

I) Quantité de matière

I-1 De l'échelle microscopique à l'échelle macroscopique :

Pour pratiquer la chimie, les chimistes doivent dénombrer le nombre d'atomes, d'ions ou de molécules appelés « entités chimiques » (échelle microscopique) présentes dans les échantillons de matière qu'ils manipulent à l'échelle humaine (échelle macroscopique).

Exercice: calculer le nombre d'atomes N de fer contenu dans un échantillon de masse m = 3,5 g sachant que la masse d'un atome fer est égale à m (atome) = $19,3 \cdot 10^{-23}$ g.

Ces nombres sont si grands que les chimistes ont eu l'idée, pour faciliter le décompte, de regrouper les entités chimiques en « paquets » comme dans la vie courante (Ex : feuilles de papier regroupées en rames de 500 feuilles, œufs regroupés par 6 ou 12...). Ce paquet appelé mole comporte toujours le même nombre d'entités.

I-2 Définition de la mole Vidéo

Une mole d'entités élémentaires chimiques (atomes, ions, molécules) est la quantité de matière d'un système contenant $6,02 \cdot 10^{23}$ entités. Elle est notée avec la lettre 'n'. La mole est l'unité de quantité de matière, son symbole est mol.

Pourquoi ce nombre $6,02 \times 10^{23}$? Calculer la masse 'm' d'une mole de nucléons (masse d'un nucléon m = $1,67 \times 10^{-27}$ kg).

Exemple :

- dans 1 mole d'atomes de fer, il y a $1 \times 6,02 \cdot 10^{23}$ atomes de fer. On note cette quantité de matière : n(Fe) = 1,00 mol
- dans 2 moles d'ions cuivre Cu^{2+} , il y a $2 \times 6,02 \cdot 10^{23} = 12,0 \times 10^{23}$ ions cuivre. On note cette quantité de matière :

Une mole de nucléons ($6,02 \times 10^{23}$ nucléons) pèse environ _____.

I-3 La constante ou nombre d'Avogadro N_A Vidéo

Quelle est la relation entre la quantité de matière n(mol) et le nombre N d'entités élémentaires (atomes ion ou molécule) ?

Le nombre d'entités N constituant un échantillon est égal au _____ de la quantité de matière n par le nombre _____ :

$$N = \text{_____}$$

Avec $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ appelée constante ou nombre d'Avogadro.

Exemple: $n(O_2) = 0,5 \text{ mol}$, le nombre N de molécules de dioxygène correspondant à cette quantité de matière vaut ?

II) Masse molaire

II-1 Masse molaire atomique M Vidéo

La masse molaire atomique d'un élément correspond à la masse d'une mole d'atomes de cet élément. On la note M et elle s'exprime en g.mol^{-1} .

La masse molaire atomique d'un élément est égale au rapport de la masse 'm (g)' de cet élément sur la quantité de matière n(mol) que cela représente :

$$M = m/n$$

C'est une caractéristique d'un élément, elle apparaît dans la classification périodique.

Exemple :

- la masse molaire atomique de l'hydrogène est de 1,0 g/mol. Elle sera notée $M(H) = 1,0 \text{ g.mol}^{-1}$. Cela signifie qu'une mole d'hydrogène ($6,02 \times 10^{23}$ atomes) pèse 1,0 g.
- la masse molaire atomique du carbone est 12 g.mol^{-1} . Elle sera notée : _____. Cela signifie qu'une mole de carbone ($6,02 \times 10^{23}$ atomes) pèse _____.

Exercice : on fait réagir au cours d'une combustion m = 24 g de carbone. Quelle quantité de matière n(C) cela représente-t-il?

Remarque: lorsqu'un élément possède des isotopes, la masse molaire atomique tient compte des proportions naturelles de ces isotopes. Dans la nature il y a 75,8% d'isotope de chlore 35 et 24,2 % d'isotope de chlore 37. Quelle est la masse molaire atomique du chlore ?

II-2 Masse molaire ionique M

La **masse molaire ionique** correspond à la masse d'une mole d'ion. Elle est égale au **rapport** de la **masse m** d'ion sur la **quantité de matière n** d'ion. Elle est notée **M** :

Unité : $M(\text{ })$, $m(\text{ })$, $n(\text{ })$

Remarque : La masse d'un électron est négligeable devant celle d'un nucléon. Par conséquent la masse d'un atome est peu différente de celle de l'ion correspondant. Que dire de la valeur de la masse molaire atomique par rapport à la masse molaire ionique ?

Exemple : la masse molaire ionique de l'ion chlorure est peu différente de la masse molaire atomique de l'élément chlore:

$$M(\text{Cl}) = M(\text{Cl}^-) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$$

II-3 Masse molaire moléculaire M [Vidéo](#)

Comment calculer la masse molaire moléculaire de l'eau H_2O connaissant la masse molaire atomique de l'hydrogène $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g.mol}^{-1}$ et celle de l'oxygène $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$?

Quelle est la masse molaire moléculaire de l'espèce chimique de formule brute $C_6\text{H}_8\text{O}_6$?

La **masse molaire moléculaire M** représente la masse d'une mole de molécules. Elle est égale à

$$M=m/n$$

Unité : $M(\text{g.mol}^{-1})$

III) analyse sanguine

M. Durand vient de recevoir ses résultats d'analyse de sang. Il ne peut pas aller les

montrer à son médecin dans la journée mais voudrait savoir s'il est en bonne santé.

Chimie du sang

Espèce analysée	Concentration massique (g.L^{-1})	Concentrations molaires normales (mmol.L^{-1})
Urée	0,37	3 à 8
Créatinine	0,012	0,053 à 0,115
Glycémie à jeun	1,25	4,45 à 6,40

Bilan lipidique

Espèce analysée	Concentration massique (g.L^{-1})	Concentrations molaires normales (mmol.L^{-1})
Cholestérol total	2,49	4,00 à 6,50
Triglycérides	1,20	0,34 à 1,70
Cholestérol HDL	0,43	1,00 à 1,95

Une concentration en urée et en créatinine trop importante peut être associée à une insuffisance rénale. La glycémie représente le taux de glucose dans le sang : l'augmentation de la glycémie, hyperglycémie, est le signe essentiel du diabète. Un excès de cholestérol total augmente le risque de maladies cardiovasculaires alors que le cholestérol HDL de même formule protège les vaisseaux. Un excès de triglycérides peut être associé au diabète et augmente le risque de maladies cardiovasculaires. Données : $M(\text{H}) = 1,00 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{C}) = 12,00 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{N}) = 14,00 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16,00 \text{ g.mol}^{-1}$;

- 1) Quelle est la formule brute de l'urée ?
- 2) Calculer sa masse molaire M.
- 3) Déterminer la quantité de matière 'n' d'urée par litre de sang. En déduire si le tau d'urée est normale.

Programme officiel

LA SANTÉ

Les citoyens doivent acquérir une culture scientifique de façon à procéder à des choix raisonnés en matière de santé. L'objectif de ce thème est de montrer et d'expliquer le rôle des sciences physiques et chimiques dans les domaines du diagnostic médical et des médicaments.

Le diagnostic médical : l'analyse de signaux périodiques, l'utilisation de l'imagerie et des analyses médicales permettent d'établir un diagnostic. Des exemples seront pris dans le domaine de la santé (électrocardiogramme, électroencéphalogramme, radiographie, échographie, fibroscopie, ...). L'observation de résultats d'analyses médicales permet d'introduire les notions de concentration et d'espèces chimiques ainsi que des considérations sur la constitution et la structure de la matière.

NOTIONS ET CONTENUS	COMPÉTENCES ATTENDUES
<p>La quantité de matière. Son unité : la mole. Constante d'Avogadro, N_A. Masses molaires atomique et moléculaire : M ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$).</p>	<p>Calculer une masse molaire moléculaire à partir des masses molaires atomiques.</p>

Préparer le DS

- 1) Définition de la mole
- 2) Relation entre quantité de matière n , nombre d'entités élémentaires N et nombre d'Avogadro $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$?
- 3) Définition de la masse molaire atomique M ; relation entre $M(\text{g} \cdot \text{mol}^{-1})$, $m(\text{g})$, $n(\text{mol})$?
- 4) Définition de la masse molaire atomique.
- 5) Calculer la masse molaire M de l'aspirine de formule $C_9H_8O_4$
- 6) Quelle quantité de matière n est contenue dans $m = 500 \text{ mg}$ d'aspirine ?
- 7) Quelle quantité N de molécules sont contenues dans $m = 500 \text{ mg}$ d'aspirine ?