

# QUANTITES DE MATIERE SOLUTIONS AQUEUSES

## 1- Quantité de matière

### 1.1- La mole

Pour compter les atomes et les molécules constituant un échantillon de matière à l'échelle humaine, le chimiste utilise une nouvelle unité, la mole, de symbole mol. C'est l'unité de quantité de matière, notée  $n$ .

La mole est la quantité de matière d'un système contenant autant d'entités élémentaires (atomes, ions ou molécules) qu'il y a d'atomes de carbone dans 12g de carbone 12, c'est-à-dire  $6,02 \cdot 10^{23}$  atomes de carbone.

Une mole d'atomes, de molécules ou d'ions contient  $6,02 \cdot 10^{23}$  atomes, molécules ou ions.

Ce nombre est la constante d'Avogadro, notée:

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Par exemple:

- Dans une mole d'atomes d'oxygène, il y a  $6,02 \cdot 10^{23}$  atomes d'oxygène.
- Dans une mole de molécules d'eau, il y a  $6,02 \cdot 10^{23}$  molécules d'eau.
- Dans une mole d'ions sulfate, il y a  $6,02 \cdot 10^{23}$  ions sulfate.
- Dans une mole de balles de tennis, il y a  $6,02 \cdot 10^{23}$  balles de tennis.

Le nombre d'entités chimiques élémentaires  $N$  contenues dans un échantillon de matière est proportionnel à la quantité de matière  $n$ . Le coefficient de proportionnalité est la constante d'Avogadro  $N_A$ .

$$N = n \times N_A \quad \text{ou} \quad n = \frac{N}{N_A}$$

$N$ : Nombre d'entité (sans unité) $n$ : Quantité de matière (mol) $N_A$ : Nombre d'Avogadro ( $\text{mol}^{-1}$ )
--

Par exemple:

- Le nombre d'atomes de cuivre  $N$  contenus dans 2,5mol est:  

$$N = 2,5 \times 6,02 \cdot 10^{23} = 1,5 \cdot 10^{24} \text{ atomes}$$
- La quantité de matière cuivre représentée par  $2,0 \cdot 10^{22}$  atomes de cuivre est:

$$n = \frac{2,0 \cdot 10^{22}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 3,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

## 1.2- La masse molaire

### a- Masse molaire atomique

La masse molaire atomique  $M$  d'un échantillon est la masse d'une mole de cet élément. Son unité est le  $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Par exemple, la masse d'une mole de carbone étant égale à  $12\text{g}$ , alors la masse molaire du carbone vaut  $12\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Remarque: Le symbole d'un élément représente une mole d'atomes de cet élément.

Les masses molaires atomiques des 18 premiers éléments de la classification sont données dans le tableau suivant.

$^1_1\text{H}$  1s <sup>1</sup> 1,00g.mol <sup>-1</sup>	$^4_2\text{He}$  1s <sup>2</sup> 4,00g.mol <sup>-1</sup>						
$^7_3\text{Li}$  1s <sup>2</sup> 2s <sup>1</sup> 6,94g.mol <sup>-1</sup>	$^9_4\text{Be}$  1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 9,01g.mol <sup>-1</sup>	$^{11}_5\text{B}$  1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup> 10,81g.mol <sup>-1</sup>	$^{12}_6\text{C}$  1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup> 12,01g.mol <sup>-1</sup>	$^{14}_7\text{N}$  1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup> 14,02g.mol <sup>-1</sup>	$^{16}_8\text{O}$  1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup> 16,00g.mol <sup>-1</sup>	$^{19}_9\text{F}$  1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup> 19,00g.mol <sup>-1</sup>	$^{20}_{10}\text{Ne}$  1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 20,18g.mol <sup>-1</sup>
$^{23}_{11}\text{Na}$  1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>1</sup> 23,00g.mol <sup>-1</sup>	$^{24}_{12}\text{Mg}$  1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 24,31g.mol <sup>-1</sup>	$^{27}_{13}\text{Al}$  1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup> 26,98g.mol <sup>-1</sup>	$^{28}_{14}\text{Si}$  1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup> 28,09g.mol <sup>-1</sup>	$^{31}_{15}\text{P}$  1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup> 30,97g.mol <sup>-1</sup>	$^{32}_{16}\text{S}$  1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup> 32,07g.mol <sup>-1</sup>	$^{35}_{17}\text{Cl}$  1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup> 35,45g.mol <sup>-1</sup>	$^{40}_{18}\text{Ar}$  1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 39,95g.mol <sup>-1</sup>

### b- Masse molaire moléculaire

La masse molaire moléculaire est la masse d'une mole de molécules. C'est aussi la somme des masses molaires atomiques des atomes composant la molécule.

Par exemple: Dans la molécule d'eau de formule  $\text{H}_2\text{O}$ , il y a deux atomes d'hydrogène  $\text{H}$  et un atome d'oxygène  $\text{O}$ . La masse molaire moléculaire  $M$  de l'eau est:

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times M(\text{H}) + M(\text{O}) = 2 \times 1,0 + 16,0 = 18,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Remarque: La formule d'un corps moléculaire représente une mole de ses molécules.

### c- Masse molaire ionique

Un ion monoatomique ne diffère d'un atome que par un défaut ou un excès d'un ou plusieurs électrons or la masse de ces derniers est négligée lors du calcul d'une masse molaire atomique.

Par conséquent on peut faire l'approximation que la masse molaire d'un ion monoatomique est la même que celle de l'atome dont il dérive.

Par exemple:

- La masse molaire de l'ion sodium  $\text{Na}^+$  correspond à celle de l'atome sodium Na:

$$M(\text{Na}^+) = 23,0 \text{ g/mol}$$

- La masse molaire de l'ion cuivre  $\text{Cu}^{2+}$  correspond à celle de l'atome cuivre Cu:

$$M(\text{Cu}^{2+}) = 63,5 \text{ g/mol}$$

On peut faire la même approximation concernant la masse molaire d'un ion polyatomique, elle est la somme des masses molaires atomiques de ses éléments.

Par exemple:

- L'ion carbonate a pour formule chimique  $\text{CO}_3^{2-}$ , sa masse molaire est:

$$M(\text{CO}_3^{2-}) = M(\text{C}) + 3.M(\text{O}) = 12,0 + 3 \times 16,0 = 60,0 \text{ g/mol}$$

- L'ion acétate a pour formule chimique  $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ , sa masse molaire est:

$$M(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-) = 2.M(\text{C}) + 3.M(\text{H}) + 2.M(\text{O}) = 2 \times 12,0 + 3 \times 1,0 + 2 \times 16,0 = 59,0 \text{ g/mol}$$

Un composé ionique est une espèce chimique solide à température ambiante qui consiste en l'association d'un cation (un ion positif) et d'un anion (un ion négatif).

Sa masse molaire peut être obtenue au choix:

- En additionnant la masse molaire du cation et de l'anion si ces dernières sont connues.
- En additionnant la masse molaire atomique de chaque élément comme on pourrait le faire pour une molécule.

Par exemple:

- La masse molaire du sulfate de cuivre ( $\text{CuSO}_4$ ) peut être obtenue par addition de la masse molaire de l'ion cuivre et de l'ion sulfate:

$$M(\text{CuSO}_4) = M(\text{Cu}^{2+}) + M(\text{SO}_4^{2-}) = 63,5 + 96,1 = 159,6 \text{ g/mol}$$

- On peut également la déterminer par addition de la masse molaire du cuivre, du soufre et de 4 masses molaires de l'oxygène:

$$M(\text{CuSO}_4) = M(\text{Cu}) + M(\text{S}) + 4 \times M(\text{O}) = 63,5 + 32,1 + 4 \times 16,0 = 159,6 \text{ g/mol}$$

### 1.3- Détermination des quantités de matière

#### a- Relation entre quantité de matière et masse

Si la nature et la formule d'une espèce chimique sont connues alors il est possible de déterminer la masse molaire de cette espèce à partir des masses molaires atomiques indiquées dans le tableau périodique (en suivant les méthodes des paragraphes précédents).

Par ailleurs si la masse (m) et la masse molaire (M) d'un échantillon d'une espèce chimique pure

sont connues alors la quantité de matière peut être calculée grâce la relation:

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

n: Quantité de matière de l'espèce chimique (mol)
m: Masse de l'espèce chimique (g)
M: Masse molaire de l'espèce chimique (g.mol <sup>-1</sup> )

Par exemple, la quantité de matière d'une masse m = 39,9g de sulfate de cuivre CuSO<sub>4</sub> de masse molaire M = 159,6 g/mol est:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{39,9}{159,6} = 0,25 \text{ mol}$$

### b- Relation entre quantité de matière et volume d'un liquide

Dans le cas des liquides, il est plus pratique d'accéder à des volumes. Ainsi il est nécessaire de connaître la masse volumique ρ du liquide.

La masse volumique ρ d'un liquide correspond au rapport de sa masse par le volume qu'il occupe.

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

ρ: Masse volumique du liquide (g/mL ou g/cm <sup>3</sup> )
m: Masse du liquide (g)
V: Volume occupée par le liquide (mL ou cm <sup>3</sup> )

Par exemple:

- L'eau liquide a une masse volumique ρ = 1,00 g/cm<sup>3</sup> = 1,00 g/mL  
Ce qui signifie qu'un volume V = 1,0 cm<sup>3</sup> = 1,0 mL d'eau liquide équivaut à une masse m = 1,0 g.
- Le cyclohexane a une masse volumique ρ = 0,77 g/cm<sup>3</sup> = 0,77 g/mL  
Ce qui signifie qu'un volume V = 1,0 cm<sup>3</sup> = 1,0 mL de cyclohexane équivaut à une masse m = 0,77 g.

La quantité de matière n d'un liquide est donc donnée par la relation:

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

n: Quantité de matière de l'espèce chimique (mol)
ρ: Masse volumique du liquide (g/mL ou g/cm <sup>3</sup> )
V: Volume occupée par le liquide (mL ou cm <sup>3</sup> )
M: Masse molaire de l'espèce chimique (g.mol <sup>-1</sup> )

Par exemple, la quantité de matière contenu dans un volume V = 10mL de cyclohexane C<sub>6</sub>H<sub>12</sub> de masse molaire M = 84 g/mol et de masse volumique ρ = 0,77 g/mL est:

$$n = \frac{\rho \times V}{M} = \frac{0,77 \times 10}{84} = 0,094 \text{ mol}$$

### c- - Relation entre quantité de matière et volume d'un gaz

Le volume molaire d'une espèce chimique gazeuse, noté  $V_m$ , est le volume occupé par une mole de cette espèce gazeuse.

Le volume molaire d'un gaz  $V_m$  ne dépend pas de sa nature mais dépend de sa pression et de sa température. Tous les gaz ont le même volume molaire pour une pression et une température donnée.

Dans les conditions normales de température (25 °C) et de pression (1016 hPa) on aura:

$$V_m = 24,0 \text{ L/mol}$$

La relation qui donne la quantité de matière  $n$  d'un volume  $V$  d'un gaz est:

$$n = \frac{V}{V_m} \quad \left| \begin{array}{l} n: \text{Quantité de matière de l'espèce chimique (mol)} \\ V: \text{Volume du gaz (L)} \\ V_m: \text{Volume molaire du gaz (L/mol)} \end{array} \right.$$

Par exemple, la quantité de matière contenu dans un volume  $V = 72,0 \text{ L}$  de dioxyde de carbone CO<sub>2</sub> dans les conditions normales de température et de pression est:

$$n = \frac{V}{V_m} = \frac{72,0}{24,0} = 3,0 \text{ mol}$$

## 2- Les solutions aqueuses

Une solution est un mélange homogène composé:

- D'une espèce chimique liquide constituant le composant majoritaire appelé solvant.
- D'une ou de plusieurs autres espèces chimiques minoritaires appelées de solutés.

### 2.1- Le solvant

Il s'agit du liquide dans lequel est dissous le soluté. Un liquide est un "bon" solvant pour un soluté donné si la solubilité y importante.

Les qualités d'un solvant dépendent:

- Du soluté (par exemple l'eau est un bon solvant pour le sel mais pas pour l'huile).
- De la température (en général la solubilité croît lorsque la température augmente).
- De la pression (surtout pour les solutés gazeux qui se dissolvent en plus grande quantité sous pression plus élevée)
- Du pH (par exemple les solutés acides comme le dioxyde de carbone se dissolvent mieux dans une solution aqueuse basique de pH élevé)

**Une solution est dite aqueuse si le solvant est de l'eau.**

Une solution aqueuse est un mélange homogène constitué majoritairement d'eau et d'autres espèces chimiques dissoutes.

## 2.2- Le soluté

Le soluté est une espèce chimique destinée à se dissoudre dans un solvant.

Les solutés sont le plus souvent des composés initialement solides mais ils peuvent aussi être liquides ou gazeux.

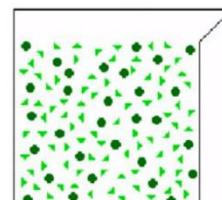
Lors de la dissolution du soluté ses particules (molécules ou ions) se dispersent parmi les molécules de solvant, il perd ainsi son aspect initial (grains, poudre, bulle, liquide) et constitue avec le solvant une seule et même phase liquide où il ne peut plus être distingué (même si ses effets sur la solution peuvent l'être).

Remarque: Dans le cas d'un soluté liquide, ce dernier ne se distingue du solvant que par la proportion utilisée (celui qui est minoritaire joue le rôle de soluté tandis que celui qui est majoritaire joue le rôle de solvant)

## 2.3- Les solutions aqueuses moléculaires

**Une solution aqueuse est dite moléculaire si toutes les espèces chimiques présentes dans l'eau restent sous forme de molécules.**

Ces solutions sont obtenues par dissolution dans l'eau d'un soluté composé uniquement d'espèces chimiques moléculaires (constitués de molécules), ne possédant pas de caractère acide ou basique et ne réagissant pas avec l'eau pour former des espèces chimiques ioniques.



Une solution aqueuse moléculaire peut par exemple être obtenue en choisissant comme soluté du sucre (composé de molécules de saccharose), de la caféine, du paracétamol, du dioxygène, de l'éthanol, etc.

Lors du processus de dissolution les molécules constituant le soluté vont simplement se disperser parmi celles du solvant.

Une solution aqueuse moléculaire est toujours électriquement neutre puisque les molécules d'eau et les molécules de soluté sont elles-mêmes neutres.

Une solution aqueuse moléculaire possède une conductivité électrique très faible car cette dernière est liée à la présence d'ions or ceux présents en solution ne proviennent que:

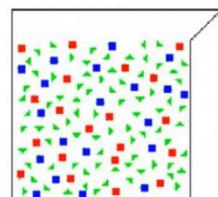
- Des impuretés présentes dans le soluté
- Des gaz dissous (le dioxyde carbone par exemple)
- Des minéraux présents dans l'eau (si l'on n'utilise pas une eau distillée)
- Du phénomène d'autoprotolyse de l'eau (qui forme en très faible quantité des ions hydronium  $\text{H}_2\text{O}^+$  et hydroxydes  $\text{HO}^-$ ).

## 2.4- Les solutions aqueuses ioniques

**Une solution aqueuse est dite ionique si certaines espèces chimiques dissoutes dans l'eau sont des ions.**

Elle résulte de la dissolution dans l'eau d'un composé ionique ou d'une espèce chimique qui réagit avec l'eau pour former des ions (comme une espèce acide qui forme des ions hydrogène ou une espèce basique qui forme des ions hydroxyde).

Le soluté est sous forme d'ions.



Lors du processus de dissolution d'un composé ionique, il se déroule tout d'abord une phase de dissociation lors de laquelle les molécules d'eau vont "séparer" les cations et les anions du composé ionique puis ces derniers vont se disperser.

Une solution ionique est toujours électriquement neutre, elle comporte toujours des anions (négatifs) dont la charge est compensée par celles des cations (positifs). Cette neutralité peut être exploitée pour établir les proportions de cations et d'anions en solution.

Par exemple:

- Si le cation porte une charge élémentaire positive et l'anion une charge élémentaire négative alors leur quantité et leur concentration sont les mêmes.
- Si le cation porte une charge positive et l'anion en porte deux négatives alors la solution contient deux fois plus de cation.
- Si l'anion porte une charge négative et le cation en porte trois positives alors la solution contient trois fois plus d'anions que de cations.

## 2.5- Concentration massique d'une espèce en solution

On appelle concentration massique  $C_m$  d'un soluté la masse de ce soluté dissoute dans un litre de solution.

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

**$C_m$ : Concentration massique ( $\text{g/L}$  ou  $\text{g.L}^{-1}$ )**  
**m: Masse de l'espèce chimique (g)**  
**V: Volume de la solution (L)**

Par exemple:

- Un litre d'une solution d'eau salée de concentration massique  $C_m = 60 \text{ g/L}$  contient 60 g de sel.
- Un litre de solution de caféine de concentration massique  $C_m = 20 \text{ mg/L}$  contient 20 mg de caféine.
- Une solution de volume 500 mL obtenue en dissolvant 4,00 mg de diode aura une concentration massique  $C_m = \frac{4,00}{0,500} = 8,00 \text{ mg/L}$ .

La concentration massique se note  $C_m$ . L'indice "m" (comme "massique") permet de la différencier de la concentration molaire simplement notée "C". Cette notation peut être suivie du nom ou de la formule de l'espèce chimique concernée notée entre parenthèses.

Remarque: la concentration massique du glucose peut être notée soit  $C_m$  s'il n'a aucune autre espèce chimique ou si aucune confusion n'est possible, soit  $C_m(\text{glucose})$  ou soit  $C_m(C_6H_{12}O_6)$ .

Remarque: Le gramme par litre (g/L) est l'unité la plus fréquente mais la concentration massique peut s'exprimer en d'autres unités (mg/L, g/cm<sup>3</sup>, mg/cm<sup>3</sup>, etc).

Étant donné que la concentration massique est une grandeur composée (elle est le rapport de deux grandeurs élémentaires: la masse et le volume) elle ne peut être convertie directement, il n'existe par exemple pas de tableau de conversion.

Pour la convertir il faut:

- Considérer la concentration massique  $C_m$  comme le rapport d'une masse "m" par un volume "V".
- Convertir la masse "m".
- Convertir le volume "V".
- Recalculer la concentration massique avec les valeurs converties de masse et volume.

Par exemple: Une solution de glucose a une concentration massique 0,0321 kg/m<sup>3</sup>. On souhaite la convertir en milligramme par litre (mg/L):

- On peut considérer que cette concentration correspond au rapport d'une masse  $m = 0,0321 \text{ kg}$  par un volume  $V=1,00 \text{ m}^3$ .
- On converti la masse:  $0,0321 \text{ kg} = 32,1 \cdot 10^3 \text{ mg}$
- On converti le volume  $1,00 \text{ m}^3 = 1,00 \cdot 10^3 \text{ L}$
- On recalcule la concentration massique:  $C_m = \frac{32,1 \cdot 10^3}{1,00 \cdot 10^3} = 32,1 \text{ mg/L}$

Remarque: Lorsque la masse de soluté est faible par rapport au volume de solvant on peut faire l'approximation que le volume de solution correspond au volume de solvant. Il est parfois inévitable de faire cette approximation dans un exercice dont l'énoncé ne fournit pas le volume final.

## 2.6- Concentration molaire d'une espèce en solution

La concentration molaire est une grandeur caractérisant toute solution, elle reflète la proportion d'une espèce chimique dissoute (soluté) par rapport à un solvant. La concentration molaire  $C$  d'une espèce chimique est le rapport de la quantité  $n$  (mol) de cette espèce chimique par le volume  $V$  (L) de la solution.

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

C: Concentration molaire (mol/L ou mol.L<sup>-1</sup>)  
 n: Quantité de matière de l'espèce chimique (mol)  
 V: Volume de la solution (L)

La notation  $C$  est souvent accompagnée d'une indication de l'espèce chimique concernée dont le nom ou la formule peut être mentionné entre parenthèses ou en indice.

Le volume  $V$  utilisé pour calculer une concentration molaire est celui de la solution et non celui du solvant mais lorsque la quantité de matière est faible on se permet souvent de faire l'approximation que le volume de la solution est le même que celui du solvant.

Lorsque le terme "concentration" est utilisé sans précision il fait en général référence à la concentration molaire et non à la concentration massique. De même si la notation  $C$  est utilisée sans précision alors elle se réfère en général à la concentration molaire et non massique.

Par exemple:

- Si une solution de 100 mL a été obtenue en dissolvant 0,050 mol de glucose dans de l'eau alors sa concentration molaire sera:

$$C = \frac{0,050}{0,100} = 0,50 \text{ mol/L}$$

- Si on dissout une masse  $m = 2,50$  g de sulfate de cuivre pentahydraté  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  de masse molaire  $M = 249,6$  g/mol dans 500 mL d'eau, alors sa concentration molaire sera:

$$C = \frac{m}{M \times V} = \frac{2,50}{249,6 \times 0,500} = 2,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

## 2.7- Concentration massiques et molaire d'une espèce en solution

Les concentrations massique et molaire peuvent avoir une influence sur l'aspect de la solution:

- Si le soluté est une espèce chimique colorée alors la couleur est d'autant plus intense que la concentration de cette espèce est élevée.
- Si l'espèce chimique dissoute a un goût alors celui-ci sera d'autant plus "fort" que la concentration est élevée.
- Si l'espèce chimique dissoute est acide alors l'acidité de la solution sera d'autant plus forte (et le pH d'autant plus bas) que la concentration est élevée.
- Inversement, si une espèce chimique est basique alors la basicité d'une solution sera d'autant plus forte (et le pH d'autant plus haut) que la concentration molaire est élevée

- Si l'espèce chimique dissoute est un réactif alors la réaction sera d'autant plus rapide que la concentration est élevée.

Chacune des concentrations massique et molaire reflète la proportion de soluté dissous dans une solution, la première se réfère à la masse et la deuxième à la quantité de matière.

**La concentration molaire d'une espèce chimique correspond au rapport de la concentration massique par la masse molaire de l'espèce chimique:**

$$C = \frac{C_m}{M}$$

<b>C:</b> Concentration molaire (mol/L ou mol.L <sup>-1</sup> )
<b>C<sub>m</sub>:</b> Concentration massique (g/L ou g.L <sup>-1</sup> )
<b>M:</b> Masse molaire (g/mol ou g.mol <sup>-1</sup> )

## 2.8- Préparation d'une solution aqueuse

La préparation d'une solution aqueuse peut se faire en suivant le mode opératoire suivant:

- Choisir la concentration massique  $C_m$  ou molaire  $C$  ainsi que le Volume  $V$  de la solution à préparer.
- Choisir une fiole jaugée (réipient le plus précis) dont la capacité correspond au volume de la solution.
- Si le soluté est un solide, calculer la masse  $m$  du solide à utiliser ( $m_{\text{soluté}} = C_m \cdot V$  ou  $m_{\text{soluté}} = C \cdot M \cdot V$ ).
- Mesurer ensuite cette masse en utilisant une balance électronique de précision suffisante.
- Si le soluté est un liquide de masse volumique  $\rho_{\text{soluté}}$ , calculer le volume de soluté  $V_{\text{soluté}}$  à utiliser ( $V_{\text{soluté}} = m_{\text{soluté}} / \rho_{\text{soluté}}$ ).
- Mesurer ensuite ce volume à l'aide d'une pipette jaugée, une pipette graduée ou avec une éprouvette graduée.
- Si le soluté est un solide, amorcer la dissolution en ajoutant le soluté dans la fiole jaugée, en ajoutant de l'eau distillée jusqu'à volume total nettement inférieur à celui de la fiole. Puis en mettant sous agitation magnétique jusqu'à dissolution complète.
- Si le soluté est un liquide, amorcer la dissolution en ajoutant le soluté dans la fiole jaugée, en ajoutant de l'eau distillée jusqu'à volume total nettement inférieur à celui de la fiole. Puis agiter pour homogénéiser la solution.
- Compléter en ajoutant, dans la fiole, de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge et penser à homogénéiser régulièrement la solution en agitant la fiole (utiliser un bouchon propre).

### a- Préparation par dissolution d'un solide

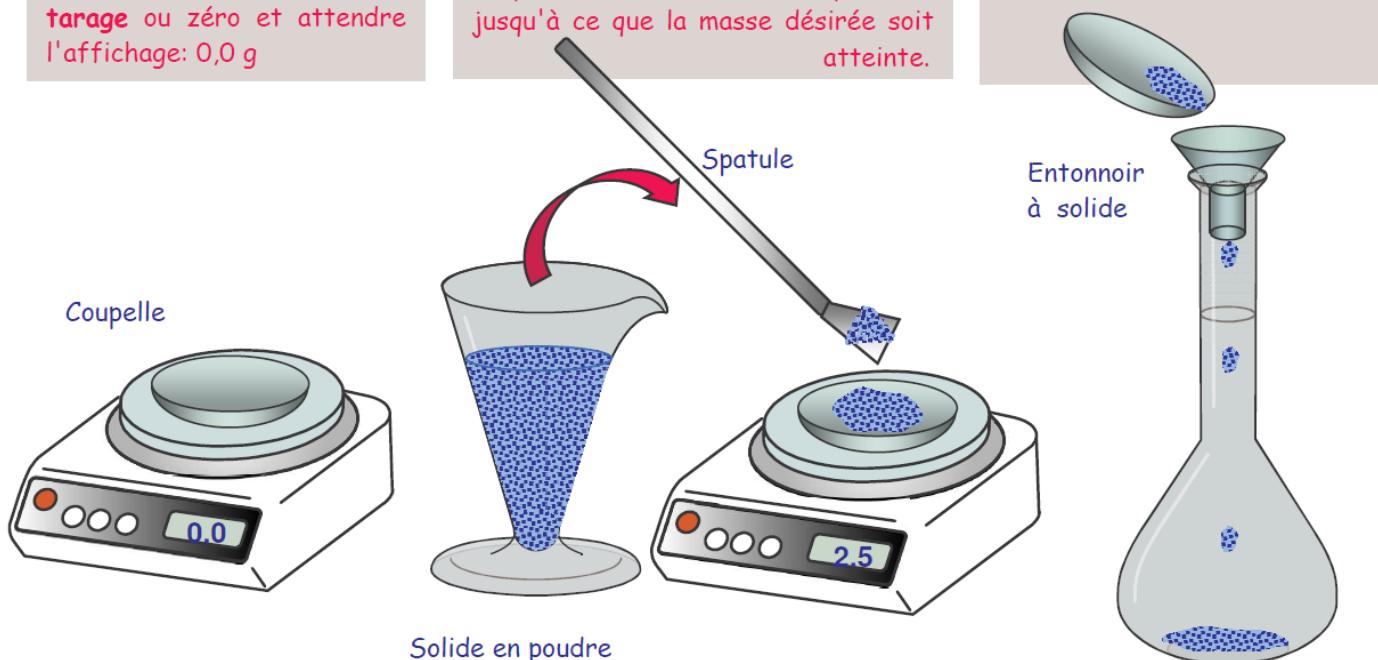
Les étapes à suivre afin de préparer une solution par dissolution d'une masse  $m = 2,5$  g de solide dans 100mL d'eau sont schématisées ci-dessous.

Placer une coupelle vide sur le plateau d'une balance en fonctionnement.

Appuyer sur le bouton de **targe** ou zéro et attendre l'affichage: 0,0 g

Prélever un peu de solide en poudre à l'aide d'une spatule et verser lentement son contenu dans la coupelle. Recommencer l'opération jusqu'à ce que la masse désirée soit atteinte.

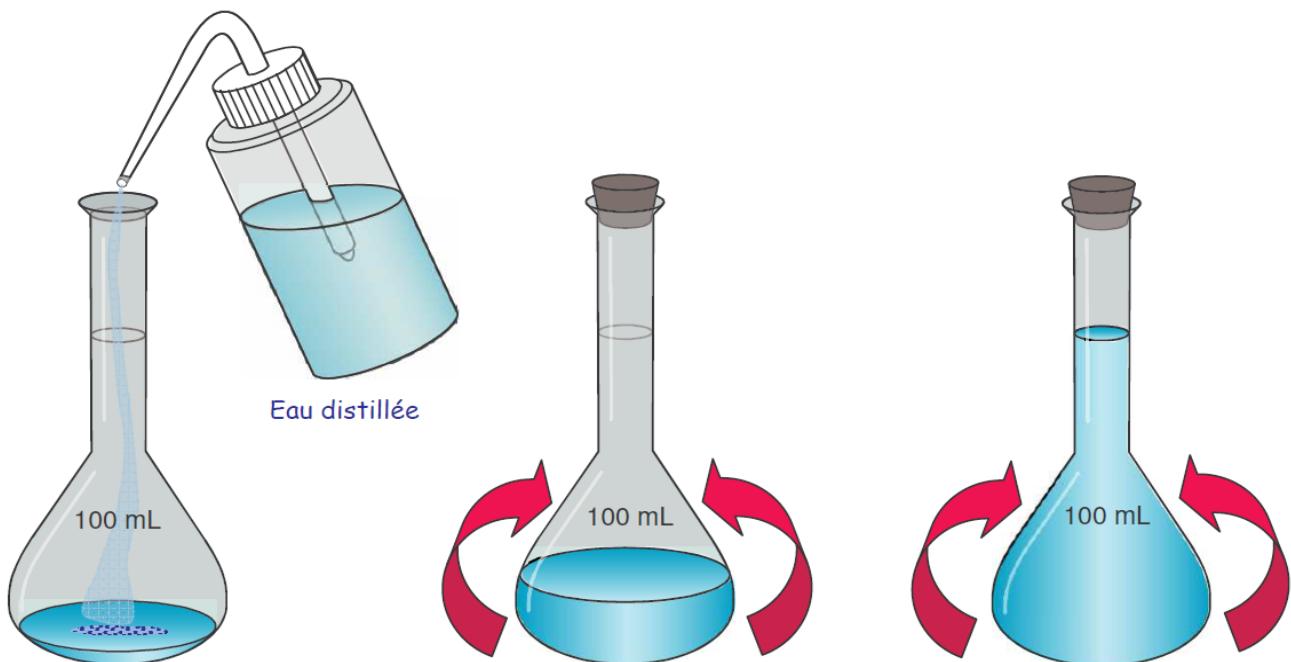
Vider le contenu de la coupelle dans une fiole jaugée de 100 mL.



Rincer la coupelle et l'entonnoir à l'aide d'une pissette d'eau distillée en versant toute l'eau de rinçage dans la fiole jaugée.

Rajouter encore un peu d'eau distillée. Homogénéiser le mélange.

Ajouter à nouveau de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge et homogénéiser une nouvelle fois.



**b- Préparation par dilution d'une solution**

Les étapes à suivre afin de préparer une solution fille de concentration  $C=C_0/10$  (facteur de dilution  $F=10$ ) à partir d'une solution mère de concentration  $C_0$  sont schématisées ci-dessous.

