

I. Compter comme un chimiste

1) Masse d'une entité chimique

La masse d'un atome ou de l'ion correspondant est pratiquement égale à celle de leur noyau : $m_{\text{atome}} \simeq A \times m_n$
 Dans cette relation, A correspond au nombre de masse et m_n à la masse d'un nucléon.

Exemple : calcul de la masse d'un atome d'oxygène et d'un atome de carbone

Nombre de masse d'un atome d'oxygène : $A = 16$
 Nombre de masse d'un atome de carbone : $A = 12$
 Masse d'un nucléon : $m_n = 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$,

$m_{\text{O}} = \dots\dots\dots$
 $m_{\text{C}} = \dots\dots\dots$

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

- La **formule brute** d'une entité (atome, ion ou molécule) est l'écriture la plus compacte décrivant la nature et le nombre des atomes de cette entité.
- La **masse** $m_{\text{entité}}$ d'une entité est égale à la masse des atomes qui la composent.

Exemple

- **Formule brute** d'une molécule de dioxyde de carbone :
 1 atome de carbone \rightarrow CO_2 \leftarrow 2 atomes d'oxygène
- **Masse** $m(\text{CO}_2)$ d'une molécule de dioxyde de carbone :
 $m(\text{CO}_2) : \dots\dots\dots$
 $m(\text{CO}_2) : \dots\dots\dots$
 $m(\text{CO}_2) : \dots\dots\dots$

2) Nombre d'entités dans un échantillon

La masse d'un échantillon de matière est proportionnelle au nombre d'entités qu'il contient.
 Le nombre N d'entités chimiques contenues dans un échantillon est égale à :

$$N = \frac{m_{\text{échantillon}}}{m_{\text{entité}}}$$

N : nombre d'entités (sans unité)
 $m_{\text{échantillon}}$: masse de l'échantillon
 $m_{\text{entité}}$: masse d'une entité


Attention : dans cette formule, $m_{\text{échantillon}}$ et $m_{\text{entité}}$ doivent être dans la même unité !
 N est un nombre d'entités, il est donc sans unité et forcément très grand.

Exemple

- **Nombre N de molécules** de dioxyde de carbone contenues dans un échantillon de masse $m = 10 \text{ kg}$:

$$N = \frac{m}{m(\text{CO}_2)}$$

$N = \dots\dots\dots$
 $N = \dots\dots\dots$



Situation de proportionnalité :

Nombre d'entité(s)	Masse correspondante (en gramme)
1 entité	$m_{\text{entité}}$
N entités	$m_{\text{échantillon}}$

3) Quantité de matière n

À notre échelle, un échantillon de matière contient un très grand nombre d'entités chimiques. Pour faciliter leur décompte, on les regroupe en « paquets » appelés **moles**.

Une mole contient $6,02 \times 10^{23}$ entités chimiques. Ce nombre est appelée **constante d'Avogadro**. Il est noté N_A et s'exprime en mol^{-1} .

Le nombre de moles est appelé la **quantité de matière**. Elle est notée **n** et s'exprime en **mole** de symbole **mol**.

La quantité de matière n est égale à :

$$n = \frac{N}{N_A}$$

n : quantité de matière (mol)
N : nombre d'entités (sans unité)
 N_A : constante d'Avogadro (mol^{-1})

Explications :


La mole est donc une unité de comptage au même titre que la douzaine ou la ramette de feuilles, sauf que cette unité est immense ! (Environ 600 000 milliards de milliards d'unités).

De la même manière qu'une ramette de feuilles contient 500 feuilles. Une mole de carbone contient $N_A (= 6,02 \times 10^{23})$ atomes de carbone.

On retrouve encore une fois une situation de proportionnalité traduite dans le tableau ci-dessous :

Nombre d'entités	Quantité de matière
$N_A (= 6,02 \times 10^{23})$ entités	1 mole
N entités	n mole(s)

- Une **mole** d'entités (atomes, ions ou molécules) d'une espèce est un « lot » de $6,02 \times 10^{23}$ entités.



- La **constante d'Avogadro** N_A est le nombre d'entités dans une mole :
$$N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$
- La **quantité de matière** n représente le nombre de « lots » :
n en mole $\longrightarrow n = \frac{N}{N_A}$ ← sans unité
← N_A en mol^{-1}

Exemple

- **Quantité de matière n** de dioxyde de carbone contenue dans un échantillon de masse $m = 10 \text{ kg}$:

$$n = \frac{N}{N_A}$$

n =

n =

Comparaison avec d'autres grandeurs physiques :

Grandeur	Notation de la grandeur	Unité de mesure	Symbole de l'unité	Exemple
masse	m	gramme	g	m = 500 g
volume	V	litre	L	V = 2,5 L
quantité de matière	n	mole	mol	n = 3,6 mol

Demander la quantité de matière présente dans un échantillon revient donc à calculer le nombre de mole(s) qu'il contient ; Tout comme demander la masse d'un objet revient à calculer son nombre de gramme !