

1.1 Corps pur et mélanges d'espèces chimiques

1.1.1 Corps pur

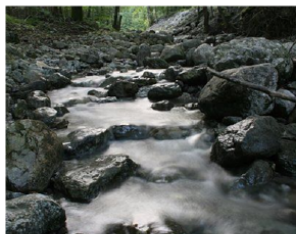
Corps pur

Un **corps pur** est constitué d'une seule et même espèce chimique. L'espèce chimique est l'entité de base, qui peut être un atome, un ion ou bien une molécule.



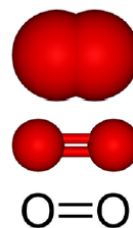
Corps pur solide:

Cuivre



Corps pur liquide:

Eau



Corps pur gazeux:

Dioxygène

Figure 1.1 – Exemples de corps pur à l'état solide, liquide et gazeux.

1.1.2 Mélange d'espèces chimiques

Mélange

Un **mélange** est constitué de plusieurs espèces chimiques. Il existe deux catégories de mélanges :

- Mélange homogène : Les différentes espèces sont parfaitement réparties dans le volume, on ne peut plus les distinguer les unes des autres.
- Mélange hétérogène : Les différentes espèces ne sont pas réparties équitablement dans le volume, on peut les distinguer les unes des autres.



Mélange homogène:

Sirop dans l'eau



Mélange hétérogène:

Huile dans l'eau

Figure 1.2 – Exemples de mélanges homogène et hétérogène (Source photo de gauche : 2691517199qqcom de Pixabay).

Remarque : Dans le cas des liquide, on parle de liquides **miscibles** si le mélange est homogène et **non miscibles** si le mélange est hétérogène.

Composition de l'air

L'air est un mélange de gaz, essentiellement composé de diazote $N_{2(g)}$ (80%) et de dioxygène $O_{2(g)}$ (20%).

1.2 Propriétés physiques des espèces chimiques

1.2.1 Masse volumique

Masse volumique

La **masse volumique** d'un corps, notée ρ (en g.L^{-1}), représente le rapport entre la masse m du corps et son volume V :

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

m la masse en g

V le volume en L

ρ la masse volumique en g.L^{-1}

Remarque : Attention, la masse peut être exprimée en kg, et le volume en L ou cm^3 par exemple, et il faut alors penser à **convertir les unités**.

Exemples : La masse volumique de l'air est d'environ $1,204 \text{ kg.m}^{-3}$ pour une température de 20°C et une pression atmosphérique de $101\,325 \text{ Pa}$.

La masse volumique de l'eau liquide est de 1 kg.L^{-1} .

1.2.2 Températures de changement d'état

Températures de changement d'état

La température pour laquelle un corps passe de l'état solide à liquide s'appelle **température de fusion**.

La température pour laquelle un corps passe de l'état liquide à gazeux s'appelle **température d'ébullition**.

Exemples : Les températures de fusion et d'ébullition de l'eau sont respectivement de 0°C et de 100°C lorsqu'on est à la pression atmosphérique.

1.3 Identification des espèces chimiques

1.3.1 Méthodes chimiques

Tests chimiques

Afin d'identifier la présence de certaines espèces chimiques, on peut faire appel à des **tests chimiques**. Les exemples à connaître sont les suivants :

- Dioxygène $\text{O}_{2(g)}$: On met une flamme au contact du gaz. Test positif si la flamme se ravive.
- Dihydrogène $\text{H}_{2(g)}$: On met une flamme au contact du gaz. Test positif s'il y a une petite détonation.
- Eau $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$: On verse de l'eau sur du sulfate de cuivre (II) anhydre $\text{CuSO}_{4(s)}$. Test positif si le solide devient bleu.
- Dioxyde de carbone $\text{CO}_{2(g)}$: On met de l'eau de chaux au contact. Test positif si l'eau de chaux se trouble en blanc.

Remarque : Il existe d'autres tests chimiques, notamment pour mettre en évidence la présence d'ions.

1.3.2 Méthodes physiques

Tests physiques

Afin d'identifier la présence de certaines espèces chimiques, on peut faire appel à des **tests physiques**. Les exemples à connaître sont les suivants :

- Mesure de la **masse volumique** ρ .
- Mesure des températures de **changement d'état** :
 - Température de **fusion** à l'aide d'un **banc Köfler**.
 - Température d'**ébullition** à l'aide d'un thermomètre.

1.3.3 Chromatographie sur couche mince

Lorsqu'un on est face à un mélange liquide homogène, on ne peut pas dissocier les différents constituants présents et il apparaît difficile de les identifier.

La **chromatographie sur couche mince (CCM)** est une technique qui permet de séparer les différents constituants du mélange afin de les identifier.

Le principe repose sur le fait que les différentes espèces chimiques n'ont pas toutes la même affinité avec le support sur lequel elles sont posées, ou bien le liquide dans lesquels on les plongent. Lors d'une CCM, on dépose une goutte de mélange sur une plaque dont les propriétés créent une affinité plus ou moins grande selon les espèces. Ensuite on plonge cette plaque dans un liquide appelé **éluant**. En fonction des différentes affinités des espèces avec la plaque ou l'éluant, elles vont migrer plus ou moins avec l'éluant vers le haut de la plaque.

On observe à la fin des tâches séparées. Si l'on souhaite vérifier la présence d'une espèce A dans le mélange, il faut également déposer sur la plaque une goutte de A pur afin de comparer la hauteur des tâches. Si dans le mélange il y a une tâche qui s'arrête à la même hauteur que A , alors on peut conclure que l'espèce A est présente dans ce mélange (cf. figure 1.3)

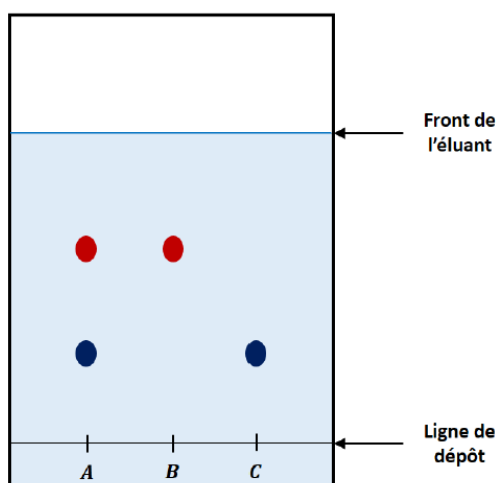


Figure 1.3 – Schéma d'une plaque CCM avec trois dépôts. Le mélange étudié sur le dépôt A, avec deux témoins sur les dépôts B et C.

2.1 Solution aqueuse

2.1.1 Solution

Solution

En chimie, une **solution** est un mélange liquide homogène obtenue par introduction d'un ou plusieurs **solutés** dans un **solvant** :

- **Solvant** : espèce liquide majoritaire du mélange. Lorsque le solvant est l'eau, on parle de **solution aqueuse**.
- **Soluté** : espèce que l'on dissout dans le solvant, elle est minoritaire et se répartie dans tout le volume de solvant disponible.

Exemple : Lorsque l'on dissout du sel dans de l'eau, il se forme une solution d'eau salée. Le solvant est l'eau et le soluté est le chlorure de sodium $\text{NaCl}(s)$ qui se dissout dans l'eau sous forme d'ions $\text{Na}^+_{(aq)}$ et $\text{Cl}^-_{(aq)}$. L'indice (aq) permet de mentionner que l'espèce est en solution aqueuse.

2.1.2 Concentration massique

Concentration massique

La **concentration massique** C_m d'un soluté est une grandeur physique qui permet d'exprimer la masse de soluté présent par unité de volume V_{solution} de solution :

$$C_m = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$$

Remarque 1 : Lorsque la concentration massique d'un soluté est trop grande, on atteint un seuil de saturation. Si l'on essaye de rajouter encore du soluté dans une solution déjà **saturée**, alors le surplus ne se dissout pas et la solution devient hétérogène.

Remarque 2 : Il ne faut pas confondre la masse volumique et la concentration massique !

2.2 Préparation d'une solution

2.2.1 Dissolution

Dissolution

On parle de **dissolution** lorsque la solution est préparée en versant un **soluté initialement solide** dans le solvant. Les étapes de la dissolution sont les suivantes :

1. Peser la masse de soluté à introduire.
2. Introduire à l'aide d'un entonnoir le solide dans une **fiolle jaugée** de volume adapté.
3. Remplir partiellement la fiole jaugée avec le solvant.
4. Mélanger.
5. Compléter la fiole jaugée avec du solvant jusqu'au **trait de jauge**.

Exemple : Vidéo

<https://www.youtube.com/watch?v=tspClex4Ln4>

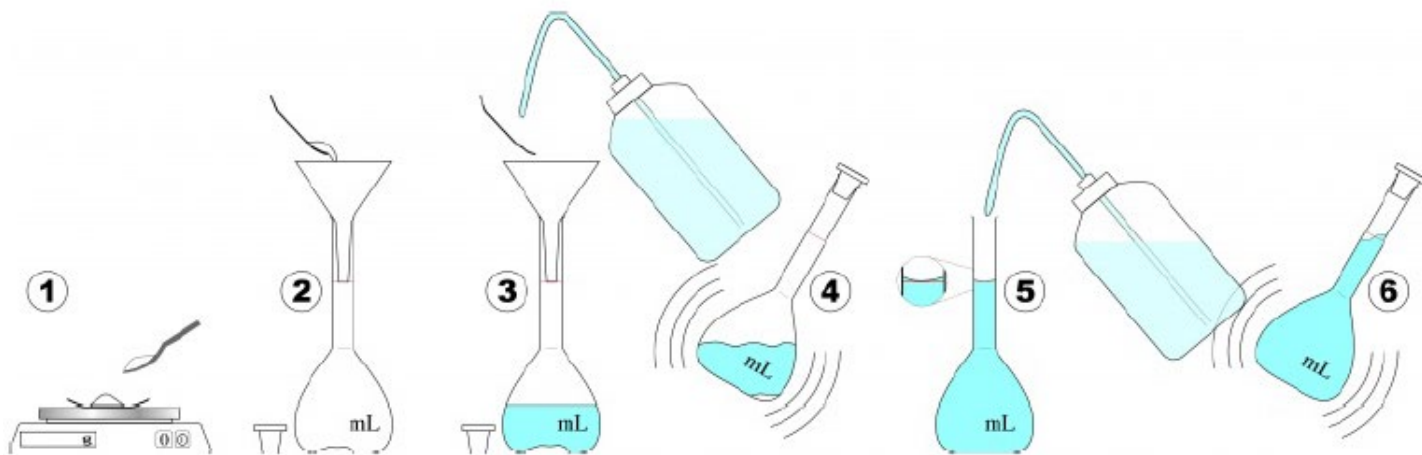


Figure 2.1 – Schéma des étapes pour la dissolution (*source*).

2.2.2 Dilution

Dilution

On parle de **dilution** lorsque la solution est préparée en ajoutant du solvant dans une solution déjà existante, afin de réduire la concentration du soluté. **Lors d'une dilution, la masse de soluté se conserve.** Les étapes d'une dilution sont les suivantes :

1. Prélever le volume de solution mère avec une pipette jaugée.
2. Verser dans une fiole jaugée de volume adapté.
3. Remplir partiellement la fiole avec du solvant.
4. Mélanger.
5. Compléter la fiole jaugée avec du solvant jusqu'au trait de jauge.

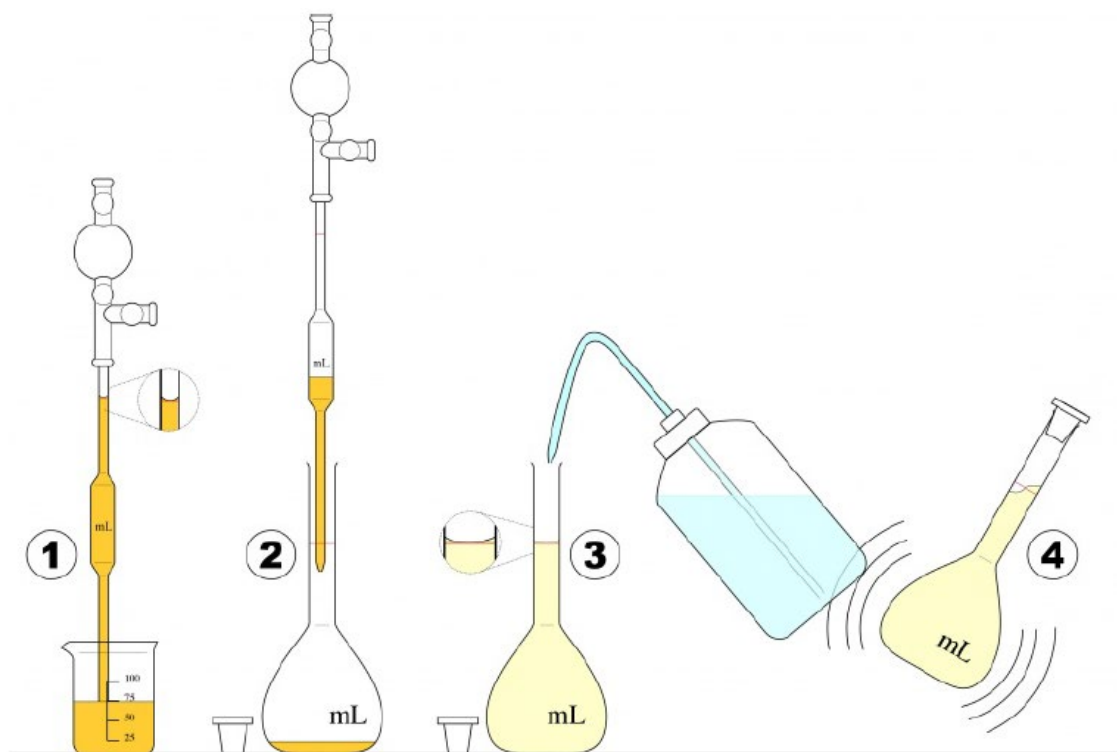


Figure 2.2 – Schéma des étapes pour la dilution (*source*).

Exemple : On considère une solution mère S_0 de volume prélevé V_0 et de concentration massique en soluté C_{m_0} . On réalise une dilution pour obtenir un volume V_1 d'une solution fille S_1 de concentration massique en soluté C_{m_1} .

Puisque la masse est conservée lors d'une dilution :

$$m_0 = m_1 \quad \Longleftrightarrow \quad C_{m_0} \times V_0 = C_{m_1} \times V_1$$

2.2.3 Détermination d'une concentration par étalonnage

Étalonnage

Lorsqu'une solution est colorée, la teinte de la solution varie selon la concentration du ou des solutés responsables de la couleur. On peut ainsi préparer une **gamme étalon**, c'est-à-dire une **échelle de teinte** de la même solution à différentes concentration.

Pour déterminer la concentration inconnue d'une solution, on la compare visuellement à la gamme étalon pour trouver une valeur approchée de la concentration (voir figure 2.3).



Figure 2.3 – Exemple de gamme étalon pour une solution de permanganate de potassium (*source*).

<https://redo2000.github.io/2nde.htm>