

2. Composition chimique des solutions

Concentration massique

En collège vous avez vu que la masse ne change pas au cours d'une dissolution : la masse totale du soluté et du solvant avant dissolution reste la même après la dissolution.

Après dissolution, le volume du solvant augmente, mais pas de l'équivalent du volume du soluté, car les molécules ou les ions de celui-ci viennent se mettre entre les molécules d'eau et l'ensemble se tasse.

Afin de savoir combien de soluté est dissout dans l'eau, on peut mesurer ou calculer la concentration de soluté en solution. Il y a plusieurs manières d'exprimer cette concentration : **concentration massique** (quantité de matière comptée en masse par volume de solution) ou **concentration molaire** (quantité de matière en nombre de molécules ou d'ions par volume de solution). Nous allons voir la différence entre ces deux valeurs qui sont deux manières différentes de présenter une même notion : la quantité de soluté dans le solvant.

La concentration massique d'un soluté indique la masse de soluté (en gramme) dissout dans un litre de solvant :

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

Unités :

- C_m : Concentration massique du soluté en gramme par litre (g.L^{-1}).
- m : Masse du soluté en gramme (g).
- V : volume du solvant en litre (L).

Note : Dans votre livre, C_m est noté γ .

Exemple : Quelle est la concentration massique en sulfate de cuivre d'une solution de 200 mL d'eau dans laquelle on a dissout 6 g de sulfate de cuivre en poudre :

$$m = 6 \text{ g} \quad | \text{ Masse de sulfate de cuivre}$$

$$V = 200 \text{ mL} = 0,2 \text{ L} \quad | \text{ Volume de la solution}$$

$$C_m = \frac{m}{V} = \frac{6}{0,2} = 30 \text{ g.L}^{-1} \quad | \text{ Concentration massique}$$

Cette même relation permet également de savoir quelle est la masse de soluté dans un volume donné d'une solution de concentration massique donnée, ou de déterminer le volume d'une masse donnée de soluté dans une solution dont la concentration massique est connue :

$$m = C_m \times V \quad \text{ou} \quad V = \frac{m}{C_m}$$

Pour préparer une solution aqueuse dont la concentration est précisée, on effectue les opérations suivantes :

- On calcule la masse de soluté nécessaire avec la relation ci-dessus ($m = C_m \times V$).
- On mesure cette masse de soluté avec une balance.
- On place le soluté dans une fiole jaugée.
- On ajoute de l'eau jusqu'à la moitié de la fiole jaugée avant d'agiter pour dissoudre le soluté (au besoin en rajoutant un peu d'eau mais en restant sous le trait de jauge).
- Une fois le soluté dissout, on complète avec l'eau jusqu'au trait de jauge.

Concentration molaire

La concentration molaire représente le nombre de moles de soluté par volume de solvant :

$$c = \frac{n}{V}$$

Unités :

- c : Concentration molaire en moles par litre (mol.L^{-1}).
- n : Nombre de moles de soluté en mole (mol).
- V : Volume de la solution en litre (L).

Exemple : On dissout 3 moles de chlorure de sodium (sel de table) dans 500 mL d'eau. La concentration de la solution sera :

$$\begin{aligned} n &= 3 \text{ mol} \quad | \text{ Nombre de moles de chlorure de sodium} \\ V &= 500 \text{ mL} = 0,5 \text{ L} \quad | \text{ Volume d'eau} \\ c &= \frac{n}{V} = \frac{3}{0,5} = 6 \text{ mol.L}^{-1} \quad | \text{ Concentration molaire de la solution} \end{aligned}$$

Mais on utilise plus souvent cette relation pour déterminer le nombre de moles de soluté dans un volume donné de solution afin d'en déduire la masse. Pour cela on utilise la relation dérivée : $n = c \times V$.

Exemple : D'après le bilan sanguin de Madame X, elle aurait $2,33 \text{ mmol.L}^{-1}$ de calcium dans le sang. Quelle masse de calcium cela représente-t-il si elle a 4 litres de sang dans le corps ?

$$\begin{aligned} c &= 2,33 \text{ mmol.L}^{-1} = 2,33 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \quad | \text{ Concentration molaire en calcium} \\ V &= 4 \text{ L} \quad | \text{ Volume de sang dans le corps du patient} \\ M &= 40,1 \text{ g.mol}^{-1} \quad | \text{ Masse molaire du calcium} \\ n &= c \times V = 2,33 \times 10^{-3} \times 4 = 9,32 \times 10^{-3} \text{ mol} \quad | \text{ Nombre de moles de calcium} \\ m &= n \times M = 9,32 \times 10^{-3} \times 40,1 = 0,373 \text{ g} \quad | \text{ Masse de calcium dans le sang} \end{aligned}$$

Remarque : on notera qu'il est possible de déterminer la concentration massique à partir de la concentration molaire (et inversement), en connaissant la masse molaire, en utilisant les relations précédentes et en combinant ces relations :

$$C_m = \frac{m}{V} \text{ donc } V = \frac{m}{C_m} \mid \text{Concentration massique}$$

$$c = \frac{n}{V} \text{ donc } V = \frac{n}{c} \mid \text{Concentration molaire}$$

$$\text{Donc } \frac{m}{C_m} = \frac{n}{c} \mid V \text{ est le même dans les deux relations précédentes}$$

$$\Leftrightarrow n \times C_m = m \times c$$

or $m = n \times M$ | d'après la définition de la masse molaire

$$\text{Donc } n \times C_m = n \times M \times c$$

$$\Leftrightarrow \boxed{C_m = M \times c \text{ ou } c = \frac{C_m}{M} \text{ ou } M = \frac{C_m}{c}}$$

Unités :

- C_m : Concentration massique en gramme par litre (g.L-1).
- M : Masse molaire en gramme par mole (g.mol-1).
- c : Concentration molaire en mole par litre (mol.L-1).

Exemple : exprimer la concentration molaire en calcium dans le sang de Madame X en concentration massique. La concentration molaire en calcium est $2,33 \text{ mmol.L}^{-1}$ et la masse molaire atomique du calcium est de $40,1 \text{ g.mol}^{-1}$.

$$c = 2,33 \text{ mmol.L}^{-1} = 2,33 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \mid \text{Concentration molaire en calcium}$$

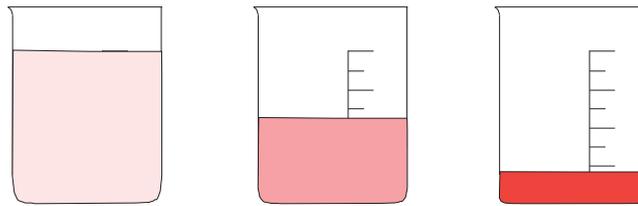
$$M = 40,1 \text{ g.mol}^{-1} \mid \text{Masse molaire du calcium}$$

$$C_m = M \times c = 2,33 \times 10^{-3} \times 40,1 = 93,43 \times 10^{-3} \text{ g.L}^{-1} = 93,43 \text{ mg.L}^{-1}$$

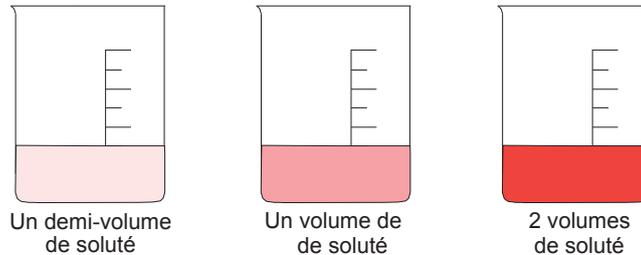
Déterminer la concentration d'une solution

Les solutions peuvent contenir des molécules ou des ions. Par exemple l'eau de Dakin contient du permanganate de potassium qui a la particularité de colorer les solutions en rose. La coloration d'une solution va dépendre de sa concentration :

Lorsqu'on diminue la quantité de solvant : la concentration augmente



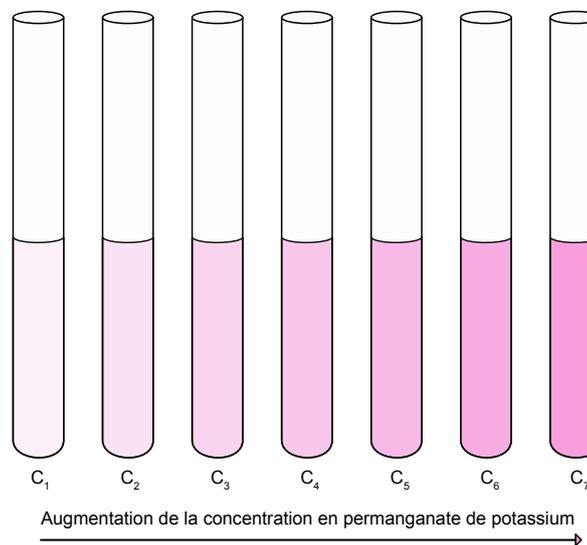
Lorsqu'on augmente la quantité de soluté : la concentration augmente



Pour savoir quelle est la concentration d'une solution inconnue, on peut donc procéder par comparaison avec une **échelle de teintes** : on prélève une quantité croissante d'une solution de départ (solution mère) dont on connaît la concentration afin de réaliser plusieurs échantillons de solutions de concentrations croissantes (solutions filles).

Exemple : Pour des solutions de permanganate de potassium, on peut réaliser 7 tubes à essai à partir de solutions de plus en plus diluées afin de réaliser une échelle de teintes.

Echelle de teintes



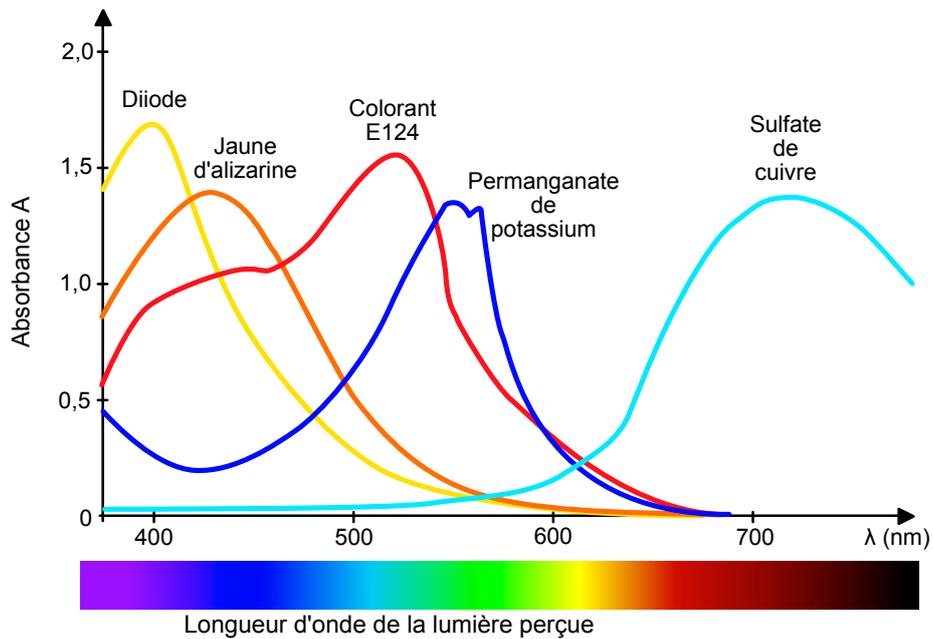
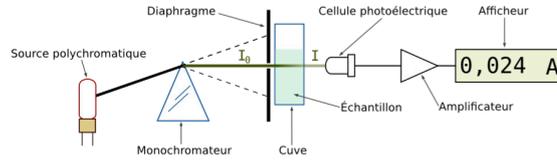
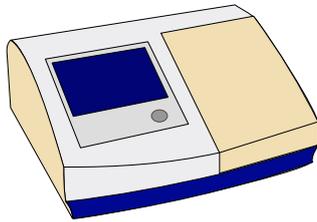
Absorbance d'une substance colorée

Une solution colorée absorbe certaines radiations de la lumière blanche et diffuse celles qu'elle n'absorbe pas. La couleur de la solution est donc la superposition des radiations lumineuses diffusées.

L'absorbance A d'une solution est la proportion de lumière absorbée pour une longueur d'onde λ donnée. C'est un nombre sans unité.

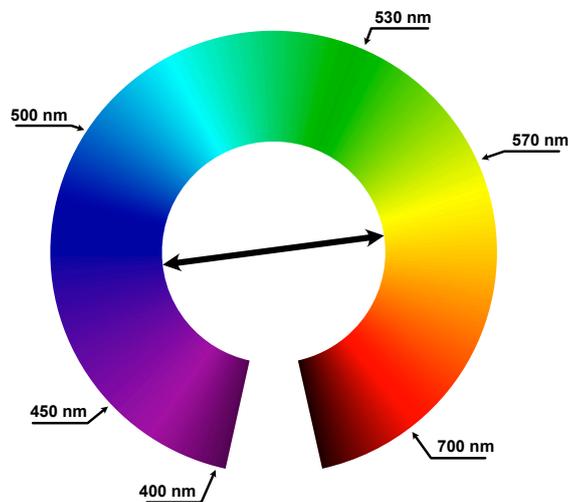
On peut mesurer l'absorbance avec un spectrophotomètre qui affiche le spectre d'absorption d'une substance : le graphe de l'absorbance en fonction de la longueur d'onde ($A = f(\lambda)$) :

Spectrophotomètre



Comme on le voit sur le graphique ci-dessus, **la couleur absorbée est complémentaire de la couleur de la solution**. Par exemple, une solution de sulfate de cuivre est cyan et absorbe donc le rouge.

Cercle chromatique



Les couleurs complémentaires sont opposées sur le cercle

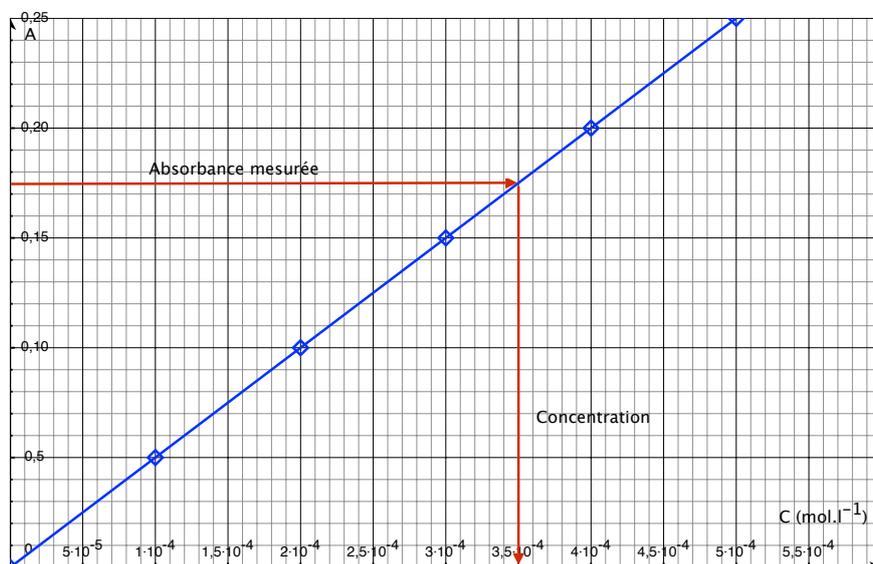
Dans un spectrophotomètre, on doit faire l'étalonnage de l'appareil avec une cuve contenant le solvant afin de ne pas prendre en compte l'absorption de celui-ci. En effet, les absorptions sont cumulatives : si plusieurs substances absorbent dans la même longueur d'onde, l'absorbance totale sera la somme des absorbances de toutes ces espèces.

Loi de Beer-Lambert

Avec le spectre d'absorption, on détermine la longueur d'onde λ_{\max} pour laquelle l'absorption A est maximale.

À l'aide de plusieurs solutions de concentration différentes, et connues, on peut tracer la **courbe d'étalonnage de l'absorbance de ces solutions en fonction de la concentration pour une longueur d'onde donnée** :

Courbe d'étalonnage



On remarque alors que la courbe d'étalonnage est une droite passant par l'origine. C'est logique puisqu'une solution ne contenant pas de substance colorée est transparente et n'absorbe donc pas de lumière.

Pour une solution suffisamment diluée, l'absorbance est proportionnelle à la concentration molaire de la solution. Cette relation a été découverte et complétée successivement par les scientifiques français Pierre Bouguer en 1729, Jean-Henri Lambert en 1760 puis Auguste Béeer en 1852.

La loi dite de Beer-Lambert lie l'absorbance à la concentration molaire avec un facteur de proportionnalité qui dépend de la largeur de la cuve du spectrophotomètre et un facteur ϵ (epsilon) nommé coefficient d'extinction molaire qui dépend de la nature de la substance absorbante étudiée, de la longueur d'onde de la lumière utilisée, de la température et de la nature du solvant :

$$A = \varepsilon \times l \times C$$

Unités :

- A : Absorbance sans unité
- ε : (epsilon) coefficient d'extinction molaire en $\text{L.mol}^{-1}.\text{cm}^{-1}$
- l : épaisseur de la solution traversée (largeur de la cuve) en cm
- C : concentration molaire en mol.L^{-1}

Que l'on simplifie souvent par $A = k \times C$ ou $k = \varepsilon \times l$.

À partir du graphique tracé ou de la loi de Beer-Lambert (en ayant calculé la constante $\varepsilon \times l$) il est possible de déterminer la concentration molaire d'une solution inconnue en mesurant son absorbance et en lisant la concentration associée en abscisse (flèches rouges).