

Chapitre 1 : Corps purs et solutions

Dans ce chapitre on va se concentrer sur une échelle de longueur restreinte entre le micromètre et le mètre.

Puissance	Préfixe	Symbole	Nombre décimal
10^{-15}	femto	f	0,000 000 000 000 001
10^{-12}	pico	p	0,000 000 000 001
10^{-9}	nano	n	0,000 000 001
10^{-6}	micro	μ (mu)	0,000 001
10^{-3}	milli	m	0,001
10^0	–	–	1
10^3	kilo	k	1 000
10^6	mega	M	1 000 000
10^9	giga	G	1 000 000 000
10^{12}	tera	T	1 000 000 000 000
10^{15}	péta	P	1 000 000 000 000 000

Préfixes du système international d'unités.

En dessous du micromètre, on parle d'échelle **microscopique** (« micro » : petit en grec). Au dessus du micromètre, on parle d'échelle **macroscopique** (« macro » : grand en grec).

I – Corps purs et mélange

I.1 – Espèces chimiques

La matière est constituée d'**entités chimiques** microscopiques :

Une **espèce chimique** est constituée d'un ensemble d'entités chimiques identiques.

Attention à ne pas confondre les deux termes ! Une espèce chimique est un objet macroscopique caractérisé par une formule et des propriétés physico-chimiques particulières (couleur, état, odeur, etc.). ➔ *Exemples d'espèce chimique* : eau, fer, chlorure de sodium.

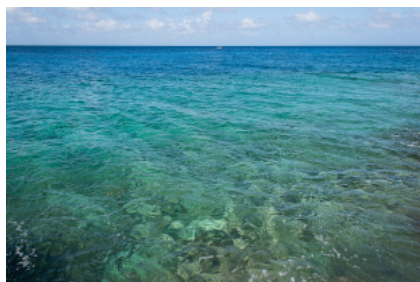
Un **corps pur** est constitué d'une seule espèce chimique.
Un **mélange** est constitué de plusieurs espèces chimiques différentes.

Document 1 – Corps pur ou mélange ?



Air :

.....



Eau de mer :

.....



Médicament :

.....



Charbon :

.....



Eau minérale :

.....



Tuyau de cuivre :

.....

1.2 – Mélange homogène et hétérogène

Un mélange est **homogène** si

.....

Un mélange homogène est constitué d'une seule **phase**.

→ *Exemples* : le bronze est un mélange homogène de cuivre et d'étain, c'est un alliage.
Le café est un mélange homogène d'eau, de caféine, de minéraux et d'acides aminés.

Deux liquides sont **miscibles** lorsqu'ils forment un mélange homogène.

→ *Exemple* : l'eau et l'éthanol sont miscible.
Miscible vient du latin « misceo », qui veut dire mélanger.

Un mélange est **hétérogène** si
.....
Un mélange hétérogène est constitué de plusieurs **phases**.

→ *Exemple* : l'eau gazeuse ouverte est un mélange hétérogène d'eau liquide et de bulles de CO_2 gazeux.

Deux liquides sont **non miscibles** lorsqu'ils forment un mélange hétérogène.

→ *Exemple* : l'eau et l'huile sont non-miscible.

II – Composition d'un mélange

La composition d'un mélange peut être décrite par la proportion en volume, ou en masse, de chacune des espèces qui le constituent. Cette proportion est exprimée en pourcentage.

II.1 – Proportion volumique

Soit une espèce E de volume V_E , dans un mélange de volume total V . La proportion volumique de l'espèce E est

$$p_v(E) = \frac{V_E}{V} \times 100 \quad (1.2.1)$$

C'est une grandeur sans unité exprimé en pourcent.

L'air contient de diazote et de dioxygène. Les autres gaz qui le compose sont l'argon (0,9%), le dioxyde de carbone (0,04%), les gaz nobles et le méthane (0,0002%).

► Calculer le volume occupé par le diazote dans une salle de cours de 600 m^3 . Même question pour le dioxygène.

.....
.....
.....

II.2 – Proportion massique

Soit une espèce E de masse m_E , dans un mélange de masse totale m . La proportion

massique de l'espèce E est

$$p_m(E) = \frac{m_E}{m} \times 100\% \quad (1.2.2)$$

C'est une grandeur sans unité exprimée en pourcent.

Document 2 – Cloche en bronze

Les cloches traditionnelles des temples coréens sont en bronze. Le bronze est un alliage constitué de 20% d'étain (Sn) et de 80% de cuivre (Cu) en masse.

► Donner ces proportions massiques sous la forme de fractions.

.....
.....
.....

► Calculer la masse de cuivre et d'étain d'une cloche de 500 kg.

.....
.....
.....



III – Propriétés physiques

Une espèce chimique est caractérisée par plusieurs grandeurs physiques qui lui sont propres. Ici on va s'intéresser à trois grandeurs : la masse volumique ρ (rho), la température de fusion T_f et la température d'ébullition $T_{éb}$.

III.1 – Masse volumique

La **masse volumique** ρ d'un échantillon de matière est une grandeur égale au rapport de sa masse m par le volume qu'il occupe V

$$\rho = \frac{m}{V} \quad (1.3.1)$$

Dans cette expression la masse s'exprime en gramme (g), le volume en centimètre cube (cm^3 , $1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL}$) et la masse volumique en gramme par centimètre cube (g/cm^3).

Document 3 – Mesure de la masse volumique de l'air

► Schématiser l'expérience réalisée.

► Noter la masse m_1 du ballon gonflé, m_2 la masse du ballon dégonflé et V le volume d'air expulsé.

.....

► Calculer la valeur expérimentale de la masse volumique de l'air $\rho(\text{air})_{\text{exp}}$, en g/L, à partir de ces mesures.

.....

.....

Données :

— Masse volumique du dioxyde de carbone CO_2 gazeux : $\rho(\text{CO}_2) = 1,87 \text{ g/L}$.

— Masse volumique du dioxygène O_2 gazeux : $\rho(\text{O}_2) = 1,35 \text{ g/L}$.

— Masse volumique du diazote N_2 gazeux : $\rho(\text{N}_2) = 1,18 \text{ g/L}$.

► Calculer la valeur théorique de la masse volumique de l'air $\rho(\text{air})_{\text{theo}}$, en g/L, en considérant qu'il n'est composé que de O_2 et de N_2 .

.....

.....

► Comparer la valeur théorique et expérimentale. Elles ont la même valeur ? Qu'est-ce qui pourrait expliquer cette différence ?

.....

.....

La masse volumique peut aussi s'exprimer en g/L, kg/L ou en kg/m³. On peut utiliser les règles de conversion suivantes pour passer de l'une à l'autre de ses unités :

$$\begin{aligned}1 \text{ mL} &= 1 \text{ cm}^3 \\1 \text{ cm}^3 &= 1 \times (10^{-2} \text{ m})^3 = 10^{-6} \text{ m}^3\end{aligned}$$

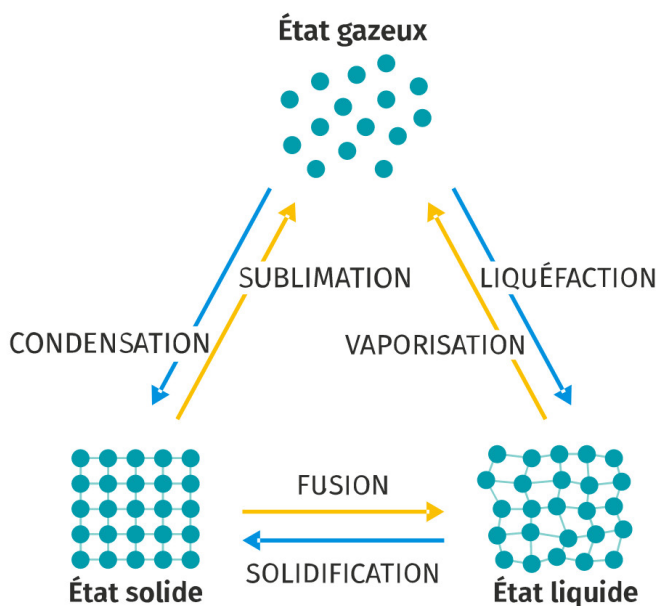
Soit

$$\begin{aligned}1 \text{ L} &= 10^3 \text{ cm}^3 \\&= 10^3 \times 10^{-6} \text{ m}^3 \\&= 10^{-3} \text{ m}^3 \\&\iff 1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L}\end{aligned}$$

Note : la masse volumique varie en fonction de la température et de la pression extérieure. Par exemple à pression atmosphérique et à 4° C, l'eau liquide a une masse volumique $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1,0000 \text{ g/mL}$. Pour une même pression, à 10° C elle n'est plus que de $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 0,9997 \text{ g/mL}$.

III.2 – Températures de changement d'état

Le passage de la matière d'un état à un autre (solide, liquide, gazeux) est appelé **changement d'état**. Pour un corps pur, ce changement d'état se produit à une **température fixe**, qui dépend de l'espèce chimique constituant le corps pur.



Le passage de l'état solide à l'état liquide (ou de liquide à solide) se produit à **la température de fusion**, notée T_f ou θ_f (theta). Elle se mesure avec un

Le passage de l'état liquide à l'état gazeux (ou de gazeux à liquide) se produit à **la température d'ébullition**, notée $T_{éb}$ ou $\theta_{éb}$. Elle se mesure avec un

→ *Exemples* : À pression atmosphérique, un échantillon d'eau pur a une température de fusion $T_f = 0^\circ\text{C}$ et une température d'ébullition $T_{éb} = 100^\circ\text{C}$.

Toujours à pression atmosphérique, un échantillon de cuivre pur a une température de fusion $T_f = 1\,085^\circ\text{C}$ et une température d'ébullition $T_{éb} = 2\,562^\circ\text{C}$.

Note : il est en général plus simple de chauffer un échantillon que de le refroidir, c'est pour ça que l'on parle de température de fusion (ou d'ébullition), et non de solidification (ou de liquéfaction).

IV – Identification d'espèces chimiques

Pour pouvoir identifier des espèces chimiques, on peut utiliser trois méthodes :

- Mesurer des propriétés physiques et les comparer à des valeurs de références.
- Réaliser des tests chimiques.
- Réaliser une chromatographie sur couche mince (CCM).

IV.1 – Par ses caractéristiques physiques

Cette année on va se contenter de mesurer deux types de grandeurs :

- La **masse volumique**.
- Les **températures de changement d'état** :
 - La température de fusion pour identifier un solide.
 - La température d'ébullition pour identifier un liquide.

→ *Exemples* : dans le TP 2 on a mesuré la masse volumique d'une solution pour la comparer avec la masse volumique de référence du glycérol pur. On a aussi mesuré la température de fusion d'un échantillon à l'aide du banc Köfler au cours de ce TP.

IV.2 – Par des tests chimiques

Il existe des **tests chimiques** qui permettent de reconnaître la présence ou l'absence de certaines espèces chimiques.

→ Exemples à connaître :

Espèce chimique à identifier	Test	Résultat du test positif
Eau H_2O (l)	Sulfate de cuivre anhydre	
Dihydrogène H_2 (g)	Allumette enflammée	
Dioxyde de carbone CO_2 (g)	Eau de chaux	
Dioxygène O_2 (g)	Bûchette incandescente	

IV.3 – Avec une chromatographie sur couche mince (CCM)

La **chromatographie sur couche mince (CCM)** permet de séparer et d'identifier des espèces chimiques présentes dans un mélange.

Le principe est le suivant : on dépose les espèces à identifier sur une couche mince (plaque), appelée **phase stationnaire**, dont on fait tremper une partie dans un **éluant**.

Par capillarité, cet éluant va monter le long de la plaque, on parle de **phase mobile**. Les espèces déposées sur la plaque vont être entraînées par cette phase mobile.

En fonction de leur affinités, les espèces chimiques monteront plus ou moins haut sur la plaque, ce qui permettra de les identifier. La fiche ainsi formée est appelée **chromatogramme**.

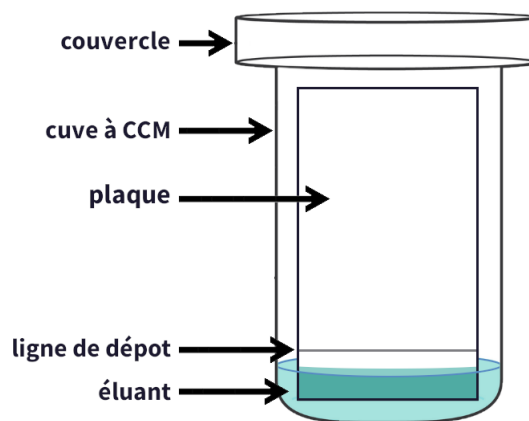


Schéma expérimental d'une CCM

Lecture d'un chromatogramme :

- Lecture verticale : si le dépôt d'un échantillon se sépare en plusieurs tâches, il s'agit d'un mélange.
- Lecture horizontale : sur une même plaque, une même espèce chimique migre toujours à la même hauteur.

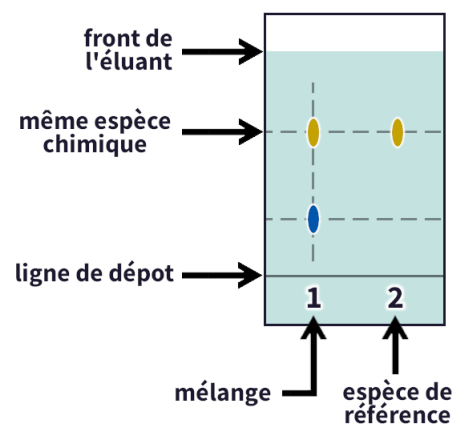


Schéma d'un chromatogramme

V – Solutions

Les solutions sont des mélange particulièrement important en chimie et dans la vie de tous les jours.

V.1 – Solvant et soluté

➤ Une **solution** est un mélange homogène.

Le **solvant** est le composant majoritaire du mélange. Le **soluté** est l'espèce qui est dispersée dans le solvant.



On parle de **solution aqueuse** si le solvant est l'eau.

→ *Exemple* : le thé est une solution aqueuse avec de la caféine, de la catéchine, des vitamines et des acides aminés comme solutés.

V.2 – Concentration en soluté

La **concentration c** mesure la quantité de soluté présent dans une solution. C'est le rapport de la masse m de **soluté** dissous dans le volume V de la **solution**

$$c = \frac{m}{V} \quad (1.5.1)$$

→ *Exemple* : Dans le premier TP, on avait dissous du sucre dans de l'eau distillée pour mesurer la concentration en sucre d'une bouteille de coca. Si on dissous 2 g de sucre dans 50 mL d'eau distillée, la concentration en sucre sera

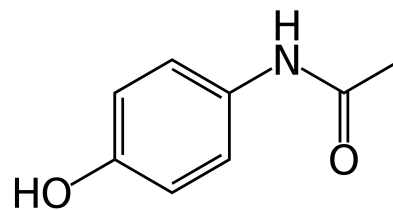
$$c_{\text{sucre}} = \frac{2 \text{ g}}{50 \text{ mL}} = 0,04 \text{ g/mL}$$

⚠ Il faut bien distinguer **concentration** et **masse volumique**. La concentration mesure la masse de soluté contenue dans une solution. La masse volumique mesure la masse d'un échantillon contenue dans un volume donné.

→ *Exemple* : la concentration en sel de l'eau de mer est $c_{\text{sel}} = 0,35 \text{ g/mL}$.
La masse volumique de l'eau de mer est $\rho_{\text{eau mer}} = 1,025 \text{ g/mL}$.

Document 4 – Mal de tête et dissolution

Le paracétamol est un antidouleur qui peut être dangereux s'il est consommé en trop grande quantité. Un comprimé pour adulte a une masse $m_1 = 500 \text{ mg}$, alors qu'un comprimé pour enfant a une masse $m_2 = 300 \text{ mg}$.



Molécule de paracétamol

Pour calmer le mal de tête de son enfant, un parent qui ne possède que des comprimés pour adulte décide qu'il va **dissoudre** un comprimé dans un verre d'eau de volume $V_1 = 25 \text{ cL}$.

► Indiquer le solvant et le soluté de cette solution.

.....
.....

► Quelle est la concentration c (en g/mL) de paracétamol dans cette solution ?

.....
.....
.....

► Quel volume V de la solution l'enfant doit-il boire pour avaler 300 mg de paracétamol ?

.....
.....
.....

V.3 – Concentration maximale en soluté

Un solvant ne peut pas dissoudre une quantité infini de soluté. Au-delà d'une certaine concentration, la solution est saturée en soluté et le soluté ne peut plus se dissoudre davantage.

La concentration maximale de soluté que l'on peut dissoudre dans un solvant s'appelle la **solubilité**.

Note : La solubilité est propre à chaque soluté. Elle dépend du solvant et de la température.

Document 5 – Marais salant

La solubilité du chlorure de sodium NaCl (sel) est de $s = 0,359$ g/mL, dans l'eau à 20° C.

► Quelle masse m de sel peut-on récolter dans un marais salant à partir de 2,0 m³ d'eau de mer saturée ?

.....
.....
.....

VI – Mesure de concentrations

VI.1 – Échelle de teintes

VI.2 – Courbe d'étalonnage