

**Chapitre 1 Constitution de la matière****I – Introduction : quel niveau d'observation pour décrire la matière ?**

Nous considérerons d'abord la matière observée à l'échelle macroscopique, puis nous envisagerons d'expliquer nos premiers résultats par une description microscopique.

« **Macroscopique** » : à l'échelle de nos sens, en particulier de notre vue. Un objet macroscopique est visible à l'œil nu.

Plus officiel : *est macroscopique ce qui est observable et mesurable à notre échelle.*

« **Microscopique** » : Dans le cadre de ce chapitre, le terme « microscopique » indique que nous nous situons à l'échelle dite « atomique », soit entre  $10^{-10}$  et  $10^{-8}$  m. Nous considérons ici les entités de la chimie : les atomes les molécules et les ions.

*Remarque : plus loin dans le chapitre, nous irons vers encore plus petit ( $10^{-15}$  m) en étudiant la structure des noyaux atomiques.*

**II - Description et caractérisation de la matière à l'échelle macroscopique****1) Désigner un corps pur ou un mélange. Identifier un corps pur****a) Activités expérimentales**

- Trois flacons contiennent respectivement de l'eau déminéralisée, de l'eau sucrée et de l'eau salée. Les élèves sont invités à identifier les mélanges et le corps pur en proposant une ou plusieurs pistes de différenciation. (*Les trois flacons, un gobelet jetable pour le volontaire qui goûtera... La solution consistant à chauffer jusqu'à évaporation totale de l'eau doit être proposée : plaque chauffante/béchers/ hotte ventilée*)
- Un premier bécher contient un mélange huile-eau (50/50 volumique), un deuxième bécher contient un mélange éthanol-eau (50/50 volumique) et un troisième un mélange huile-éthanol (50/50 volumique).  
*L'objectif de cette observation est d'assimiler les termes « mélange homogène » et « mélange hétérogène ».*  
*La proposition : « on peut mélanger les trois ? » est attendue.*  
*Vous pouvez aussi vous intéresser à l'activité 1b p 13 de votre livre...*
- De l'acide benzoïque est versé dans de l'eau en très petite quantité (**0,2 g dans 400 mL**). Un mélange est donc réalisé. Ce mélange, appelé mélange n°1, est convenablement agité et nous observons son aspect après agitation.  
Nous rajoutons ensuite de l'acide benzoïque (**2 g de plus**) afin d'obtenir le mélange n°2, puis nous agitons à nouveau et nous observons le mélange n°2 après agitation. Différencier en quelques mots les deux mélanges et justifiant le vocabulaire employé.
  - *Le mélange de deux corps purs peut donc être homogène ou hétérogène selon les proportions apportées.*
  - *Le premier mélange, homogène, est une solution (la description des solutions sera développée plus loin)*
  - *Le deuxième mélange, hétérogène est constitué d'une phase solide (acide benzoïque) et d'une phase liquide homogène (solution aqueuse saturée d'acide benzoïque).*
- Plusieurs poudres claires sont présentées. L'une est de l'acide benzoïque, l'autre est du naphthalène et la dernière est un mélange naphthalène-acide benzoïque.
  - Comment identifier le mélange ?
  - Comment désigner l'acide benzoïque et le naphthalène parmi les deux corps purs ?
    - Aspect, odeur (après avoir consulté soigneusement les étiquettes)
    - Température de fusion (voir notice banc Kofler)

- CCM (voir notice CCM)

## b) Définitions

### Corps pur :

- Proposition n°1 : qui ne peut être caractérisé que par une seule valeur de propriété dans des conditions données.
- Proposition n°2 : dans un corps pur, on ne trouve qu'une seule espèce chimique. Une espèce chimique est caractérisée par sa formule chimique. Cette proposition n°2 nous fait approcher du monde microscopique...

Mélange : La définition va de soi, en opposition avec celle du corps pur (*laisser l'initiative aux élèves, la différenciation mélange homogène/mélange hétérogène est attendue*)

## c) Exemples (connus) de corps purs, exemples de mélanges homogènes ou hétérogènes

### Corps purs :

- Avec des noms du quotidien
  - La glace
  - Le sable
  - Le sel
  - Etc.

*Laisser l'initiative à la classe...*

- Avec des noms d'espèces chimiques :
  - Le dioxygène
  - Le néon
  - Le dioxyde de carbone
  - L'eau
  - Etc.

### Mélanges :

*Laisser l'initiative à la classe et intégrer dans la liste le critère homogène/hétérogène*

Un mélange est dit hétérogène lorsque nous distinguons à l'œil nu les différentes parties du mélange. Nous désignerons par **phases** ces différentes parties du mélange que nous avons distinguées. Chaque phase est caractérisée par son état physique (solide, liquide, gazeux, ...)

Si une seule phase est observée, le mélange est dit homogène.

En réalité, la notion de phase se définit plus rigoureusement par un ensemble de propriétés identiques en tous points du milieu (et non par une seule propriété son aspect visuel).

- L'air : homogène, une seule phase gazeuse.
- La vinaigrette : hétérogène, deux phases liquides non miscibles.
- Le lait : homogène à l'œil nu, hétérogène si on l'observe avec un simple microscope, c'est une dispersion d'un liquide dans un autre, c'est une émulsion.
- Encre
  - Pigmentée : hétérogène, dispersion.
  - Colorée : homogène, solution.
- Etc. (*propositions d'élèves...*)
- Remarque : un mélange de solides peut-il être homogène ?
  - **Les alliages : exposé élève proposé.**

## 2) Identifications, suite

### a) Identifications de gaz par tests chimiques (voir TP)

- De l'acide (chlorhydrique) est versé sur un métal, un gaz incolore se dégage (bulles)
- De l'eau oxygénée est mise en présence d'un navet, un gaz incolore se dégage.
- De l'acide (chlorhydrique) est versé sur de la craie, un gaz incolore se dégage.

**Identifier les trois gaz.**

**Aide :**

- Le dihydrogène  $H_2$  produit un bruit sec caractéristique (on l'appelle « aboiement ») lorsqu'on l'enflamme.
- Le dioxygène  $O_2$  ravive toute flamme en train de s'éteindre.
- Le dioxyde de carbone « trouble l'eau de chaux ». Autrement dit, si l'on vient faire barboter du dioxyde de carbone gazeux dans une solution d'hydroxyde de calcium, on observe l'apparition d'un solide au sein de la solution (un précipité).

### b) Identification par CCM (voir TP)

Une solution alcoolique est présentée. Il s'agit d'un mélange dans lequel une espèce chimique, le solvant (ici l'éthanol), est en très grande quantité par rapport aux autres, les solutés, qui ne sont pas visibles car ils sont dissous dans le solvant. D'où le nom du mélange (« solution »). Nous ne savons pas si nous avons dissous dans l'éthanol l'espèce A, l'espèce B, ou les deux. Comment procéder pour identifier clairement la solution ?

*Vous avez déjà procédé à une identification par CCM, à vous de jouer !*

*Matériel disponible :*

- Cuve, couvercle, plaques de chromatographie, éluant (déjà prêt), capillaires pour dépôt.
- Solution de référence de A dans l'éthanol.
- Solution de référence de B dans l'éthanol.
- Solution à identifier.

### c) Identification par mesure de masses volumiques

#### i. Définition de la masse volumique

Il s'agit de la masse d'une unité de volume de la substance étudiée.

Cette grandeur s'exprime donc (par exemple) en g/L ou  $g \cdot L^{-1}$ .

Son symbole est une lettre grecque :  $\rho$  (« ro »)

Si nous avons 1 L de substance nous avons  $\rho$  g de cette substance.

Si nous disposons de 2 L, nous disposons de  $\rho \times 2$  g

Si nous disposons de V L, nous disposons de  $\rho \times V$  g

Ainsi nous pouvons assimiler ces formules reliant masse, volume et masse volumique :

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

ii. Exemples, masse volumique et densité

La masse volumique est une grandeur qui peut aussi bien caractériser des corps purs que des mélanges.

Deux exemples célèbres :

- **L'eau (corps pur)** : à 25 °C,  $\rho_{\text{eau}} = 1\text{kg.L}^{-1} = 1\text{g.mL}^{-1} = 1000\text{kg.m}^{-3}$  etc.

L'eau est notre liquide de référence pour cadrer de nombreux concepts physiques, elle sert aussi de référence pour caractériser les masses volumiques, à tel point que l'on considère une autre grandeur, la **densité par rapport à l'eau**.

En effet, en termes de vocabulaire, un liquide dont la masse volumique est supérieure à celle de l'eau sera dit plus dense que l'eau.

La densité de ce liquide est

$$d = \frac{\rho_{\text{liq}}}{\rho_{\text{eau}}}$$

- d est un quotient de deux grandeurs de même nature, d est donc sans unité.
- Si pour le calcul de d nous utilisons des valeurs de masses volumiques exprimées en  $\text{g.mL}^{-1}$ , nous aurons la valeur 1 au dénominateur. Ainsi la valeur numérique de d (sans unité) est la même que celle de  $\rho$  (en  $\text{g.mL}^{-1}$  ou en  $\text{kg.L}^{-1}$ ). Les valeurs sont alors les mêmes mais les grandeurs d et  $\rho$  ne sont pas définies de la même manière, attention !
- Si la densité d'un liquide vaut par exemple 0,8, nous pouvons penser : « la densité de ce liquide est 80 % de celle de l'eau »...
- Lorsque nous mélangeons deux liquides non miscibles de masses volumiques différentes et que nous laissons le mélange au repos, nous observons les deux phases séparées par une interface horizontale, le liquide le plus dense constituant la phase inférieure (en bas) et le moins dense la phase supérieure (en haut)

*(expérience professeur)*

- **L'air (mélange)** :

En première approximation, nous pouvons considérer l'air comme un mélange en proportions volumiques de 20 % de dioxygène et 80 % de diazote.

**Pour la composition exacte : un exposé d'élèves est attendu (discussion).**

La masse volumique de l'air  $\rho_{\text{air}}$  :

- 1,292  $\text{kg.m}^{-3}$  pour de l'air sec à 0 °C et à pression normale (disons 1000 hPa)

Mais cela varie assez vite :

- 1,0  $\text{kg.m}^{-3}$  pour de l'air humide à 1500 m d'altitude sous une pression de 850 hPa

Bien qu'étant un mélange, l'air constitue pour nous un gaz de référence. On définit donc volontiers la densité des gaz par rapport à l'air :

$$d_{\text{gaz}} = \frac{\rho_{\text{gaz}}}{\rho_{\text{air}}}$$

ii. Manipulation (TP)

*Deux liquides sont présentés, tous deux sont des corps purs. L'un est du butan-1-ol, l'autre est du cyclohexanol, mais les étiquettes ont été déchirées. Identifier ces deux liquides en élaborant vous-même un protocole permettant de déterminer leurs masses volumiques respectives.*

*Données, masses volumiques officielles :*

- Butan-1-ol :  $0,81 \text{ g.mL}^{-1}$  (g/mL, gramme par millilitre)
- Cyclohexanol :  $0,96 \text{ g.mL}^{-1}$

*Matériel disponible :*

- Deux éprouvettes de 10 mL
- Une balance au  $1/100^{\text{ème}}$  de gramme
- Deux béciers de 50 mL

Après divers échanges et discussions, proposez un protocole précis de mesure de masses volumique puis (après validation par le professeur) mettez-le en œuvre afin d'identifier lequel des deux liquides est le butan-1-ol et lequel est le cyclohexanol.

L'ensemble de votre travail sera par la suite présenté par écrit (CRTP)

*Les deux alcools ne seront pas jetés, ils seront récupérés.*

### 3) Remarque : séparation des constituants d'un mélange

La caractérisation d'une substance en tant que mélange n'est pas toujours visuellement évidente, elle nécessite souvent de réaliser une opération de séparation des différents constituants de ce mélange.

a) *Par CCM (voir précédemment)*

b) *Par chauffage* (car les différents constituants n'ont pas les mêmes températures de changement d'état)

i. Chauffage des béchers d'eau, d'eau salée et d'eau sucrée (voir début du chapitre)

*Le chauffage a été réalisé sur plaque chauffante et sous hotte jusqu'à évaporation complète du solvant. Le choix de la température de la plaque doit être cohérent.*

ii. Distillation d'un mélange eau/éthanol

*Il ne s'agit pas ici de simplement constater l'efficacité d'une technique de séparation.*

*L'objectif est, partant d'un mélange eau/éthanol, de séparer les deux espèces chimiques, mais aussi de les récupérer à l'état de corps pur (ou le plus proche possible de cet état).*

*Une étape d'analyse suivra donc le procédé de séparation (afin de vérifier que nous avons bien, d'une part de l'éthanol, d'autre part de l'eau.*

*Les quantités finalement obtenues d'eau et d'éthanol seront mesurées et comparées aux quantités initialement apportées dans le mélange. Des valeurs de rendements pourront être calculées.*

Les deux liquides sont miscibles en toutes proportions et possèdent des températures d'ébullition différentes : 78 °C pour l'éthanol, 100 °C pour l'eau (dans les conditions de l'expérience).

- La technique de chauffage direct sur plaque chauffante va-t-elle encore fonctionner ?
- Et si, comme nous l'avons annoncé, nous souhaitons **récupérer** les deux liquides séparés ?
  - o Discussions ... vers la conception d'un montage de distillation fractionnée.
  - o La présentation du montage.
- Comment identifier un liquide plutôt volatil (car alors il ne pourra pas être testé par CCM, il va s'évaporer) ?
  - o La réfractométrie (voir pendant la séance et voir la notice réfractomètre)  
*La physique de la réfraction de la lumière ne sera pas abordée aujourd'hui. Seul nous intéresse le fonctionnement du réfractomètre.*
- Mise en œuvre du TP
  - o Suivi de la distillation d'un mélange {éthanol/eau} (30 mL de chaque initialement).
  - o Identification des deux fractions (réfractométrie).
  - o Calcul d'un rendement ( $\frac{\text{Volume du corps pur récupéré}}{\text{volume initial du corps pur dans le mélange}}$ ) pour chacun des constituants du mélange.
  - o Commentaires, conclusion.
- **Remarque : nous ne pouvons pas obtenir de l'éthanol 100 % pur ! (Discussion)**

iii. Par extraction

Ce procédé sera développé ultérieurement. Une expérience d'extraction de diiode, réalisée par le professeur dans un simple tube à essais, est toutefois proposée afin de faire comprendre le principe d'une extraction liquide-liquide.

#### 4) Les solutions aqueuses, un exemple de mélange homogène

##### a. Présentation

Une solution est obtenue lorsque, après mélange d'une espèce chimique en petite quantité (le soluté) dans une autre en quantité nettement plus importante (le solvant), nous obtenons un mélange homogène.

Il n'y a aucune limitation quant à l'état physique des espèces (il existe des solvants solides...), mais nous manipulerons principalement des solutions aqueuses, c'est-à-dire dans lesquelles le solvant est l'eau à l'état liquide.

Il s'agit en quelque sorte de « notre » solvant : sans danger immédiat, disponible, liquide à température ambiante, changeant d'état à des températures accessibles, etc.

##### b. Protocole de préparation d'une solution

Une solution doit souvent être désignée précisément. Sa préparation doit donc être réalisée avec soin et selon des protocoles très précis.

**Défi : préparer 100,0 mL d'une solution aqueuse contenant 0,30 g de sulfate de cuivre penta-hydraté.**

*Il n'y aura pas de protocole écrit, c'est à vous de le rédiger rigoureusement suite aux discussions et explications proposées. Bien entendu, la réalisation de schémas est conseillée.*

*Quelques aides toutefois :*

- *La pesée devra être précise.*
- *Le solide pesé devra être transféré quantitativement du récipient de pesée vers le récipient d'accueil de la solution.*
- *La verrerie d'accueil doit permettre de mesurer avec précision un volume de 100,0 mL*
- *Ce n'est qu'une fois que tout le solide sera totalement dissous que le volume vaudra exactement 100,0 mL*

##### c. Notion de concentration

La concentration indique bien entendu une quantité, mais ramenée à une unité de volume de solution.

La quantité peut s'exprimer sous la forme d'une masse de soluté (en kg, g, mg, ...)

L'unité de volume lorsque l'on travaille avec des solutions aqueuses est traditionnellement le litre (L)

La concentration massique sera donc la masse de soluté dissous dans un litre de solution.

Elle s'exprimera donc par exemple en gramme par litre (g/L ou g.L<sup>-1</sup>)

Pourquoi est-ce une grandeur intéressante ?

Car elle permet d'étiqueter des flacons de solutions sans avoir à modifier l'étiquette chaque fois que nous consommons un peu de solution.

Exemple :

Nous disposons d'un flacon de 1 L d'une solution de chlorure de sodium à la concentration 2 g.L<sup>-1</sup>.

Nous avons donc dans notre flacon 2 g de chlorure de sodium dissous.

Nous prélevons 400 mL de la solution.

Quelle est la masse restante de chlorure de sodium dans la solution ?

Pour autant nous avons toujours une solution à 2 g.L<sup>-1</sup>, il s'agit toujours de la même solution, il y en a un peu moins, c'est tout (la masse disponible a diminué, mais la concentration massique est toujours la même).

**d. Relation entre concentration massique, masse de soluté dissous et volume de solution.**

La concentration massique est notée  $c$  et s'exprime en  $\text{g.L}^{-1}$ .

La masse dissoute est notée  $m$  et s'exprime en g.

Le volume de solution est noté  $V_{\text{sol}}$  et s'exprime en L.

$$c = \frac{m}{V_{\text{sol}}} \quad (1)$$

$$m = c \times V_{\text{sol}} \quad (2)$$

$$V_{\text{sol}} = \frac{m}{c} \quad (3)$$

Ces relations sont équivalentes et surtout **homogènes** en termes d'unités physiques.

En effet (exemple de la relation (1)), si une masse est exprimée en g et un volume en L, le quotient « masse sur volume » va s'exprimer en gramme par litre.

Nous retrouvons grâce à l'expression ( $\frac{m}{V_{\text{sol}}}$ ) l'unité prévue pour  $c$  ( $\text{g/L}$  ou  $\text{g.L}^{-1}$ ).

**e. Ne pas confondre concentration  $c = \frac{m}{V_{\text{sol}}}$  et masse volumique  $\rho = \frac{m}{V}$**

La formule de la concentration massique d'un composé ressemble à celle de la masse volumique, elle consiste elle aussi en un quotient masse sur volume et pourra s'exprimer dans la même unité (par exemple en  $\text{g.L}^{-1}$ ).

Mais, lorsque nous considérons la masse volumique, nous mettons en quotient masse et volume de la même substance.

Alors que lorsque nous exprimons une concentration, nous mettons en quotient la masse de soluté sur le volume de solution.

**f. Manipulations**

- **Question** : justifier que la concentration de la solution préparée au b. vaut  $c = 3,0 \text{ g.L}^{-1}$
- **Défi** : à partir de cette solution (que nous appellerons solution mère), préparer 100,0 mL d'une solution (fille) de concentration  $c' = 0,30 \text{ g.L}^{-1}$  ( $3,0 \times 10^{-1} \text{ g.L}^{-1}$  en notation scientifique) Cette opération est appelée **dilution** : vous provoquez une diminution de la concentration en soluté en augmentant la quantité de solvant par rapport à la masse de soluté. C'est le même principe qu'au b. C'est à vous de proposer un protocole et de le mettre en œuvre après validation par le professeur.  
*Pas d'aides écrites, mais tout sera discuté avec soin avant que vous ne vous lanciez.*

**g. Détermination d'une concentration inconnue**

Une autre solution de sulfate de cuivre est disponible au laboratoire, mais son étiquette a été déchirée.

Comment déterminer sa concentration ?

A vous de jouer...

La technique que vous venez de mettre en œuvre s'appelle **dosage** (détermination d'une quantité ou concentration inconnue) par **étalonnage** (par comparaison avec des solutions connues (des étalons)).

**h. Détermination d'une concentration maximale**  
(Cette grandeur porte aussi le nom de solubilité)

**Mettre en œuvre un protocole expérimental permettant de déterminer la concentration maximale (en  $\text{g.L}^{-1}$ ) d'une solution aqueuse d'acide benzoïque à température ambiante.**

