

Nom : \_\_\_\_\_ Groupe : \_\_\_\_\_

Date : \_\_\_\_\_

## THÉORIE UNIVERS MATÉRIEL, ST-STE, 4<sup>e</sup> secondaire

### LA NOTION DE MOLE ET LE NOMBRE D'AVOGADRO

#### LA MOLE

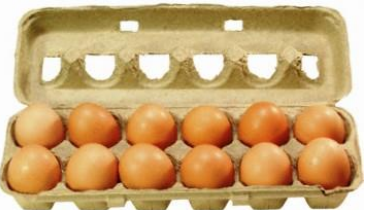
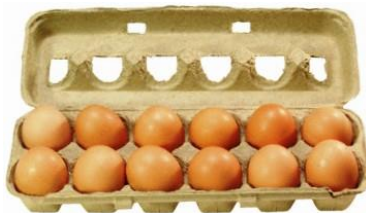
La mole est une unité de mesure du système international (SI) qui représente une quantité précise de particules dont la valeur est de  $6,02 \times 10^{23}$ .

La variable pour représenter le nombre de mole : n

Abréviation pour le mot mole : mol

Le nombre  $6,02 \times 10^{23}$  porte le nom de « Nombre d'Avogadro ».

#### Une douzaine vs une mole ...



Si nous avons 1 mol d'œufs, nous avons donc  $1 \times (6 \times 10^{23})$  œufs donc  $6 \times 10^{23}$  œufs

Si nous avons 2 mol d'œufs, nous avons donc  $2 \times (6 \times 10^{23})$  œufs donc  $1,2 \times 10^{24}$

Si nous avons 3 mol d'œufs, nous avons donc  $3 \times (6 \times 10^{23})$  œufs donc  $1,8 \times 10^{24}$

Dans une goutte d'eau, nous retrouvons  $1 \times 10^{21}$  molécules d'eau.

**Convertir le nombre de moles (n) de molécules (ou atomes) en nombre de molécules (ou atomes) :**

Exemples :

Quel est le nombre de molécules contenues dans 3,0 mol d'eau ?

Quel est le nombre de moles dans un échantillon contenant  $1,50 \times 10^{24}$  molécules de chlorure de sodium ?

Quel est le nombre d'atomes de fer contenus dans 0,23 mol ?

### La masse molaire :

La masse molaire (M) est la masse correspondant à une mole d'une substance donnée (élément ou composé). Elle s'exprime en grammes par mole (g/mol). La masse molaire d'un élément est numériquement équivalente à la masse atomique exprimée en u dans le tableau périodique.

Exemples :

La masse atomique du carbone est de 12 u, tandis que sa masse molaire est de 12 g/mol. Une mole ( $6 \times 10^{23}$ ) d'atomes de carbone correspond à 12 grammes.

La masse molaire du sodium est de 23 grammes.

La masse molaire de l'argon est de 40 grammes.

**RAPPEL ... Par convention**, on va arrondir les masses que l'on retrouve dans le tableau périodique à l'unité.

Exemple : Le sodium (Na), nous avons une masse molaire de 22,990 u, elle sera arrondie à 23 g.

**EXCEPTIONS** : Le **chlore** (Cl) a une masse molaire atomique de 35,453 u, elle sera arrondie à **35,5 g**. Le **cuivre** (Cu) a une masse atomique de **63,546 u**, elle sera arrondie à 63,5 g.



Si nous avons la masse d'une mole d'**atomes**, on parle de masse molaire **atomique**.

Exemples :

Si nous avons la masse d'une mole de **molécules**, on parle de masse molaire **moléculaire**.

Exemples :

Trouvons la **masse molaire** atomique ou moléculaire des substances suivantes :

K

Cl<sub>2</sub>

NaOH

Ca(OH)<sub>2</sub>

H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>

(NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

Le tableau périodique est en quelque sorte un « traducteur » nous permettant de trouver la correspondance des grammes « traduits » en moles et des moles « traduites » en grammes.

On peut utiliser la formule suivante :

$$m = n \times M$$

où

m = Masse de l'échantillon, exprimée en grammes (g)

n = Nombre de moles

M = Masse molaire de l'élément ou du composé, exprimée en grammes par mole (g/mol)

Nous pouvons aussi faire un calcul à l'aide d'un produit croisé (règle de trois).

Exemples :

Calculer la masse équivalent à 0,25 mol d'aluminium.

Calculer la masse équivalent à 5 mol de soufre.

Calculer la masse équivalent à 8 mol de méthane.

Calculer le nombre de moles équivalent à 80,175 g de soufre.

Calculer la masse équivalent à 4 mol de chlorure d'ammonium.

Combien de moles de molécules compte-t-on dans 88 g de  $\text{CO}_2$ .

Combien de moles de molécules compte-t-on dans 50 g de  $\text{CaCO}_3$ .