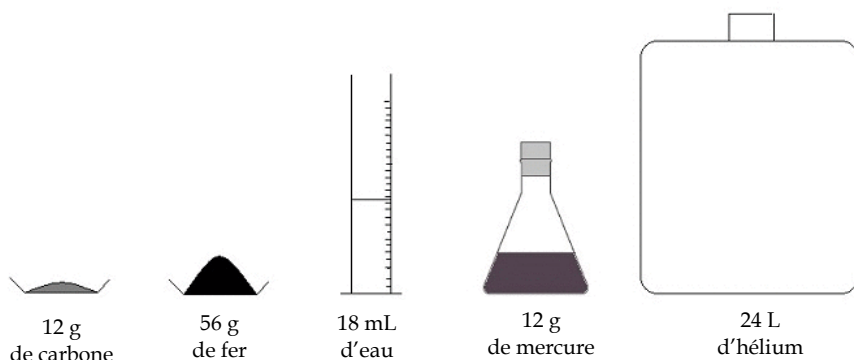


La façon de compter des chimistes

L'atome est tout petit (10^{-10} m) ; la molécule n'est pas beaucoup plus grande (10^{-9} m) comparée à la paille du laboratoire. Dur dur, la vie de chimiste : lorsqu'il mélange deux échantillons et qu'il observe une transformation, ce sont les atomes des molécules qui se réarrangent à l'échelle microscopique. Au laboratoire, à l'échelle macroscopique, il manipule les atomes... mais en très très grandes quantités à la fois.

Grâce à des unités adaptées, le chimiste peut facilement passer de l'échelle microscopique à l'échelle macroscopique, et inversement... Et il n'a pas le choix.



Quel est le point commun entre ces 5 échantillons ?

Voilà ce que nous appellerons « l'énigme du capitaine Haddock ».

Il a fallu doter les chimistes d'un outil de calcul aussi simple et efficace que l'est la douzaine à l'huître ou la ramette à la feuille de papier... bien qu'il soit clair que le « paquet » du chimiste soit considérablement plus grand (il faut beaucoup d'atomes ou de molécules pour former un échantillon macroscopique). Ce paquet a été dénommé **mole** et noté **mol**.

Dans sa classification périodique, Mendeleiev avait remarqué que les éléments avaient des masses relatives multiples les unes des autres : si l'hydrogène – élément le plus simple et léger – a une masse unitaire, le carbone a une masse 12 fois plus importante, l'oxygène 16 fois, etc.

Le choix est purement conventionnel : on aurait pu poser qu'une mole contient autant d'atomes qu'1 g d'hydrogène. De fait, le choix s'est porté sur le carbone et la définition est la suivante.

Une mole d'entités contient autant d'entités qu'il y a d'atomes dans 12 g de carbone isotope 12. Ce nombre, noté N_A , est appelé nombre d'Avogadro et vaut

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$$

La mole est le paquet du chimiste, tout comme la ramette est le paquet de l'imprimeur.

Se rendre compte de l'énormité du nombre d'Avogadro

- Une mole de secondes serait décomptée en 4 millions de fois l'âge estimé de la Terre (4,5 milliards d'années).
- En empilant des feuilles de papier (épaisseur 110 μ g), 1 mol de feuilles donnerait une pile de 6 000 années-lumière de haut.

La mole est l'unité de quantité de matière notée n : tout échantillon d'une espèce chimique du laboratoire est caractérisée par sa quantité de matière n , exprimée en mol, donnant la quantité d'entités microscopiques de l'espèce chimique qu'il renferme.

Voyons comment les calculs sont effectués au laboratoire.

Le constat de Mendeleiev peut alors être transposé en termes de masses molaires atomiques.

	H	C	N	O	Na	Cl
M (g.mol ⁻¹)	1,0	12,0	14,0	16,0	23,1	35,5



Dans ce tableau, la **masse molaire M** d'un atome correspond à la masse d'une mole d'atomes : elle s'exprime donc en grammes pour 1 mol, soit $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$. Ainsi, par définition, 1 mol d'atomes de carbone pèse 12,0 g : $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$. Connaissant la formule brute d'une molécule, il devient possible de déterminer sa masse molaire, en ajoutant celle des atomes la constituant.

1. Calculer la masse molaire moléculaire de l'eau H_2O , du glucose $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ et de l'hydroxyde de sodium NaOH .

Au laboratoire, la quantité d'un **échantillon solide** est estimée par mesure de sa masse m en grammes (g). La donnée de la masse molaire M de l'espèce qu'il renferme permet d'en déduire rapidement la quantité de matière n de l'échantillon :

Masse (g)	Quantité de matière (mol)
M	1
m	n

$$n = \frac{m}{M}$$

Diagram showing the derivation of the formula $n = \frac{m}{M}$. The unit 'mol' is indicated for n , 'g' for m , and 'g.mol⁻¹' for M .

2. Connaissant $M(\text{Fe}) = 55,8 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ et $M(\text{Hg}) = 200,6 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, commenter l'énigme du capitaine Haddock.

Au laboratoire, la quantité d'un **échantillon liquide** est estimée par mesure de volume V en litre (L). La donnée de la masse volumique ρ est alors nécessaire pour déterminer la quantité de matière n de l'échantillon :

volume (L)	Masse (g)
1	ρ
V	m

$$n = \frac{m}{M} = \frac{\rho \times V}{M}$$

Diagram showing the derivation of the formula $n = \frac{m}{M} = \frac{\rho \times V}{M}$. The unit 'mol' is indicated for n , 'g.L⁻¹' for ρ , 'L' for V , and 'g.mol⁻¹' for M .

3. Commenter l'énigme du capitaine Haddock avec l'eau.

Pour les **échantillons gazeux**, on utilise le volume molaire V_m : en effet, selon la loi d'Avogadro-Ampère, 1 mol de gaz occupe toujours le même volume, quel que soit le gaz, à conditions de température et de pression données. Par exemple, à 25°C sous pression atmosphérique, $V_m = 24,0 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$.

volume (L)	Quantité de matière (mol)
V_m	1
V	n

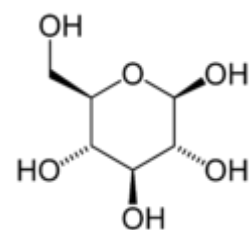
$$n = \frac{V}{V_m}$$

Diagram showing the derivation of the formula $n = \frac{V}{V_m}$. The unit 'mol' is indicated for n , 'L' for V , and 'L.mol⁻¹' for V_m .

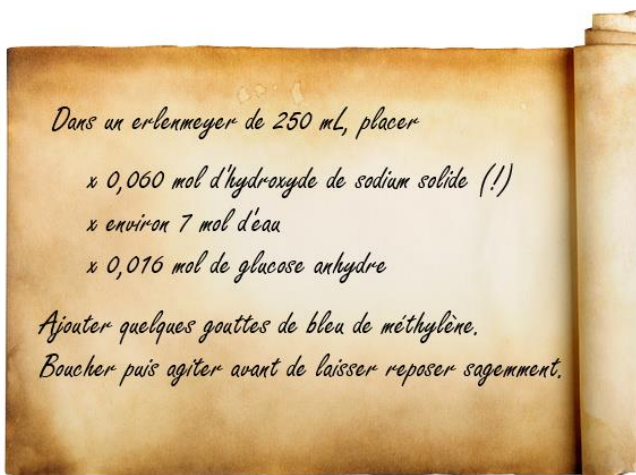
4. Conclure sur l'énigme du capitaine Haddock avec l'hélium.

Pour aller plus loin... Le glucose et ses propriétés réductrices.

La plupart des méthodes de mesure de la **glycémie** utilisent une enzyme (molécule catalyseur), la glucose-oxydase : en présence de dioxygène, l'enzyme oxyde le glucose en gluconolactone avec libération d'eau oxygénée ; le glucose libre peut alors être dosé par spectrométrie pour caractériser, par exemple, un état diabétique.



la molécule de glucose



Magique : réaliser une bouteille bleue

La réduction du bleu de méthylène en milieu aqueux basique est assez spectaculaire : comme toute réaction chimique, en revanche, elle ne se produit qu'en présence des bonnes quantités de réactifs. Voici le protocole expérimental.

Comment ça marche ?

→ <http://www.herigault.fr/sciencesphysiques/Terminale/Exercices/C37pvb.htm>



Concentration sur les solutions

Une solution est constituée d'un solvant *ultramajoritaire* et de solutés dissous. Si le solvant est l'eau, on parle d'une solution *aqueuse*.

Chaque soluté est caractérisé par sa concentration, qui exprime sa teneur par litre de solution :

- en quantité de matière : on parle de **concentration molaire** c du soluté, donnée en mol pour 1 L soit : mol.L⁻¹.

volume (L)	Quantité de matière (mol)
1	c
V	n

$$c = \frac{n}{V}$$

mol.L⁻¹ (pointing to c), mol (pointing to n), L (pointing to V)

- en masse : on parle de **concentration massique** c_m du soluté, donnée en g pour 1 L soit : g.L⁻¹.

volume (L)	masse (g)
1	c_m
V	m

$$c_m = \frac{m}{V}$$

g.L⁻¹ (pointing to c_m), g (pointing to m), L (pointing to V)

Résultat

Glycémie à jeun 8,1 mmol/L

Cholestérol total 1,86 g/L

Pour la glycémie, une recherche rapide fournit la fourchette normale : 0,75 g/L – 1,10 g/L. Le patient doit-il s'inquiéter ?

Une vraie question de prof : le patient présente-t-il plus de molécules de cholestérol C₂₇H₄₆O que de glucose C₆H₁₂O₆ par litre de sang ?

