

Déterminer des quantités de matière

1. Compter les atomes : la mole, unité de quantité de matière

Lorsqu'on achète du riz, il n'est pas pratique de compter en nombre de grains de riz car il serait trop fastidieux de les compter. On préfère les rassembler par grand nombre, dans des ensembles dont on connaît la masse : par exemple le **paquet de 1 kg**.

A VOUS DE JOUER

Masse d'un grain de riz : $m_{\text{grain}} = 0,02 \text{ g}$

Masse d'un paquet de riz : $M = 1 \text{ kg}$

Nombre de grains de riz dans un paquet : $N =$

Calculer la quantité de matière correspondant à une masse $m=20 \text{ g}$ de riz (en nombre de paquets) :

$n =$

Quelle masse de riz faut-il peser pour obtenir une quantité de matière de 0,25 paquet ?

$m =$

Ce qui est vrai pour le riz l'est aussi pour les atomes, molécules, ions, bref les objets que le chimiste manipule ... prenons le cas de l'élément carbone, qui sert aujourd'hui de référence pour définir le « paquet chimique », la **mole**. En effet, compter la matière en nombre d'atomes n'est pas pratique étant donné que la masse d'un atome est de l'ordre de 10^{-26} à 10^{-25} kg . Comme pour le riz, on préfère les compter en moles, c'est-à-dire en paquets d'un grand nombre d'entités chimiques dont on connaît la masse. On a choisi de la fixer de la manière suivante : une mole de carbone 12 (^{12}C) pèse 12 g.

Rq : Il aurait été plus logique de prendre comme référence l'hydrogène, l'élément le plus léger. En fait, c'est ce que les chimistes du XIXe siècle avaient d'abord fait. Mais on s'est vite rendu compte qu'il était bien plus facile de peser du carbone que de l'hydrogène, d'où le changement de référence !

A VOUS DE JOUER

Masse d'un atome de carbone : $m_{\text{C}} = 1,993 \cdot 10^{-23} \text{ g}$

Masse d'une mole de carbone : $M = 12 \text{ g}$ (M est appelé **masse molaire** de l'atome de carbone)

Nombre d'entités chimiques dans une mole : $N =$

Calculer la quantité de matière correspondant à une masse $m=20 \text{ g}$ de carbone (en nombre de moles) : $n =$

Quelle masse de carbone 12 faut-il peser pour obtenir une quantité de matière de 0,25 mole ?

$m =$

Quelle quantité de molécules d'eau contient une bouteille de 1,5 L en moles, puis en nombre de molécules ?

$n =$

DEFINITION

Une **mole** est un groupement d'un nombre $N_{\text{A}}=6,02 \cdot 10^{23}$ entités chimiques identiques (atomes, molécules ou ions). N_{A} est appelé **nombre d'Avogadro**.



Amedeo Avogadro
(1776-1856)

Amedeo Avogadro était un génie incompris par ses contemporains. Vers 1811, il fait une hypothèse dont la hardiesse a laissé pantois la plupart de ses collègues. Sans appareil d'optique (qu'on est incapable de construire à l'époque) il va trouver un moyen de compter les atomes et molécules dans les gaz ... alors même que ni la notion d'atome, ni celle de molécule ne sont clairement définies ni prouvées !

Malheureusement Avogadro n'a pas réussi à trouver beaucoup de soutien pour défendre sa théorie. Il meurt en 1856 sans voir son génie reconnu ... Ironie de l'histoire celle-ci le sera 4 ans plus tard au congrès de Karlsruhe de 1860, grâce au plaidoyer de son compatriote Cannizzaro.

Remarques :

- La masse molaire atomique du carbone 12 est, par convention, de 12 g.mol^{-1} exactement, c'est-à-dire **sans incertitude** (c'est un nombre qu'on a fixé par convention).
- La masse atomique relative du carbone 12, c'est-à-dire la masse d'un atome de carbone 12, peut être exprimée en **unité de masse atomique (u)** : $m(^{12}\text{C})=12 \text{ u}$.
- En réalité, les masses molaires atomiques et les masses molaires moléculaires sont entachées d'une incertitude. Par exemple, pour l'élément carbone, qui est en réalité un mélange d'isotopes (il n'y a pas que du carbone 12 mais aussi du carbone 13 et du carbone 14) : $M(\text{C}) = (12,01074 \pm 0,0008) \text{ g.mol}^{-1}$.
- Le nombre d'Avogadro est lui aussi entaché d'une incertitude car on ne connaît pas la masse des atomes de manière absolue (ils sont le résultat d'une mesure). Mais cette incertitude est très faible : elle est de 2.10^{-8} (incertitude relative).
- **Ces incertitudes sont très faibles au regard des incertitudes expérimentales sur les mesures de volumes, de masses, etc. En pratique, on les considèrera comme étant nulles et on les négligera dans les calculs d'incertitudes.**

2. Concentration molaire et concentration massique

Lorsqu'une espèce chimique est dissoute dans un solvant, il faut connaître la concentration de cette espèce chimique, appelée soluté.

1.1. Concentration molaire apportée d'une espèce chimique

Elle est définie par le rapport de la quantité de matière de soluté par le volume de solution :

$$c = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$$

c s'exprime généralement en mol.L^{-1} .

1.2. Concentration massique apportée d'une espèce chimique

Elle est définie par le rapport de la masse de soluté par le volume de solution :

$$c_m = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$$

c_m s'exprime généralement en g.L^{-1} .

On montre facilement que la concentration molaire et la concentration massique sont liées par la relation suivante :

$$c_m = c \cdot M$$

Où M est la masse molaire du soluté considéré.

A VOUS DE JOUER

On dissout 7 g de chlorure de sodium dans 1 litre d'eau. $M(\text{Na}) = 22,99 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{Cl}) = 35,45 \text{ g.mol}^{-1}$

Calculer :

- La concentration molaire apportée en chlorure de sodium
- La concentration molaire apportée en ions chlorure
- La concentration massique apportée en chlorure de sodium
- La concentration massique apportée en ions chlorure

3. Fraction massique d'une solution

Il est fréquent, pour exprimer la quantité d'une espèce chimique dissoute dans un solvant, d'utiliser la **fraction massique** :

$$w = \frac{m_{\text{soluté}}}{m_{\text{solution}}}$$

La fraction massique est donc une grandeur sans dimension, on l'exprime généralement en %. Lorsque les quantités sont très petites (traces) on utilise les ppm (parties par millions).

Pour déterminer une concentration à partir d'une fraction massique (ou *vice-versa*) il est nécessaire d'avoir accès à la masse volumique, ou bien à la densité de la solution :

$$\rho = \frac{m_{\text{solution}}}{V_{\text{solution}}}$$

ρ s'exprime en kg.m^{-3} dans le système international, mais d'autres unités comme le g.L^{-1} sont usuellement utilisées.

$$d = \frac{\rho}{\rho_0}$$

Où ρ_0 est une masse volumique de référence. d est donc une grandeur sans dimension. Pour les liquides la masse volumique de référence est celle de l'eau pure à 4 °C et à pression atmosphérique : $\rho_0 = 1000 \text{ kg.m}^{-3}$.

A VOUS DE JOUER

La fiche technique d'une solution d'acide chlorhydrique à 37 % indique qu'elle contient des traces de matières organiques (fraction massique : 5 ppm) ainsi que du brome à raison de 0,05 %. La densité de cette solution à 20 °C est de 1,19. $M(\text{H}) = 1,01 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{Cl}) = 35,45 \text{ g.mol}^{-1}$.

Calculer :

- La concentration massique apportée en chlorure d'hydrogène :
- La concentration molaire apportée en chlorure d'hydrogène :
- La concentration massique apportée en matières organiques :
- La concentration massique apportée en élément brome :

4. L'altération des solutions

IMPORTANT

Certaines solutions ont une conservation limitée dans le temps, en raison de leur altération. Il faut donc se méfier de la concentration affichée, qui ne correspond peut être plus à la valeur actuelle !

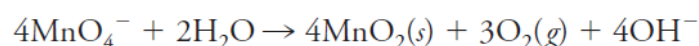
Pour cette raison, il est nécessaire d'étalonner les solutions dont on a besoin de connaître précisément la concentration, juste avant de les utiliser. Il est également nécessaire de les conserver dans des conditions spécifiques.

Solution de soude (hydroxyde de sodium)

Cette solution se "carbonate" : le dioxyde de carbone contenu dans l'air se dissout dans l'eau, ce qui a pour effet d'acidifier le milieu (formation d'acide carbonique H_2CO_3). Puis une réaction acido-basique a lieu entre les ions hydroxydes et l'acide carbonique pour former les ions carbonate. Le remplissage "à ras bord" du flacon permet de diminuer la quantité de dioxyde de carbone qui peut se solubiliser.

Solution de permanganate

Théoriquement, cette solution ne peut pas exister car elle n'est pas stable. En effet, les ions permanganates oxydent l'eau, il y a dégagement de dioxygène et formation de dioxyde de manganèse (précipité brun) si la solution n'est pas acide.



En milieu acide, la coloration disparaît peu à peu par formation d'ions manganèse (solution incolore). Cependant, la cinétique de sa décomposition est très lente : il est donc possible de la conserver quelques semaines dans un flacon brun opaque aux UV (qui accélèrent la réaction).