

Une nouvelle unité de quantité de matière : la mole

I. Déterminer un nombre de grains de riz :

On dispose un échantillon de grains de riz de masse m . Il s'agit de déterminer le nombre N de grains que contient cet échantillon.

On considérera que les grains sont exactement identiques.

On dispose d'une balance précise au centième de gramme.



Méthode pour déterminer N :

- On définit un « paquet » de grains contenant : $N_p =$ grains.paquet⁻¹
- On mesure la masse M du paquet de grains : $M =$
- On mesure la masse m de l'échantillon à notre disposition : $m =$
- On calcule le nombre n de paquets de grains contenus dans l'échantillon :

Formule littérale : $n =$

A.N. $n =$

- On calcule le nombre de grains présents dans l'échantillon :

Formule littérale : $N =$

A.N. $N =$

II. Détermination du nombre d'atomes de fer constituant un clou :

On dispose d'une balance précise au dixième de gramme.

Méthode pour déterminer le nombre N d'atomes que contient l'échantillon : « clou en fer » :



- On définit un « paquet » d'atomes appelés une « mole », contenant : $N_A = 6,02 \times 10^{23}$ atomes
- On calcule la masse m_{at} d'un atome de fer : rappel : ${}^{56}_{26}Fe$ et $m_{nuc} = 1,67 \times 10^{-27}$ kg
- On calcule la masse M_{Fe} d'une mole d'atomes de fer :

Remarque : la masse M d'une mole d'atomes de fer vaut en réalité $M = 55,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ car le fer est un mélange de plusieurs isotopes (${}^{54}Fe$, ${}^{56}Fe$, ${}^{57}Fe$ et ${}^{58}Fe$), chacun présent dans une proportion différente. On trouve alors la valeur des masses molaires des atomes dans le tableau périodique.

▪ On mesure la masse m du clou (échantillon d'atomes de fer) : $m =$

▪ On calcule le nombre n de moles d'atomes contenus dans l'échantillon :

Formule littérale : $n =$

A.N. $n =$

▪ On calcule le nombre d'atomes présents dans le clou (échantillon) :

Formule littérale : $N =$

A.N. $N =$

III. Définition de la mole :

La mole est l'unité de quantité de matière qui permet de décrire le nombre d'entités qu'il y a dans un échantillon ; son symbole est « mol ».

La mole est un « paquet » dans lequel il y a $6,02 \cdot 10^{23}$ entités.

Le nombre $N_A = 6,02 \times 10^{23}$ est appelé nombre d'Avogadro.

La quantité de matière contenue dans un échantillon de matière est notée n ; on écrira par exemple $n = 1,7 \text{ mol}$

IV. Masse molaire atomique ; masse molaire de l'élément chimique

Définition :

On trouve les masses molaires atomiques dans le tableau périodique.

Quelques exemples :

$M(\text{H}) = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{C}) = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{N}) = 14,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Calculer la quantité de matière (nombre de moles) présente dans les échantillons suivants :

Atomes	Masse de l'échantillon	Quantité de matière
H	$m = 10,0 \text{ g}$	
O	$m = 10,0 \text{ g}$	
C	$m = 10,0 \text{ g}$	
N	$m = 10,0 \text{ g}$	

V. Masse molaire moléculaire :

La masse d'une mole de molécules identiques ou masse molaire moléculaire s'obtient en additionnant les masses molaires atomiques des atomes qui composent la molécule.

Calculer la masse molaire M des molécules suivantes :

Molécule	Nombre et types d'atomes constituant 1 molécule	Masse d'1 mole de molécules = masse molaire de la molécule (M)
O ₂		
H ₂ O		
CO ₂		
C ₈ H ₉ O ₂ N		
C ₉ H ₈ O ₄		

VI. Appliquer et s'entraîner :

1. Calculer la quantité de matière (en moles) qu'il y a dans un échantillon $m=36,0\text{g}$ de fer ? (masse molaire atomique du fer : $M(\text{Fe})=55,8\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$)
En déduire le nombre d'atomes dans l'échantillon m .
2. Combien d'atomes y a-t-il dans $m=150\text{g}$ de cuivre ($M_{\text{Cu}}=63,5\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$)
3. Quelle quantité de matière y a-t-il dans $1,5\text{kg}$ d'eau ?
4. Le sucre est constitué de saccharose de formule $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$. On propose, pour le même prix, un sac de 60kg de sucre ou 200 moles de saccharose. Quel est le meilleur choix économique ?
5. L'acide sulfurique a une masse volumique $\rho=1,8\text{g}\cdot\text{mL}^{-1}$. Calculer la masse de 3cm^3 d'acide sulfurique pur. La formule de l'acide sulfurique est H_2SO_4 . Calculer la quantité de matière contenue dans 3cm^3 d'acide sulfurique.
6. L'éthanol pur est un liquide de masse volumique $\rho=0,79\text{g}\cdot\text{mL}^{-1}$. Un vin à 12% contient 12mL d'éthanol dans 100mL de vin. La formule de l'éthanol est $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$. Calculer (en moles) d'éthanol que contiennent $0,125\text{L}$ de vin (volume d'un verre).
7. Compléter le tableau suivant :

Nom	Formule	M ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$)	m (g)	n (mol)
Diazote			5,6	
Dichlorométhane	CH_2Cl_2			0,31
Chlorure d'hydrogène	HCl		5,6	
Dioxyde d'azote	NO_2			0,31

8. Le laiton est un alliage de métal cuivre et de métal zinc. Une analyse chimique montre qu'un échantillon de 50g de laiton contient $0,47\text{mol}$ de métal cuivre.
 - a. Calculer les masses de cuivre et de zinc que contient cet échantillon.
 - b. En déduire le pourcentage en masse de cuivre et le pourcentage en masse de zinc de l'échantillon.
 - c. Calculer la quantité de matière de zinc que contient cet échantillon.
En déduire les pourcentages molaires de cuivre et de zinc de l'échantillon.
9. Problème : Emission de CO_2
Le constructeur de la Toyota Yaris hybride annonce une consommation d'essence en zone non urbaine de $V=3,7\text{L}$ pour 100km parcourus.
On assimile l'essence à de l'octane de formule brute C_8H_{18} . La combustion de l'octane dans le moteur se traduit par la réaction suivante :
$$1 \text{ C}_8\text{H}_{18} + \frac{25}{2} \text{ O}_2 \longrightarrow 8 \text{ CO}_2 + 9 \text{ H}_2\text{O}$$
Cette réaction nous apprend que la combustion d'1 mole d'octane produit 8 moles de dioxyde de carbone CO_2 . La masse volumique de l'essence est $\rho=740\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$
 - a. Calculer la quantité de matière d'octane consommée pour un parcours de 100km
 - b. En déduire la quantité de matière dioxyde de carbone produite pour ce même parcours.
 - c. Calculer le taux d'émission de dioxyde de carbone qui correspond à la **masse de CO_2 émis (en gramme) par kilomètre parcouru.**