

1 ^{ère} Bac Pro		Sciences physiques				Chimie 1	
Nom :			La mole et la masse molaire				
Classe : Date :							
Compétence	Questions	Appréciation					
		1	2	3	4		
S'approprier							
Analyser / Raisonner							
Réaliser							
Valider							
Communiquer							

Activité 1 Compter de grandes quantités : La mole

Problème : On possède un paquet de 1 kg de pois chiche et un paquet de 1 kg de riz.

Combien y a-t-il approximativement de pois chiche dans 1 kg ?

Combien y a-t-il approximativement de grains de riz dans 1 kg ?



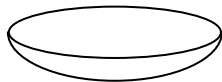
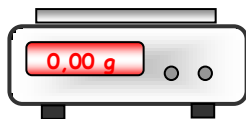
1) Question

Dans quel paquet a-t-on le plus de grains ? Expliquer.

.....

.....

2) **Expérience** A l'aide d'une balance et d'une coupelle, déterminer un protocole permettant de répondre à la question pour les pois chiche. Faire un schéma de l'expérience.



.....

.....

.....

.....



Appel : Faire valider le protocole.

3) **Réaliser** l'expérience puis calculer le nombre approximatif de pois chiche dans 1 kg.

.....

.....

.....

4) On réalise la même expérience avec les grains de riz et on obtient une masse de 2,72 g pour 115 grains.

.....

.....

5) **Conclusion :** Répondre aux questions du problème

.....

.....

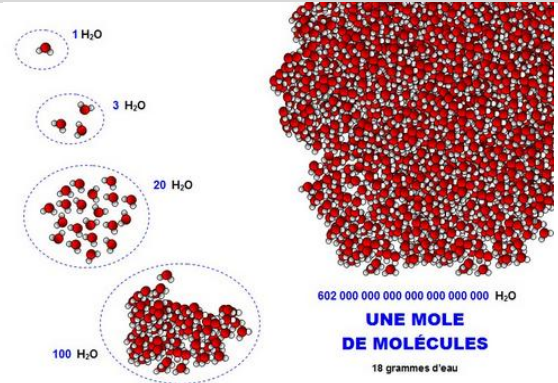
Définir une quantité en chimie : La mole

Le chimiste est lui confronté à des molécules dont les tailles sont infiniment petites. Il doit donc travailler avec des "paquets" beaucoup plus gros afin de pouvoir mesurer des masses proches de l'échelle humaine.

Il a donc défini la **mole**. Celle-ci contient environ :

602 000 000 000 000 000 000 000 éléments ($6,02 \times 10^{23}$)
 ("602 milles milliards de milliards")

Ce nombre est appelé **Nombre d'Avogadro**.



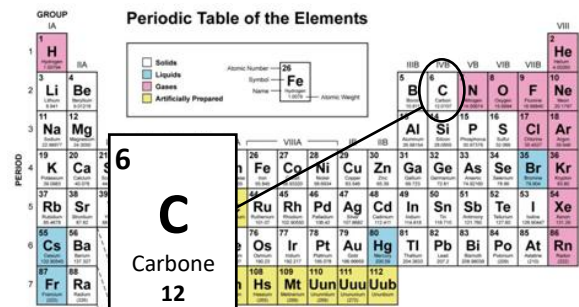
Activité 2 La masse molaire

La masse molaire atomique

Les différents atomes existants n'ont pas la même taille ni la même masse. Ils sont plus ou moins gros. Une **mole d'atomes** n'a donc pas la même masse selon la nature de l'atome.

Dans le tableau de la **classification périodique des éléments**, il est noté une valeur appelée **masse molaire atomique** et notée M , elle correspond à la masse, en **grammes**, d'une mole de l'atome.

La masse molaire atomique se mesure donc en **g/mol**.



Exemple : L'atome de carbone ci-contre a pour masse molaire : $M(C) = 12 \text{ g/mol}$

Cela signifie qu'une **mole d'atomes de carbone** soit $6,02 \times 10^{23}$ atomes a une masse de **12 g**.

1) **Relever** les masses molaires des atomes suivants :

Atome	Hydrogène (H)	Carbone (C)	Oxygène (O)	Azote (N)
Masse molaire	$M(H) = \dots\dots\dots$	$M(C) = 12 \text{ g/mol}$	$M(O) = \dots\dots\dots$	$M(N) = \dots\dots\dots$

La masse molaire moléculaire

La masse molaire d'une molécule est égale à la somme des masses molaires atomiques des atomes qui constituent cette molécule.

Exemple : La molécule de propane C_3H_8

$$M(C_3H_8) = 3 \times M(C) + 8 \times M(H) = 3 \times 12 + 8 \times 1 = 44 \text{ g/mol}$$

Une mole de propane a une masse de **44 g**.

2) **Calculer** les masses molaires des molécules suivantes :

Nom	Eau	Butane	Ethanol	Glucose	Ammoniaque
Molécule	H_2O	C_4H_{10}	C_2H_6O	$C_6H_{12}O_6$	NH_3
Masse molaire (g/mol)					

3) **Calculer** le nombre de moles d'eau présentes dans une bouteille de 1,5 L soit une masse de 1500 g. Arrondir à l'unité.

.....

A RETENIR ...

La quantité n , en mole, d'un produit se calcule à partir de la masse m de produit et de sa masse molaire M selon la relation : $n = \frac{m}{M}$ avec n en mol, m en g et M en g/mol