

## Chapitre 3 : Quantifier la matière

1. La mole
2. La quantité de matière
3. Les solutions aqueuses
4. Fabrication de solutions aqueuses

### 1. La mole

Lorsqu'on désire acheter des bonbons, on doit les prendre par paquets. Il n'est guère possible et peu pratique de les acheter à l'unité.

Pour la même raison, on quantifie les atomes ou les molécules par paquets car il est impossible de considérer de telles entités une à une.

Si par exemple les TicTac® sont vendus par paquets de 80 pièces (= **une boîte**), les atomes ou les molécules sont eux comptés par paquets de 602 mille milliards de milliards de pièces (= **une mole**).



#### A retenir :

Les atomes et molécules qui constituent la matière sont des entités extrêmement petites et légères. Aussi, en chimie, on ne peut travailler avec qu'en les prenant par paquets.

- Ces paquets appelés **moles** (abrév. **mol**) possèdent tous exactement la même quantité d'éléments :  $6,022 \times 10^{23}$ .
- Ce nombre d'éléments par mole (ou paquet), est appelé "**nombre d'Avogadro**" et est noté  $N_A$  ou  $\mathcal{N}$ .
- Ainsi :  $N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ éléments} \cdot \text{mol}^{-1}$

#### Exercice 1 :

- a. Si une boîte de TicTac® contient 80 bonbons, combien de bonbons trouve-t-on dans 3 boîtes ?
- b. Sachant qu'une mole de fer contient  $6,022 \times 10^{23}$  atomes de fer, combien trouve-t-on d'atomes de fer dans 3 moles ?
- c. Si une personne veut disposer de 400 TicTac®, combien de boîtes doit-elle acheter ?
- d. Si une personne veut disposer de  $3,2 \times 10^{24}$  atomes de fer, combien de moles de fer doit-elle prendre ?
- e. Combien de molécules trouve-t-on dans une mole de molécules de dioxygène ? Combien d'atomes ?

#### Exercice 2 :

- a. Sachant qu'un litre d'eau pure contient  $55,6 \text{ mol}$  de molécules d'eau, en déduire la masse d'une mole de molécules d'eau.
- b. Combien de molécules d'eau trouve-t-on dans ce litre ?
- c. Sachant qu'un atome d'hydrogène a une masse de  $m_H = 1,661 \times 10^{-24} \text{ g}$  et qu'un atome d'oxygène a une masse de  $m_O = 2,657 \times 10^{-23} \text{ g}$ , déterminer la masse d'une molécule d'eau.
- d. En déduire la masse d'une mole de molécules d'eau. Ce résultat est-il en accord avec la question a. ?

### 2. La quantité de matière

Comme déterminé précédemment, la masse d'une mole d'eau vaut  $18,0 \text{ g}$ .

On écrira donc que la **masse molaire** (= masse d'une mole) notée **M** de l'eau vaut :  $M_{H_2O} = 18,0 \text{ g/mol}$

Ainsi, on peut écrire que :

**1 mol** de  $H_2O$  a une masse de  $m = 1 \times 18,0 = 18,0 \text{ g}$

On en déduit donc que :

**2 mol** de  $H_2O$  ont une masse de  $m = 2 \times 18,0 = 36,0 \text{ g}$

Et donc :

**3 mol** de  $H_2O$  ont une masse de  $m = 3 \times 18,0 = 54,0 \text{ g}$

D'où, d'une manière générale :

**n mol** de  $H_2O$  ont une masse de  $m = n \times 18,0 \text{ g}$

#### A retenir :

La masse **m** que représente une quantité **n** d'une espèce chimique de masse molaire **M** est donnée par la relation :

$$m =$$

#### Remarque :

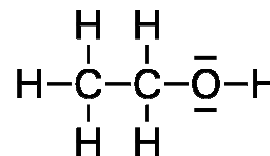
« Déterminer la quantité de matière... » signifie « Déterminer le nombre de moles... ».

#### Exercice 3 :

- a. Sachant que  $2,5 \text{ mol}$  de saccharose ont une masse de  $855 \text{ g}$ , déterminer la masse molaire **M** du saccharose.
- b. Déterminer la quantité de matière présente dans  $100 \text{ g}$  de saccharose.

#### Exercice 4 :

- Déterminer la masse d'une molécule d'éthanol à l'aide de la formule de Lewis ci-contre.
- En déduire la masse molaire  $M$  de l'éthanol.
- Déterminer la quantité de matière dans un litre d'éthanol sachant que sa masse volumique  $\rho$  vaut  $0,789 \text{ kg/L}$ .



### 3. Les solutions aqueuses

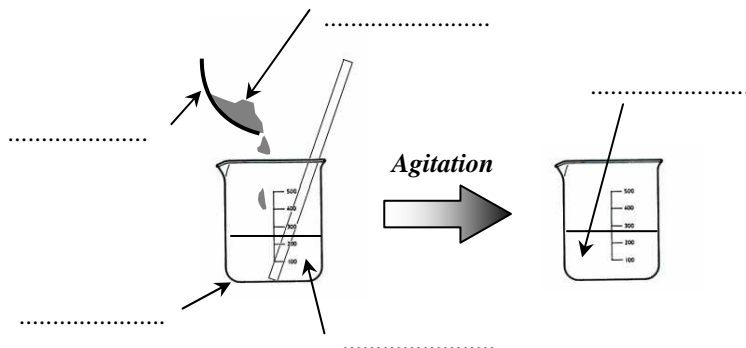
#### 3.1. Définitions

En chimie, une **solution** est le mélange d'un **solvant** et d'un ou plusieurs **solutés**.

Annoter le schéma ci contre.

#### A retenir :

Une solution dont le solvant principal est l'eau est appelée **solution aqueuse**.



#### 3.2. La concentration en masse

#### Exercice 5 :

On introduit une masse  $m = 10 \text{ g}$  de sucre dans un récipient contenant un volume  $V = 2,5 \text{ L}$  d'eau.

- Déterminer le solvant et le soluté lors de cette dissolution.
- Quelle masse de sucre trouve-t-on dans un litre de la solution ainsi préparée ?
- En déduire la concentration massique de cette solution en  $\text{g/L}$ .

#### A retenir :

La concentration en masse (ou titre massique) notée  $t$  d'une solution est la masse de soluté par litre de solution :

$t =$

**Solution saturée** (d'après <https://www.futura-sciences.com/planete/questions-reponses/mer-mer-morte-elle-si-salee-7215/>)

La mer Morte ne contient pas moins de 28 % de sel. Un chiffre presque incroyable lorsqu'on le compare au taux de salinité moyen des autres mers et océans de notre planète qui oscille entre 2 et 4 %.

De manière générale, le sel dissout dans les mers et les océans qui recouvrent largement la surface du Globe est issu de l'érosion de la croûte terrestre. Ce sont les rivières et les fleuves qui les alimentent en sels divers et variés. Concernant la mer Morte (qui n'est en réalité qu'un lac), on estime que le Jourdain lui apporte quelque 850.000 tonnes de sel par an. Mais aujourd'hui, on évalue à 90 % au moins, le volume d'eau qui approvisionnait traditionnellement la mer Morte et qui est détourné à des fins d'irrigation.



Ajoutez à cela juste ce qu'il faut d'évaporation naturelle et vous ferez baisser le niveau de la mer Morte d'environ un mètre par an. Vous comprendrez d'où lui vient cette salinité hors du commun !

Ajouter du sel à de l'eau influe sur sa densité. L'opération a tendance à la faire augmenter. Ainsi, selon le principe énoncé par le célèbre Archimède, un corps humain plongé dans l'eau subit une poussée verticale, dirigée du bas vers le haut, et égale au poids du volume d'eau déplacé par le corps. Comme l'eau de mer (et d'autant plus celle de la mer Morte dont la masse volumique atteint les  $1.250 \text{ kg/m}^3$ ) est plus lourde que l'eau douce, nous flottons mieux dans la mer Morte que dans le bassin olympique de la piscine municipale.

#### Exercice 6 :

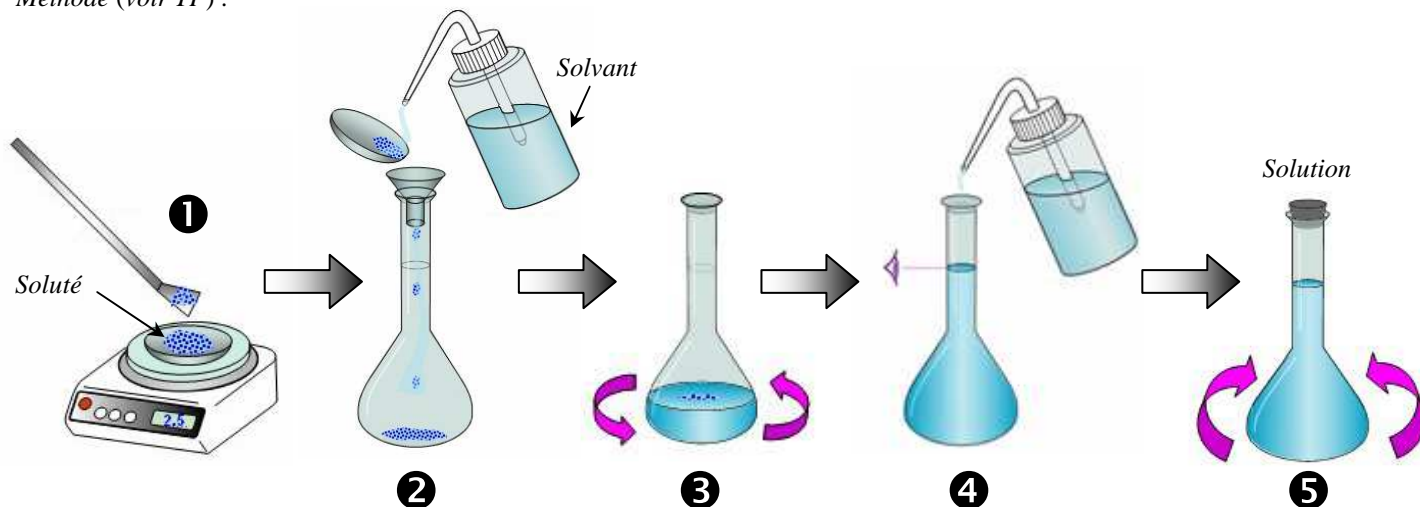
- A l'aide du texte précédent, retrouver la masse en grammes d'un litre d'eau de la Mer Morte ?
- En déduire la masse de sel que l'on trouve dans un litre de cette eau.
- Lorsqu'on cherche à dissoudre du sel dans de l'eau, on ne peut pas y dissoudre plus de 350 g par litre de solution. Ainsi, la concentration maximale de sel dans l'eau est de  $350 \text{ g/L}$ . Expliquer alors les dépôts blancs observés aux abords de la Mer Morte.

## 4. Fabrication de solutions aqueuses

### 4.1. Fabrication par dissolution

Lors d'une dissolution, on dissout un soluté dans un solvant.

Méthode (voir TP) :



**A noter :**

- Si la solution obtenue contient des ions, on parle de **solution ionique**.  
Exemple : eau salée :  $\text{H}_2\text{O} + \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$
- Si la solution obtenue contient des molécules, on parle de **solution moléculaire**.  
Exemple : eau sucrée :  $\text{H}_2\text{O} + \text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$

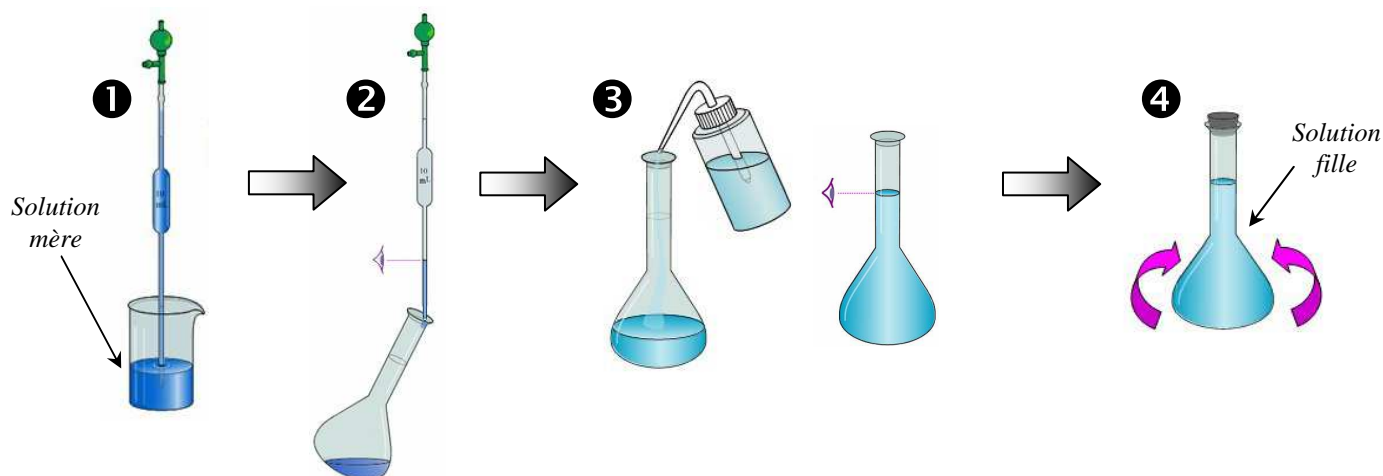
#### Exercice 7 :

Commenter chaque étape numérotée en précisant la verrerie utilisée.

### 4.2. Fabrication par dilution

Une dilution consiste à diluer une solution aqueuse (solution mère) de manière à obtenir une nouvelle solution de concentration moins élevée (solution fille).

Méthode (voir TP) :



#### Exercice 8 :

Commenter chaque étape numérotée en précisant la verrerie utilisée.

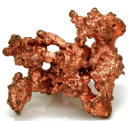
- Données générales :**
- masse d'un proton :  $1,673 \times 10^{-27} \text{ kg}$
  - masse d'un neutron :  $1,675 \times 10^{-27} \text{ kg}$
  - masse d'un électron :  $9,1 \times 10^{-31} \text{ kg}$
  - nombre d'Avogadro :  $6,022 \times 10^{23} \text{ entités/mol}$

## Exercice 1 : Le métal cuivre Cu

Le cuivre est le plus ancien métal utilisé par l'homme. Dans le tableau périodique des éléments, il est de la même famille que l'argent et l'or.

Naturellement présent dans la croûte terrestre, le cuivre à faible dose est essentiel au développement de toute forme de vie. Il est majoritairement utilisé par l'homme sous forme de métal. Le cuivre pur est un des seuls métaux colorés avec l'or et l'osmium. Il présente sur ses surfaces fraîches une teinte ou un éclat métallique rose saumon : il est de fait très apprécié en orfèvrerie et en bijouterie.

L'isotope de cuivre le plus commun sur Terre est le  $^{63}\text{Cu}$ .



			5 B
			13 Al
28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga
46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In

- Comment se positionne l'élément or (Au) dans le tableau périodique par rapport à l'élément cuivre ou à l'élément argent ?
- Compléter l'écriture conventionnelle de l'atome de cuivre  $^{63}\text{Cu}$ .
- Déterminer la masse molaire  $M_{\text{Cu}}$  du cuivre.
- Sachant que l'atome de cuivre cherche le plus souvent à perdre 2 électrons pour devenir plus stable, donner la formule de l'ion obtenu après une telle transformation. De quel type d'ion s'agit-il ?
- Donner l'écriture conventionnelle complète d'un autre isotope possible du  $^{63}\text{Cu}$ .

## Exercice 2 : Recherche d'un élément chimique

Un atome possède 5 neutrons dans son noyau. Sa masse est égale à  $1,507 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$ .

- Rechercher le numéro atomique de cet atome.
- En déduire l'écriture conventionnelle de cet atome.
- Quel est l'ion le plus stable qu'il peut donner ? Indiquer sa formule chimique.
- Donner la structure électronique de cet ion. A quelle famille d'éléments chimiques appartient-il ?

## Exercice 3 : Dissolution ou dilution ?

On mélange 5,85 g de sel en poudre  $\text{NaCl}_{(\text{s})}$  avec de l'eau distillée de manière à obtenir 0,40 L de solution d'eau salée. Il se produit la réaction suivante :



- La solution ainsi fabriquée a-t-elle été faite par dissolution ou par dilution ? Justifier.
- Calculer la concentration en masse  $t$  de la solution d'eau salée obtenue.
- Sachant que la masse molaire du sel est de  $M = 58,5 \text{ g/mol}$ , quelle quantité de sel a-t-on dissout pour faire cette solution ?

## Exercice 4 : Vrai ou faux ?

**V F**

- |                          |                          |  |
|--------------------------|--------------------------|--|
| <input type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> | Il y a le même nombre d'atomes dans une mole de fer que dans une mole d'hydrogène.   |
| <input type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> | Deux isotopes font partie d'un même élément chimique.  |
| <input type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> | Les atomes et les molécules sont toujours des entités électriquement neutres.  |
| <input type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> | Une solution ionique est neutre car elle contient toujours autant de cations que d'anions.   |
| <input type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> | Dans une mole d'eau on retrouve 2 moles d'atomes d'oxygène et une mole d'atomes d'hydrogène.   |
| <input type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> | Un ensemble de $2,4 \times 10^{23}$ atomes de soufre représente une quantité d'environ 0,4 mol.                                      |
| <input type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> | L'unité mol est l'abréviation de « molécule ».   |
| <input type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> | Si l'on dissout 0,30 g de sulfate de cuivre dans de l'eau distillée pour un volume final de 200 mL, alors $t = 0,0015 \text{ g/L}$ . |
| <input type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> | Un atome d'oxygène a sensiblement la même masse qu'un ion oxygène $\text{O}^{2-}$ .  |
| <input type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> | L'isotope $^{14}\text{C}$ est plus léger que l'isotope $^{12}\text{C}$ .   |
| <input type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> | Les atomes $^{14}_7\text{N}$ et $^{14}_8\text{N}$ sont deux isotopes.  |
| <input type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> | La population humaine sur Terre totalise plusieurs dizaines de moles d'individus.  |
| <input type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> | Dans une mole de saccharose $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ il y a 12 moles d'atomes d'hydrogène.                                |
| <input type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> | L'atome d'hydrogène $^1_1\text{H}$ , appelé protium, est deux fois plus léger que l'atome d'hélium $^4_2\text{He}$ .                 |