

Une nouvelle unité de quantité de matière : la mole

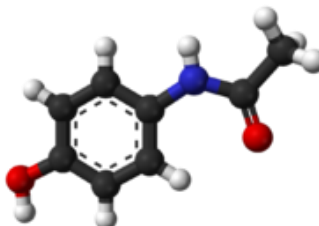
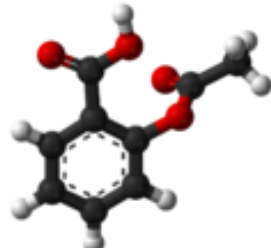
Le paracétamol et l'acide acétylsalicylique sont tous deux des principes actifs qui ont des propriétés identiques (antalgique et antipyrétique).

On peut les trouver dans le commerce sous forme de comprimés : Doliprane et Aspirine du Rhône par exemple.

Ces deux comprimés contiennent chacun 500mg de principe actif.

La question que l'on se pose est la suivante : Les comprimés de chaque médicament contiennent-ils le même nombre de molécules ?

Comme il est impossible de compter les molécules une par une, nous allons introduire une nouvelle unité pour compter la matière : la mole

<p>Doliprane® (par comprimé)</p> <p>Antalgique, antipyrétique</p> <p><i>Principes actifs</i> Paracétamol 500 mg</p> <p><i>Principes non-actifs</i> Lactose <i>excipient</i> Amidon de blé <i>excipient</i> Amidon pré gélatinisé <i>excipient</i> Talc <i>excipient</i> Carboxyméthylamidon <i>excipient</i> Stéarate de magnésium <i>excipient</i></p>	<p>Aspirine du Rhône® (par comprimé)</p> <p>Antalgique, antipyrétique et anti-inflammatoire à dose élevée.</p> <p><i>Principes actifs</i> Acide acétylsalicylique 500 mg</p> <p><i>Principes non-actifs</i> Amidon de blé <i>excipient</i> Silice colloïdale <i>excipient</i></p>
<p>$C_8H_9O_2N$</p> 	<p>$C_9H_8O_4$</p> 

I. Déterminer un nombre de grains de riz :

On dispose un échantillon de grains de riz de masse $m=1,0\text{kg}$. 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 :
 $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ atomes.mol⁻¹
- On connaît la masse M d'une mole d'atomes de fer : $M = 55,8$ g.mol⁻¹
- On mesure la masse m du clou (échantillon d'atomes de fer) : $m = 12,1$ g
- 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 $n = 1,7$ mol

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

Définition :

On trouve les masses molaires atomiques dans le tableau périodique des éléments.

Quelques exemples :

$M(H) = 1,0$ g.mol⁻¹ $M(O) = 16,0$ g.mol⁻¹ $M(C) = 12$ g.mol⁻¹ $M(Cl) = 35,5$ g.mol⁻¹ $M(N) = 14,0$ g.mol⁻¹

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. Réponse à la problématique :

Les comprimés de doliprane et paracétamol contiennent-ils les mêmes nombre de molécules ?

On donne les masses molaires : $M_C = 12 \text{ g.mol}^{-1}$ $M_H = 1,0 \text{ g.mol}^{-1}$ $M_O = 16 \text{ g.mol}^{-1}$

VII. 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.**