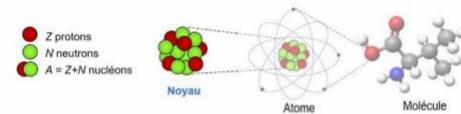
Lorsque l'on ajoute le nombre de **protons  $Z$**  et le nombre de **neutrons  $N$** , on obtient le nombre total de nucléons  **$A$** , aussi appelé **nombre de masse**.

$$Z + N = A$$

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



▷ La masse des nucléons :

neutron =  $1,675 \cdot 10^{-27} \text{kg}$  ; proton =  $1,672 \cdot 10^{-27} \text{kg}$

▷ Une mole de nucléons :

$$M_{\text{nucléon}} = 6,02 \cdot 10^{23} \times 1,67 \cdot 10^{-27} = 10 \cdot 10^{-4} \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1} = 1 \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

## 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.

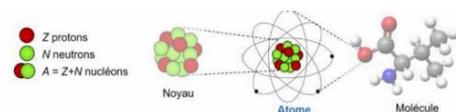
La masse d'une mole d'atome est A (=nombre de masse) fois 1g car une mole de nucléons est égale à 1g.

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

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



▷ La masse molaire d'un atome ou masse atomique = masse d'une mole de cet atome = la somme des masses de ses nucléons (la masse des électrons est négligeable)

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

Exemples: Oxygène-16 8 protons et 8 neutrons;  $M_O = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Précisément  $M_O = 15,9994 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Carbone-12  $M_C = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  (par définition)

▷ A = nombre de masse = entier le plus proche de la masse atomique

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.

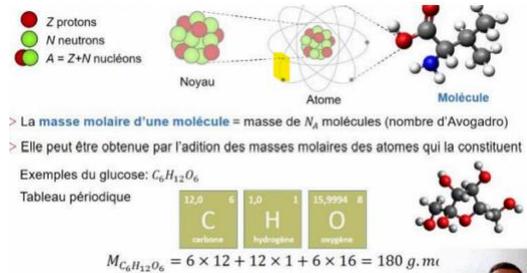
Tableau périodique des éléments

Le tableau périodique des éléments est présenté avec l'oxygène (O) en évidence. Sa masse atomique est indiquée comme 15,9994 et son numéro atomique (nombre de protons) est 8.

## C. 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.



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 = osmole

Et voilà c'est fini pour ce petit cours rapide sur les moles et les osmoles ! C'est un cours vraiment simple à comprendre pas prise de tête. Si vous avez des questions sur ce cours ou un autre direction le forum :

D'ailleurs dorénavant tous mes p'tits commentaires seront en italiques, de la couleur de la fiche (ça ne concerne pas les fiches sur l'eau et concentration des sols)

Place aux petites dédis maintenant (mes premières !!!), j'ai pas beaucoup de place donc elles vont être courtes et réservées à la famille :

Dédi à ma famille qui m'a supporté sans broncher l'année dernière, qui m'a soutenu quel que soit le problème (surtout ma mère qui m'a consolé tellement de fois) et sans qui mon année n'aurait pas été la même.

Dédi particulière à Axel (aka Axone ancien tuteur de chimie, aka mon frère, le tutorat coule dans nos veines lol) qui en plus de me soutenir, m'a conseillé du mieux qu'il pouvait et m'a expliqué tellement de choses que je ne comprenais pas (il pouvait plus voir ma gueule à force) merci à toi !

Dédi à la meilleure des grand-mères qui m'a gentiment accueilli chez elle la veille des 2 exams et tout au long de l'année quand j'avais pas cours Et enfin dédi à ma meilleure amie, que j'ai malheureusement très peu vu durant l'année, malgré le fait qu'elle habite à 5min à pied de chez moi (je rigole même pas), qui à chaque fois qu'on se voyait, arrivait à me redonner le sourire et à me remplir d'énergie

Bonne chance pour la suite, je vous donne toute ma force !!

