

## Chap 2 : Les mélanges

### Objectifs :

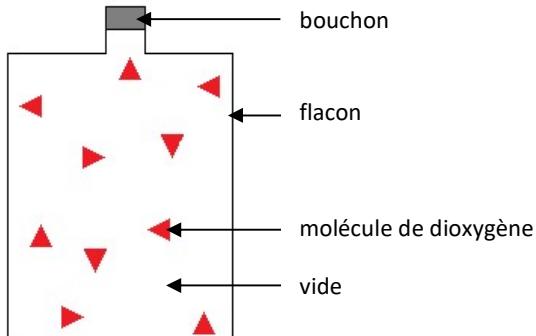
- Connaître les notions de **corps pur** et de **mélange** à l'échelle moléculaire.
- Connaître la notion de **masse volumique** et savoir l'utiliser pour : identifier une substance et prévoir la position d'une substance dans un mélange hétérogène.
- Savoir expliquer à l'échelle moléculaire la **conservation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

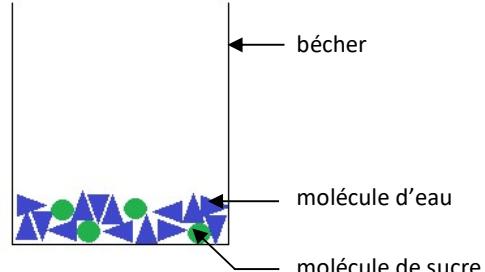
Une matière qui ne possède qu'**une sorte de molécules** est un **corps pur**  
(exemples : fer, or, sel, sucre, huile, dioxygène ...).

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

#### Exemple de corps pur : bouteille de dioxygène



#### Exemple de mélange : bécher contenant de l'eau sucrée



### Rappels :

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, boisson gazeuse...).

## 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 ?

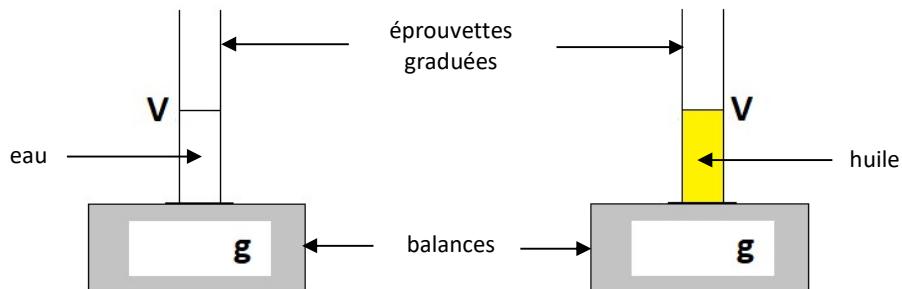
Comment peut-on l'expliquer ?

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.

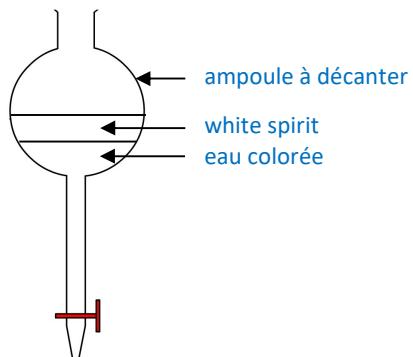
Le white spirit correspondra donc à la phase supérieure du mélange.

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 légendier.



3) **Compléter** le texte ci-dessous qui indique les étapes à 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.
- Y introduire le mélange **eau colorée /white spirit** et laisser **reposer (décanter)** afin que leurs phases se distinguent.
- Ouvrir le robinet pour faire couler seulement l'**eau colorée** dans le bécher puis fermer le robinet.
- **Changer** de bécher puis rouvrir le robinet pour récupérer 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)**.

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 un apport d'énergie thermique).

Il ne faut donc pas dire que le soluté « *fond* » dans le solvant : il faut dire qu'il « *se dissout* » !

#### **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 puis **tarer la balance**.  
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 ?

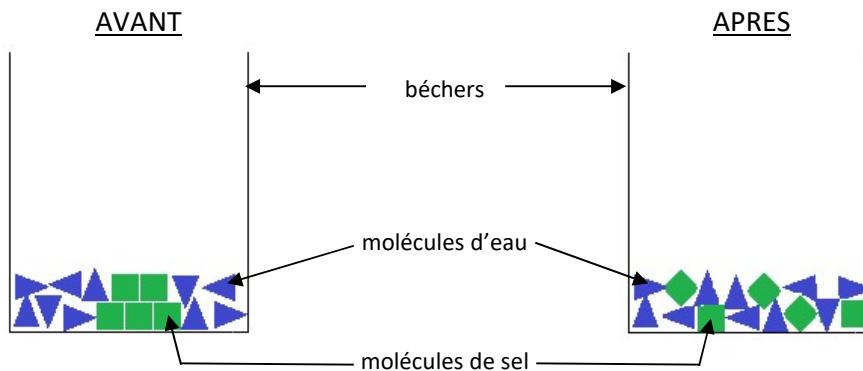
La masse de la solution obtenue correspond à la somme de la masse du sel et de l'eau.

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 :

× 100   
Dans **10 mL d'eau**, la solubilité du sel est estimée entre **3,5 g** et **4,0 g**.  
Dans **un litre d'eau**, cette solubilité est donc estimée entre **350 g** et **400 g**.

car **1 L = 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 mélagent 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 **sucré** est de **2000 g/L**.