

Nom : _____ Groupe : _____

Date : _____

THÉORIE UNIVERS MATÉRIEL, ST-STE, 4^e secondaire

LA NOTION DE MOLE ET LE NOMBRE D'AVOGADRO

LA MOLE

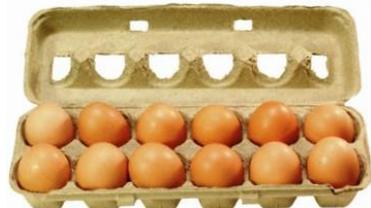
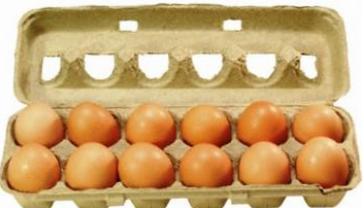
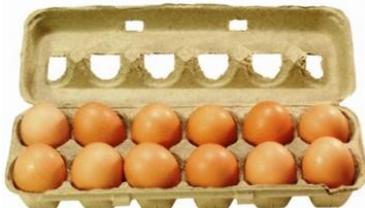
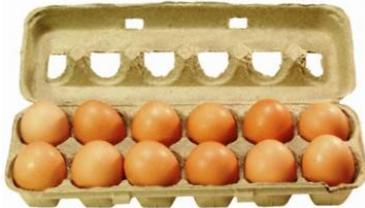
La mole est une unité de mesure du système international (SI) qui représente une quantité précise de particules dont la valeur est de $6,02 \times 10^{23}$.

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 6×10^{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 1×10^{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 (6×10^{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

Cl₂

NaOH

Ca(OH)₂

H₃PO₄

(NH₄)₂SO₄

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 CO_2 .

Combien de moles de molécules compte-t-on dans 50 g de CaCO_3 .