

Chap 2 : Les mélanges

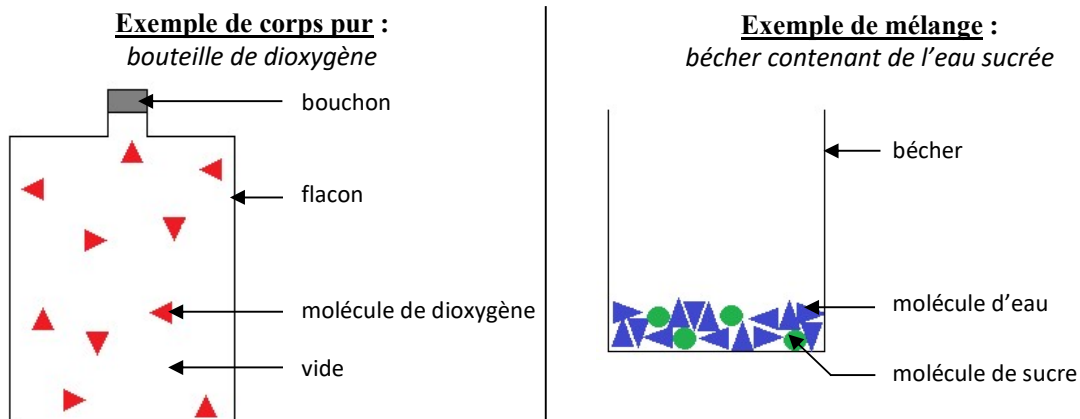
Objectifs :

- Connaître les notions de **corps pur** et de **mélange** à l'échelle moléculaire.
- Connaître la notion de **masse volumique** et savoir l'utiliser pour : identifier une substance et prévoir la position d'une substance dans un mélange hétérogène.
- Savoir expliquer à l'échelle moléculaire la **conservation de la masse** lors d'un **mélange**.
- Connaître la notion de **solubilité**.
- Savoir estimer expérimentalement la solubilité d'une substance dans l'eau.

I) Corps pur et mélange à l'échelle moléculaire

Une matière qui ne possède qu'une sorte de molécules est un **corps pur**
(exemples : fer, or, sel, sucre, huile, dioxygène ...).

Une matière qui possède plusieurs sortes de molécules est un **mélange**
(exemples : acier, bronze, eau minérale, air ...).



Un mélange est **homogène** si on ne voit qu'un seul constituant à l'œil nu
(exemples : acier, eau minérale, eau+sirop, lait, air, ...).

Un mélange est **hétérogène** si on distingue au moins deux constituants à l'œil nu
(exemples : eau+sable, eau+huile, jus de fruit avec pulpe...).

II) Mélanger des liquides

Rappels :

Deux liquides sont **miscibles** s'ils forment un mélange **homogène**
(ex : eau/vinaigre, eau/alcool, eau/sirop...).

Deux liquides sont **non miscibles** s'ils forment un mélange **hétérogène**
(ex : eau/huile, eau/white spirit, eau/pétrole).

Expérience : **Prévoir la position d'une substance dans un mélange hétérogène**

Nous savons que l'eau et l'huile sont deux liquides **non miscibles**.

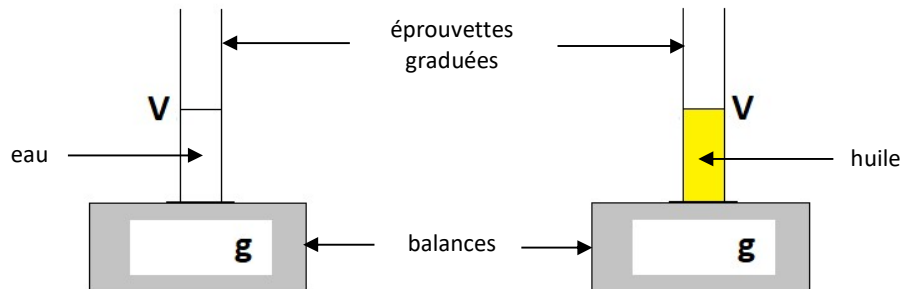
1) Quelle sera la position de chaque liquide si nous les mélangeons ?
Comment peut-on l'expliquer ?

L'huile sera au-dessus de l'eau car l'huile est moins dense que l'eau.

2) Décrire avec quelques phrases et des schémas une expérience permettant de **prévoir** la position de ces liquides, c'est-à-dire **sans avoir à les mélanger**.

A l'aide d'éprouvettes graduées, on prélève séparément le même volume (V) d'eau et d'huile.

A l'aide d'une balance, on mesure leur masse. Le liquide ayant la masse la plus faible correspondra à la phase supérieure du mélange.



3) Réaliser l'expérience, noter les résultats obtenus et conclure.

Pour un volume de 100 mL, on mesure une masse d'environ **100 g** pour l'eau et **90 g** pour l'huile.

Pour un même volume, la masse de l'huile est inférieure à celle de l'eau.

On confirme bien que l'huile est moins dense que l'eau.

Expérience : Séparer des liquides non miscibles

On dispose de deux liquides **non miscibles** : du **white spirit** et de l'**eau colorée**.

La **masse volumique** du **white spirit** est de **790 g/L**, celle de l'**eau colorée** est d'environ **1000 g/L**.

1) Si on mélange l'eau colorée et le white spirit, quel liquide correspondra à la phase supérieure ? **Justifier**.

On constate que la masse volumique du white spirit est inférieure à celle de l'eau colorée.

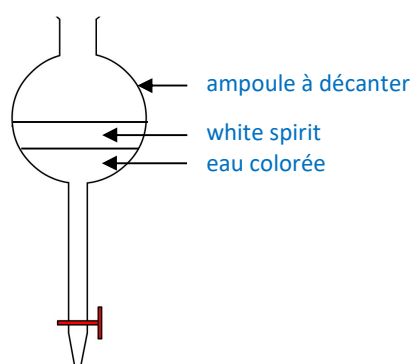
Le white spirit correspondra donc à la phase supérieure du mélange.

On dispose d'un mélange **eau/white spirit**. On souhaite **séparer** ces deux liquides.

Pour cela, on verse le mélange dans une **ampoule à décanter**.

2) Ci-dessous est présenté le schéma de l'ampoule à décanter.

Le compléter en ajoutant le mélange **eau/white spirit** et légènder.



ampoule à décanter

3) Indiquer les étapes qu'il faut réaliser avec l'ampoule à décanter pour récupérer séparément les deux liquides dans des béchers.

- Mettre un bécher sous l'ampoule à décanter et fermer son robinet.
- Introduire le mélange de liquides dans l'ampoule à décanter.
- Laisser décanter afin que les phases se distinguent.
- Ouvrir le robinet pour faire couler seulement l'eau dans le bécher puis fermer le robinet.
- Changer de bécher puis rouvrir le robinet pour faire couler le white spirit.

Bilan :

Chaque corps pur possède sa propre masse volumique : c'est sa masse par unité de volume.

La masse volumique permet d'identifier une substance. Celle de l'eau est de 1000 g/L (1 kg/L) ou 1 g/mL.

Dans un mélange hétérogène, la substance ayant la masse volumique la plus faible correspond à la phase supérieure (haut) du mélange.

Pour séparer deux liquides non miscibles, on utilise une ampoule à décanter.

III) Mélanger un solide et un liquide

Rappels :

Un solide est **insoluble** dans un liquide si le mélange obtenu est **hétérogène**.
Un solide est **soluble** dans un liquide si le mélange obtenu est **homogène**.
Le **liquide** est appelé le **solvant** et le **solide dissous** est appelé le **soluté**.
L'**expérience** s'appelle une **dissolution**. Le **solvant** et le **soluté** forment une **solution**.

Remarque :

Ne pas confondre une **dissolution** (présence de deux constituants minimum) et une **fusion** (présence d'un seul constituant avec apport d'énergie thermique).

Expérience : Analyser une dissolution

Partie 1 : La masse lors d'une dissolution (Les valeurs présentées sont des exemples.)



- A l'aide d'une balance, peser un bécher (ne pas le tarer) et ajouter **1 g de sel**.
Noter la masse de l'ensemble (**sel + bécher**) : $m_1 = 33,27 \text{ g}$.
- Retirer le bécher de la balance.
- Placer une éprouvette graduée sur la balance et la tarer.
Utiliser cette éprouvette pour prélever **10 mL d'eau** puis mesurer la masse de l'eau.
Noter la valeur obtenue : $m_2 = 10,01 \text{ g}$.
- Introduire l'eau dans le bécher et à l'aide d'un agitateur en verre, agiter afin de dissoudre le sel dans l'eau.
- Mesurer la masse de l'ensemble (**eau salée + bécher**).
Attention : vérifier que la balance indique « 0,0 g » avant de poser le bécher.
Noter la valeur obtenue : $m = 43,28 \text{ g}$.

a) Pourquoi dit-on que l'on effectue « une dissolution » ?

On effectue une « dissolution » car le sel (soluté) se dissout dans l'eau (solvant) : on obtient un mélange **homogène**.

b) Calculer la somme $m_1 + m_2$. Comparer le résultat obtenu avec la masse m .

$m_1 + m_2 = 33,27 + 10,01 = 43,28 \text{ g}$. On constate que $m_1 + m_2 = m$.

c) Peut-on dire qu'il y a **conservation de la masse** lors d'une dissolution ?

Comment peut-on l'expliquer à l'échelle moléculaire ?

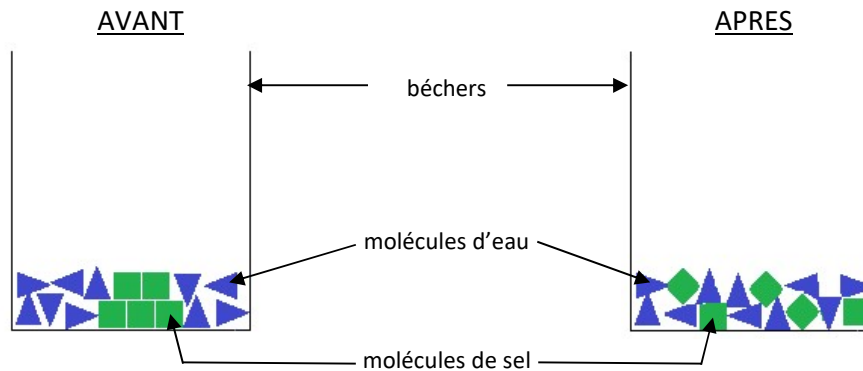
La masse de la solution obtenue correspond à la somme de la masse du sel et de l'eau.

Par conséquent, on peut affirmer qu'il y a **conservation de la masse** lors d'une dissolution.

On en déduit qu'à l'échelle moléculaire, le nombre de molécules n'a pas changé lors de la dissolution : les molécules de sel se sont mélangées à celle de l'eau, elles sont toujours présentes dans le bécher.

d) Ci-dessous, représenter les molécules avant puis après la dissolution.

On représentera **5 molécules de sel** (par des carrés verts) et **10 molécules d'eau** (par des triangles bleus).



Partie 2 : Estimer une solubilité

On souhaite estimer la **solubilité** du sel dans l'eau : c'est la **masse maximale** de sel qu'on peut **dissoudre** dans un certain volume d'eau.



- Reprendre l'eau salée préparée précédemment (contenant **1 g** de sel).
- Placer le mélange sur une balance et ajouter **0,5 g** de sel. Agiter pour le dissoudre.
- Refaire plusieurs fois l'expérience jusqu'à **ne plus pouvoir dissoudre** le sel : on obtient alors un mélange **hétérogène**, on dit que la solution est **saturée**.

Conclusion :

$\times 100$ $\left\{ \begin{array}{l} \text{Dans } \mathbf{10 \text{ mL d'eau}}, \text{ la solubilité du sel est estimée entre } \mathbf{3,5 \text{ g}} \text{ et } \mathbf{4,0 \text{ g}} . \\ \text{Dans } \mathbf{un litre d'eau}, \text{ cette solubilité est donc estimée entre } \mathbf{350 \text{ g}} \text{ et } \mathbf{400 \text{ g}} . \end{array} \right.$

car 1L = **1000 mL**

*mesures effectuées à une température de : **22°C***

Remarque : l'estimation de la solubilité dépend de la température mesurée au moment de l'expérience.

Bilan :

Lors d'une **dissolution**, la masse se conserve car les molécules du soluté se mélangent aux molécules du solvant : le nombre de molécules ne change pas. On a alors :

$$\text{masse du soluté} + \text{masse du solvant} = \text{masse de la solution}$$

Un solvant ne peut dissoudre qu'une certaine quantité de soluté. Si on ajoute trop de soluté, le mélange devient hétérogène : on dit que la solution est saturée.

Définition :

On appelle **solubilité** la masse maximale de soluté qu'on peut dissoudre dans un certain volume de solvant.

La solubilité dépend de la nature du soluté, celle du solvant et augmente avec la température.

Exemples :

A 25°C, dans l'eau, la solubilité du sel est de 365 g/L et celle du sucre est de 2000 g/L.