

Description et caractérisation de la matière à l'échelle macroscopique

Introduction

À notre échelle, la matière nous apparaît sous forme solide, liquide ou gazeuse. Elle est constituée d'une même espèce chimique ou peut être un mélange en apparence homogène ou hétérogène. Le chimiste ou le physicien va pouvoir analyser la composition de la matière en pesant et mesurant des volumes de matière.

Exemple L'air, l'eau salée (voir figure 1.2) ou sucrée sont des mélanges homogènes. Le sang, le lait sont des mélanges hétérogènes.

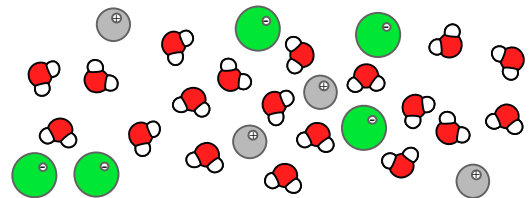


Figure 1.2 – Eau salée contient des ions Cl^- et Na^+

1.1 Corps purs et mélanges

1.1.1 Corps pur

Définition Un corps pur est composé d'une seule espèce chimique.

Exemple L'eau distillée ne contient que des molécules d'eau H_2O (voir figure 1.1), le cuivre pur ne contient que les atomes de Cu , le dioxygène n'est constitué que de molécules O_2 .

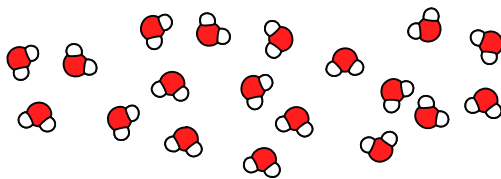


Figure 1.1 – Eau pure ne contient que des molécules d'eau

1.1.3 Identification d'espèces chimiques par des méthodes physiques

Méthodes physiques Une espèce chimique peut être identifiée par

- ses températures de changement d'état
- sa masse volumique ρ par rapport à celle de l'eau

La masse volumique de l'eau vaut $\rho = 1.0 \text{ g.mL}^{-1}$.

Masse volumique ρ La masse volumique ρ d'un corps (solide, liquide ou gaz) est le coefficient de proportionnalité entre sa masse m et son volume V .

$$m = \rho \times V$$

L'unité de la masse volumique dépend des unités choisies pour la masse et le volume. Si m est en gramme (g) et V en millilitre (mL) alors ρ est en gramme par millilitre ($g.mL^{-1}$).

Exemple La masse d'un volume d'eau de 20 mL peut se calculer connaissant sa masse volumique de la façon suivante

$$\begin{aligned} m &= \rho \times V \\ &= 1.0 \text{ g.mL}^{-1} \times 20 \text{ mL} \\ &= 20 \text{ g} \end{aligned}$$

1.1.2 Mélange

Définition Un mélange contient plusieurs espèces chimiques. Le mélange est homogène si les espèces chimiques ne sont pas discernables. Dans le cas contraire, le mélange est hétérogène.

Le volume V occupé par une masse d'eau $m = 1.5 \text{ kg}$ peut se calculer de la manière suivante

$$m = \rho \times V$$

on isole le volume

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

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

on convertit la masse

$$V = \frac{1.5 \times 10^3 \text{ g}}{1.0 \text{ g.mL}^{-1}}$$

$$V = 1.5 \times 10^3 \text{ mL}$$

$$V = 1.5 \text{ L}$$

1.1.4 Identification d'espèces chimiques par des méthodes chimiques

Test de présence de l'eau La présence d'eau peut être mise en évidence par le test au sulfate de cuivre anhydre, poudre de couleur blanche, qui devient bleue en présence d'eau. On peut verser une goutte de liquide à tester dessus ou déposer un peu de poudre sur un solide où on cherche la présence d'eau (figure 1.3).

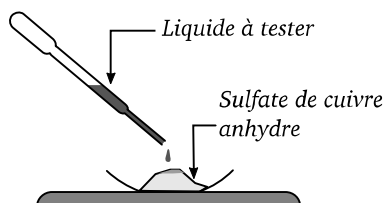


Figure 1.3 – La présence d'eau est confirmée par la coloration en bleu du sulfate de cuivre anhydre

Test de présence du dihydrogène Le dihydrogène H_2 se détecte par le test de la flamme qui provoque une petite explosion (figure 1.4). Attention, la quantité de gaz à tester doit être très faible, dans un petit tube à essai, car la réaction de combustion est très violente !

Test de présence du dioxygène Le dioxygène se détecte en plaçant un charbon incandescent dans un récipient où il y a du dioxygène. Le charbon va s'enflammer grâce à l'oxygène (figure 1.5).

Test de présence du dioxyde de carbone Le dioxyde de carbone se détecte en faisant barboter le gaz dans de l'eau de chaux, qui va se troubler à cause de la formation d'un précipité (figure 1.6).

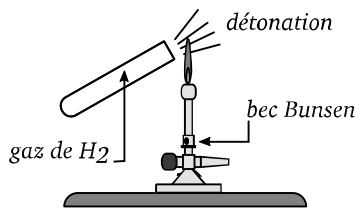


Figure par une explosion. Attention, ce test doit être fait avec de très petites quantités de gaz, l'explosion étant très violente.

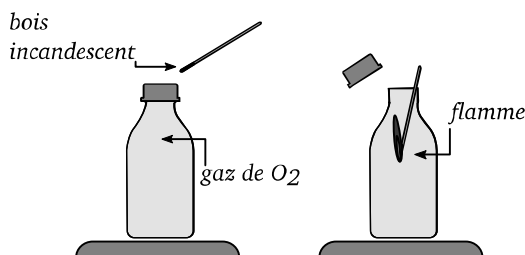


Figure 1.5 – La présence de dioxygène ravive une flamme à l'extrémité d'un bout de bois incandescent.

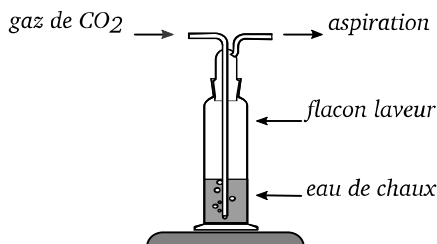


Figure 1.6 – La présence de dioxyde de carbone trouble l'eau de chaux où barbote le gaz à tester.

1.2 Composition d'un mélange

1.2.1 Composition en masse

Définition Dans un mélange d'espèces chimiques de masse totale m , une des espèces chimiques a une masse m_i . Voir figure 1.7. On calcule alors son pourcentage en masse grâce à la formule

$$\frac{m_i}{m} \times 100$$

qui s'exprime en % *mas*. Donner la composition en masse du mélange c'est donner les pourcentages en masse de tous les composants.

Exemple simple Une solution contient 5.00 g d'hydroxyde de sodium $NaOH$ dans 100 g d'eau. La

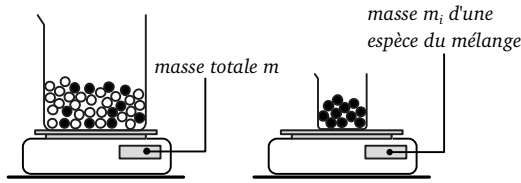


Figure 1.7 – Composition en masse d'une espèce d'un mélange

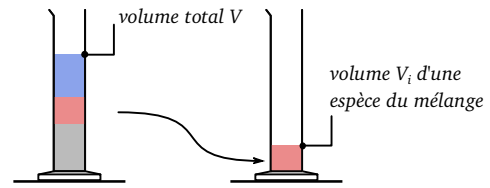


Figure 1.8 – Composition en volume d'une espèce d'un mélange

masse totale sera $m = 100 + 5 = 105 \text{ g}$ et donc le pourcentage en masse d'hydroxyde sera

$$\frac{5.00}{105} \times 100 = 4.77 \% \text{ mas}$$

Exemple difficile On veut savoir quelles masses de chlorure de sodium NaCl et d'eau H_2O prendre pour avoir 175 g d'une solution à $15 \% \text{ mas}$ en chlorure de sodium.

Si j'appelle a la masse de chlorure de sodium et b la masse d'eau, je peux écrire que la masse totale sera

$$a + b = 175 \text{ g}$$

Si il y a $15 \% \text{ mas}$ en chlorure de sodium, je peux aussi écrire que

$$\frac{b}{175} \times 100 = 15$$

En divisant à gauche et à droite par 100 puis en simplifiant

$$\frac{b}{175} = 0.15$$

et enfin en multipliant à gauche et à droite par 175 et en simplifiant

$$b = 26.25$$

c'est à dire qu'il faut une masse de chlorure de sodium $b = 26.25 \text{ g}$ qu'on dissoudra dans une masse $a = 175 - b = 148.75 \text{ g}$ d'eau.

1.2.2 Composition en volume

Définition Dans un mélange d'espèces chimiques de volume total V , une des espèces chimiques a un volume V_i . Voir figure 1.8. On calcule alors son *pourcentage en volume* grâce à la formule

$$\frac{V_i}{V} \times 100$$

qui s'exprime en *% vol*. Donner la *composition en volume du mélange* c'est donner les pourcentages en volume de tous les composants.

Cas de l'air L'air que nous respirons a la composition en volume moyenne suivante (tableau 1.1 et 1.9).

Élément	Volume (en % vol)
Azote N_2	78.09
Oxygène O_2	20.95
Argon Ar	0.93
Dioxyde de carbone CO_2	0.035
Autres gaz	...

Table 1.1 – Composition en volume de l'atmosphère terrestre

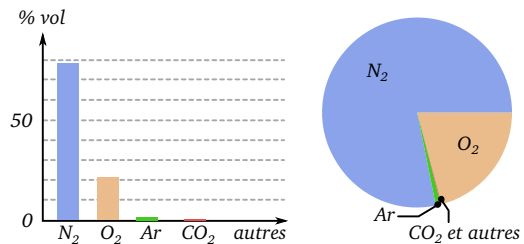


Figure 1.9 – Représentations graphiques de la composition en volume de l'atmosphère

Exemple Si on prend un volume d'air $V = 5.2 \text{ L}$, alors d'après le tableau 1.1, comme la composition en volume en azote est de 78.09% , on peut écrire

$$\frac{V_i}{5.2 \text{ L}} \times 100 = 78.09$$

On divise à gauche et à droite par 100 puis on multiplie à gauche et à droite par 5.2 L , on a alors le volume d'azote

$$V_i = 4.1 \text{ L}$$

1.3 Solutions aqueuses

1.3.1 Solution

Définition Une *solution* se constitue d'un liquide *le solvant* dans lequel est dissout *le soluté* qui est une

espèce chimique moléculaire ou ionique. Voir la figure 1.10. Si le solvant est de l'eau, on parle de *solution aqueuse*.

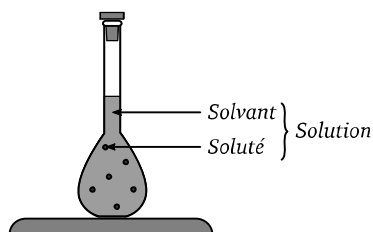


Figure 1.10 – Une solution se compose d'un soluté dissout dans un solvant

1.3.2 Concentration en masse

Définition La *concentration en masse* C_m d'une solution est le rapport entre la masse m de *soluté* présent et le volume V de *solution*

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

Les unités sont

- pour la masse m : le gramme g
- pour le volume V : le litre L
- pour la concentration en masse C_m : le gramme par litre $g.L^{-1}$

Exemple Si on dissout une masse $m = 5.75 \text{ kg}$ de sucre dans un volume $V = 0.75 \text{ m}^3$, on peut calculer la concentration en masse C_m de cette solution. Dans un premier temps, on va convertir les valeurs de m en gramme et de V en litre.

$$\begin{aligned} m &= 5.75 \text{ kg} \\ &= 5.75 \times 10^3 \text{ g} \\ &\text{comme il y a } 1000 \text{ L dans } 1 \text{ m}^3 \\ V &= 0.75 \text{ m}^3 \\ &= 0.75 \times 1000 \text{ L} \\ &= 750 \text{ L} \end{aligned}$$

On a donc finalement

$$C_m = \frac{m}{V} = \frac{5750 \text{ g}}{750 \text{ L}} = 7.67 \text{ g.L}^{-1}$$

1.3.3 Concentration maximale

Définition Pour un *soluté donné*, il existe une *concentration maximale* que l'on peut atteindre et au delà de laquelle le *soluté apporté* n'est plus capable de se dissoudre dans le solvant. Voir figure 1.11.

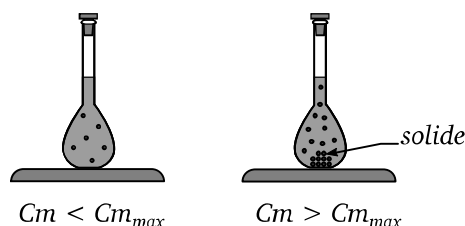


Figure 1.11 – Une solution de concentration en masse théorique t supérieure à une concentration maximale t_{max} ne sera pas réalisable, car il restera du solide impossible à dissoudre car la concentration maximale est atteinte.

Exemple On peut dissoudre au maximum 358 g de chlorure de sodium dans 1.00 L d'eau à 20 °C. Pour le chlorure d'argent, on peut dissoudre dans 1 L d'eau pur seulement 2,4 mg de ce sel. Pour le glucose, on peut dissoudre dans un litre d'eau environ 900 g de cristaux de glucoses.

1.3.4 Réalisation d'une solution

Pour fabriquer un volume V de solution de *concentration en masse* C_m , on doit peser une masse m de soluté de manière à avoir une concentration en masse

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

Ensuite, on procède à sa dissolution dans une fiole jaugée de volume V . Voir figure 1.12 page 5.

Exemple On veut fabriquer 200 mL d'une solution de glucose de concentration en masse 5.4 g.L^{-1} . On va calculer la masse de glucose à prélever. Comme $C_m = \frac{m}{V}$, on peut isoler m et

$$m = C_m \times V$$

On sait que le volume de solution à fabriquer est $V = 200 \text{ mL} = 0.200 \text{ L}$ et on connaît C_m donc on va prélever une masse de glucose

$$m = 5.4 \text{ g.L}^{-1} \times 0.200 \text{ L} = 1.08 \text{ g}$$

1.3.5 Dilution d'une solution

Si on a une *solution mère* de concentration en masse $C_{m\text{mère}}$ et de volume $V_{mère}$ on peut fabriquer une *solution fille* de volume V_{fille} et de concentration $C_{m\text{fille}}$ en ajoutant du solvant et on aura la relation

$$V_{fille} \times C_{m\text{fille}} = V_{mère} \times C_{m\text{mère}}$$

Voir figure 1.13 page 6.

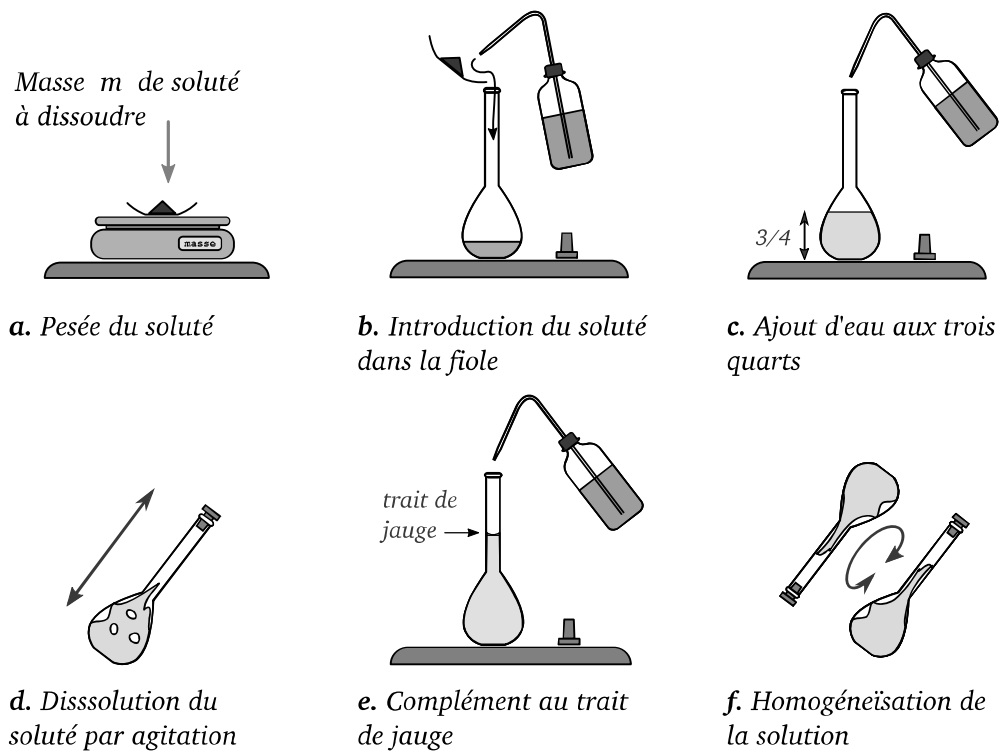


Figure 1.12 – Fabrication d'une solution par dissolution

Exemple On dispose d'un flacon contenant une solution mère de concentration en masse $C_{m\text{mère}} = 5.0 \text{ g.L}^{-1}$. On veut fabriquer un volume de 250 mL d'une solution fille de concentration en masse de 0.5 g.L^{-1} . Quelle volume de solution mère doit-on prélever ?

On connaît ici tous les paramètres de l'équation de dilution à l'exception du volume de solution mère à prélever, qui est l'inconnue du problème. On va l'isoler dans l'équation

$$\begin{aligned} V_{\text{fille}} \times C_{m\text{fille}} &= V_{\text{mère}} \times C_{m\text{mère}} \\ \frac{V_{\text{fille}} \times C_{m\text{fille}}}{C_{m\text{mère}}} &= \frac{V_{\text{mère}} \times C_{m\text{mère}}}{C_{m\text{mère}}} \\ V_{\text{mère}} &= \frac{V_{\text{fille}} \times C_{m\text{fille}}}{C_{m\text{mère}}} \\ &= \frac{250 \text{ mL} \times 0.5 \text{ g.L}^{-1}}{5.0 \text{ g.L}^{-1}} \\ &= 25.0 \text{ mL} \end{aligned}$$

1.4 Dosage par étalonnage

1.4.1 Dosage

Définition Faire un *dosage* en chimie, c'est mesurer la concentration d'une espèce chimique dans une so-

lution. Pour mesurer cette concentration, on utilise des méthodes physiques ou chimiques.

Exemple Les grandeurs que l'on peut utiliser pour mesurer une concentration peuvent être la masse volumique, la couleur, la conductivité électrique, le pH, etc. ...

1.4.2 Étalonnage

Définition Pour réaliser un *dosage par étalonnage* d'une espèce chimique en solution, on fabrique des *solutions étalons* dont on connaît précisément la concentration et on mesure une grandeur physique correspondant à cette solution. Ensuite, après avoir tracé une *courbe d'étalonnage*, on mesure la même grandeur physique pour la solution inconnue et on en déduit la valeur de sa concentration par *comparaison*.

Exemple Pour doser le saccharose dans 1 L de *Coca Cola*, on a fabriqué par dissolution quatre solutions étalons de 100 mL de concentration en masse précise dont on mesure ensuite la masse volumique ρ . On trace la masse volumique en fonction de la concentration en masse, puis après avoir mesuré la masse volumique du *Coca Cola*, on en déduit la

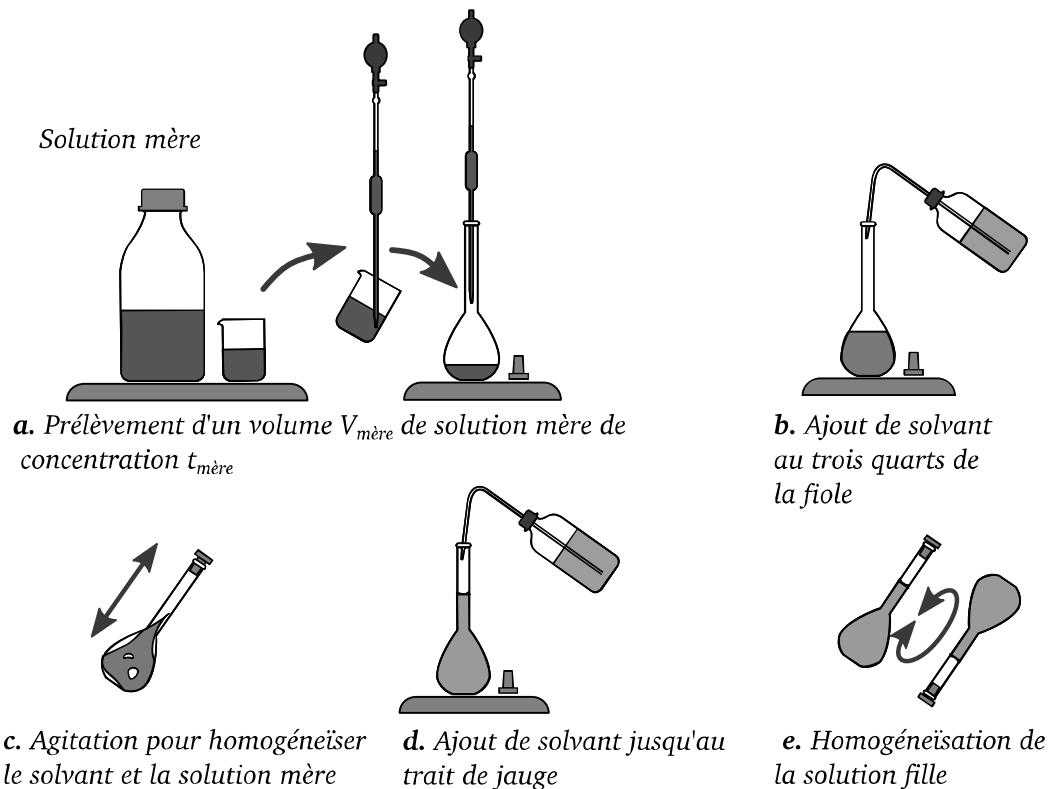


Figure 1.13 – Fabrication d'une solution par dilution.

concentration en masse en saccharose $t_{Coca\ Cola} = 106\text{ g.L}^{-1}$. Voir figure 1.14.

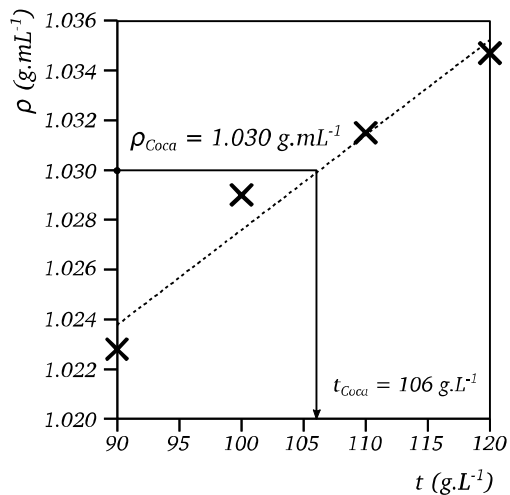


Figure 1.14 – Dosage par étalonnage de la concentration en masse en saccharose du Coca Cola.