
	Première Spécialité	Thème : Constitution et transformations de la matière	Cours	
	Chapitre 3 : Les dosages spectrophotométriques			

I La concentration d'une espèce dissoute

La concentration d'un soluté en solution s'exprime en utilisant :

- soit la concentration en masse c_m :

La concentration en masse d'un soluté est la masse de soluté dissous par litre de solution. Elle se note c_m et se mesure en g.L^{-1} .

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

c_m : concentration en masse en gramme par litre (g.L^{-1})

m : masse de soluté en gramme (g)

V : volume de la solution en litre (L)

- soit la concentration en quantité de matière c (parfois appelée « concentration » tout court) :

La concentration en quantité de matière d'un soluté est la quantité de matière de soluté dissous par litre de solution. Elle se note c et se mesure en mol.L^{-1} .

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

c : concentration en quantité de matière en mole par litre (mol.L^{-1})

n : quantité de matière de soluté en mole (mol)

V : volume de la solution en litre (L)

Les deux concentrations sont liées par la relation :

$$c_m = c \times M$$

M : masse molaire du soluté en g.mol^{-1}

En effet : $c_m = \frac{m}{V}$ Or : $m = M \times n$ Donc : $c_m = \frac{M \times n}{V} = \frac{n}{V} \times M = c \times M$

Exercices :

- a) On dissout 3,0 g de poudre de permanganate de potassium dans 150 mL d'eau. Calculer la concentration en masse de permanganate de potassium de la solution obtenue.

$$c_m = \frac{m}{V} = \frac{3,0}{150 \times 10^{-3}} = \underline{20 \text{ g.L}^{-1}}$$

- b) On dissout 0,50 mol de saccharose pour obtenir une solution de 200 mL. Calculer la concentration en quantité de matière de saccharose.

$$c = \frac{n}{V} = \frac{0,50}{200 \times 10^{-3}} = \underline{2,5 \text{ mol.L}^{-1}}$$

- c) Après un effort, on prépare une boisson de concentration en masse de glucose de $18,0 \text{ g.L}^{-1}$. Calculer la concentration en quantité de matière c de cette solution ($M_{\text{glucose}} = 180,0 \text{ g.mol}^{-1}$)

$$c = \frac{c_m}{M} = \frac{18,0}{180,0} = \underline{0,100 \text{ mol.L}^{-1}}$$

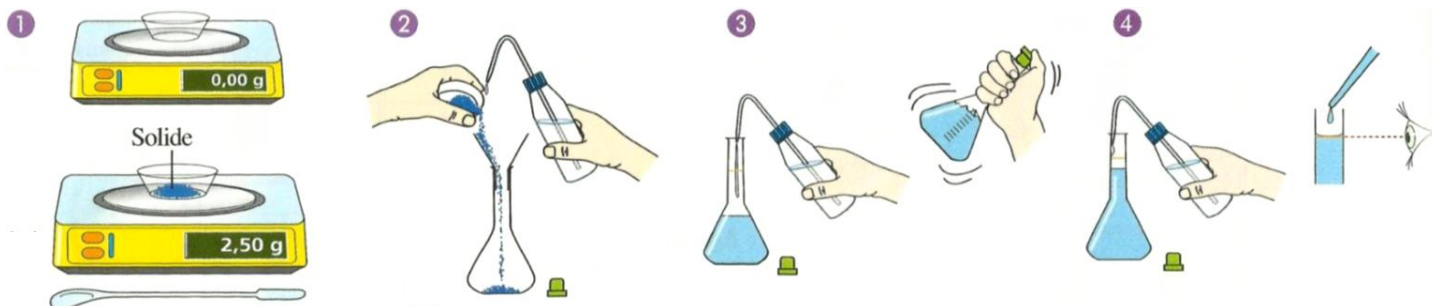
II Préparation de solutions

1) Par dissolution d'un soluté

Préparer une solution par dissolution consiste à dissoudre un soluté dans un solvant.

On prépare toujours une solution dans une **fiolle jaugée** suivant un protocole bien précis.

Protocole de dissolution



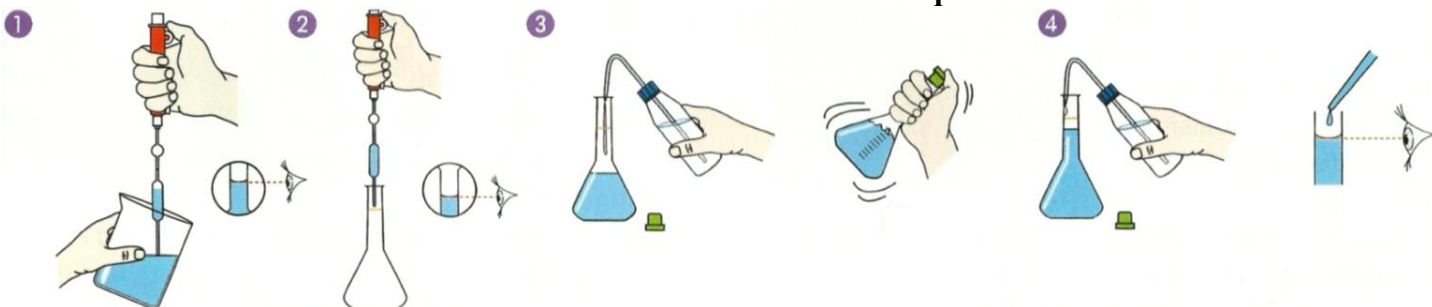
- 1) Peser la masse de solide dans une coupelle en utilisant la fonction tare de la balance.
- 2) Introduire le solide dans une fiolle jaugée en utilisant un entonnoir et rincer la coupelle à l'eau distillée.
- 3) Ajouter de l'eau distillée aux $\frac{3}{4}$. Boucher et agiter pour dissoudre tout le solide.
- 4) Compléter d'eau distillée jusqu'au trait de jauge. Boucher, agiter pour homogénéiser une dernière fois.

2) Par dilution d'une solution mère

Diluer une solution, appelée solution mère, c'est lui ajouter du solvant pour obtenir une solution moins concentrée, appelée solution fille.

La solution mère est la solution de départ. La solution fille est la solution obtenue après dilution.

Protocole de dilution d'une solution aqueuse



- 1) Prélever le volume $V_{\text{mère}}$ à l'aide d'une pipette jaugée munie d'une propipette.
- 2) Introduire ce volume dans une fiolle jaugée de volume V_{fille} .
- 3) Ajouter de l'eau distillée aux $\frac{3}{4}$. Boucher et agiter pour homogénéiser la solution.
- 4) Compléter d'eau distillée jusqu'au trait de jauge. Boucher, agiter pour homogénéiser une dernière fois.

➤ Formule de la dilution

Lorsqu'on dilue une solution mère, on ne fait qu'ajouter de l'eau à un prélèvement de solution mère. On n'ajoute pas de soluté en plus.

La masse de soluté contenu dans le prélèvement de solution mère se retrouve donc intégralement dans la solution fille.

On a donc :

$$m_{\text{mère}} = m_{\text{fille}}$$

La **masse de soluté se conserve** au cours de la dissolution.

On a donc la formule de la dilution :

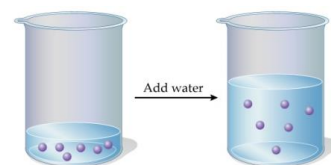
$$c_{m,\text{mère}} \times V_{\text{mère}} = c_{m,\text{fille}} \times V_{\text{fille}}$$

On utilise également une notation moins lourde :

$$c_{m0} \times V_0 = c_{m1} \times V_1$$

c_{m0} et c_{m1} doivent être en g.L^{-1} .

V_0 et V_1 doivent être en litre (L).



Le **nombre d'entités, donc la quantité de matière se conserve** au cours de la dissolution : $n_{\text{mère}} = n_{\text{fille}}$

On a donc la formule de la dilution : $c_{\text{mère}} \times V_{\text{mère}} = c_{\text{fille}} \times V_{\text{fille}}$

On utilise également une notation moins lourde :

$$c_0 \times V_0 = c_1 \times V_1$$

c_0 et c_1 doivent être en mol.L⁻¹.

V_0 et V_1 doivent être en litre (L).

➤ Facteur de dilution

Le **facteur de dilution** F est défini par :

$$F = \frac{c_{m0}}{c_{m1}} = \frac{c_0}{c_1} = \frac{V_1}{V_0} = \frac{\text{le plus grand}}{\text{le plus petit}}$$

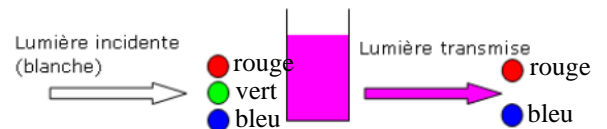
F est sans unité et toujours supérieur à 1.

III Les dosages spectrophotométriques

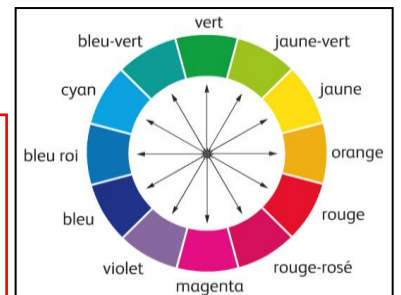
1) Couleur d'une solution

Quand une solution colorée est traversée par de la lumière blanche, elle se comporte comme un **filtre coloré** qui transmet certaines radiations et en absorbe d'autres.

Par exemple, une solution magenta de permanganate de potassium laisse passer les radiations magenta (bleue et rouge) et absorbe les radiations vertes, complémentaires du magenta.



Dans le cercle chromatique, les couleurs complémentaires sont diamétralement opposées.



La couleur d'une solution est celle qui est complémentaire de la couleur des radiations absorbées.

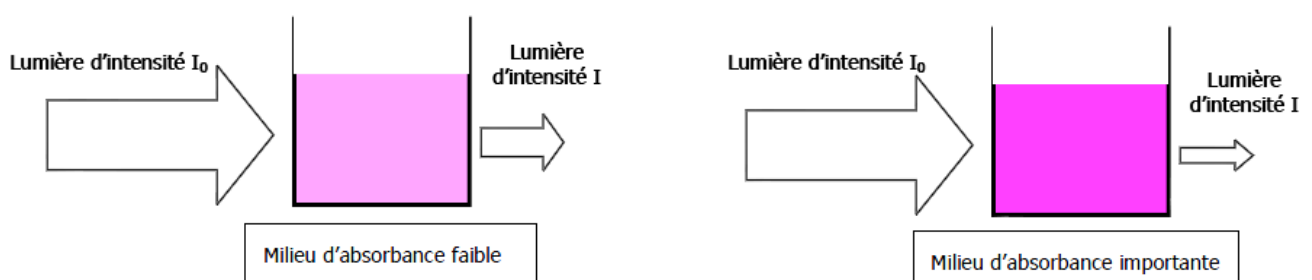
Autrement dit, les radiations principalement absorbées par une solution sont celles dont la couleur est complémentaire de la couleur de la solution.

Exemple : une solution de bleu de méthylène absorbe principalement les radiations jaunes, couleur complémentaire du bleu de la solution.

2) Absorbance d'une solution

Pour être plus précis, on définit l'absorbance mesurant la capacité d'un milieu à absorber une radiation de longueur d'onde λ qui le traverse.

Plus une solution est concentrée, plus elle semble foncée, plus son absorbance est grande. Si la solution est transparente, alors la lumière n'est pas absorbée et son absorbance est nulle.



L'absorbance, notée A , est une grandeur positive et sans unité. Elle est mesurée par un appareil appelé spectrophotomètre.



Le **spectrophotomètre** envoie une radiation de longueur d'onde λ et d'intensité I_0 données et la compare avec l'intensité lumineuse I sortant d'une solution. Il calcule et affiche l'absorbance A .

Remarque : l'absorbance d'une solution dépend principalement de la nature de la solution, de sa concentration et de la longueur d'onde λ de la lumière traversant la solution.

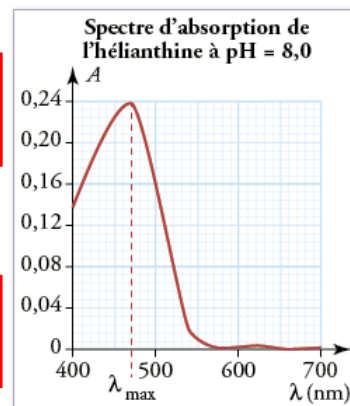
3) Spectre d'absorption d'une solution

En plaçant une solution dans la cuve du spectrophotomètre, on peut mesurer son absorbance pour chaque longueur d'onde de la lumière visible (entre 400 nm et 800 nm).

On obtient le graphique appelé « spectre d'absorption » représentant l'absorbance A de la solution en fonction de la longueur d'onde λ .

On constate que l'absorbance passe par un maximum A_{\max} pour une valeur précise de longueur d'onde notée λ_{\max} .

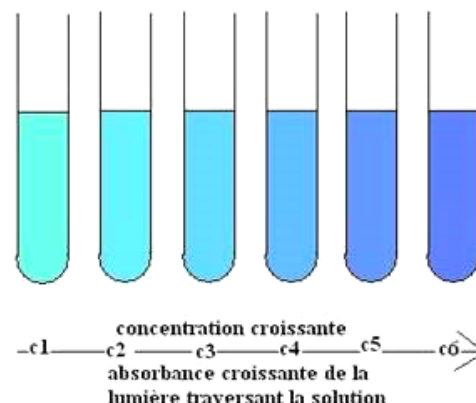
La longueur d'onde λ_{\max} correspond à la couleur la plus absorbée, qui est complémentaire de la couleur de la solution.



4) Loi de Beer-Lambert

D'après la loi de Beer-Lambert, l'absorbance de la solution (pour une longueur d'onde donnée) est proportionnelle à la concentration de cette solution.

Par exemple, plus la quantité de sirop de menthe dans de l'eau augmente, **plus sa concentration est grande**, plus la boisson est vert foncé, **plus son absorbance est grande**.



Elle se note donc :

$$A = k \times c$$

Avec $\left\{ \begin{array}{l} A : \text{absorbance (sans unité)} \\ k : \text{constante (en L.mol}^{-1}\text{)} \\ c : \text{concentration en quantité de matière (en mol.L}^{-1}\text{)} \end{array} \right.$

La constante k s'exprime en fonction de la longueur ℓ de la cuve et d'une autre constante notée ϵ (lettre « epsilon » dans l'alphabet grec) :

$$A = \epsilon \times \ell \times c \quad \text{ou} \quad A = \epsilon \ell c$$

Avec $\left\{ \begin{array}{l} A : \text{absorbance (sans unité)} \\ \ell : \text{longueur de la cuve (en cm)} \\ c : \text{concentration en quantité de matière (en mol.L}^{-1}\text{)} \\ \epsilon : \text{coefficient d'extinction molaire (en L.mol}^{-1}\text{.cm}^{-1}\text{)} \end{array} \right.$

Ce coefficient caractérise la capacité qu'a une espèce à absorber la lumière d'une longueur d'onde donnée.

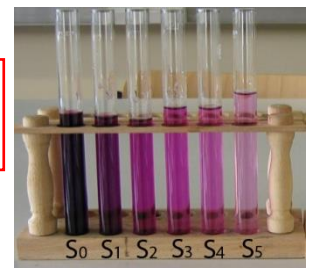
Remarque : La loi de Beer-Lambert est valable quand la solution n'est pas trop concentrée. Dans le cas contraire, absorbance et concentration ne sont plus proportionnelles.

5) Dosages spectrophotométriques par étalonnage

Doser une espèce chimique en solution consiste à déterminer la concentration de cette espèce.

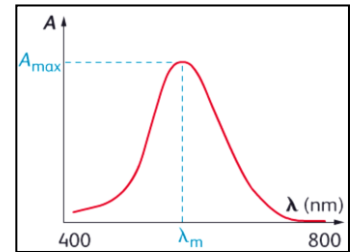
Plusieurs méthodes existent pour effectuer un dosage. L'une d'elles est le **dosage spectrophotométrique par étalonnage**, utilisant des solutions étalons.

Les différentes étapes de ce dosage sont les suivantes :



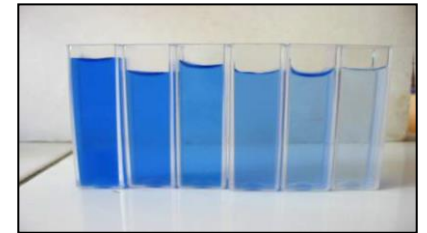
- **1^{ère} étape : Choix de la longueur d'onde de travail λ_{\max}**

Grâce au spectre d'absorption, on choisit une longueur d'onde λ_{\max} pour laquelle l'absorbance de l'espèce à doser est maximale, afin d'augmenter la précision des mesures. Par exemple, on choisira une longueur d'onde correspondant au rouge pour une solution de sulfate de cuivre bleu turquoise (cyan).



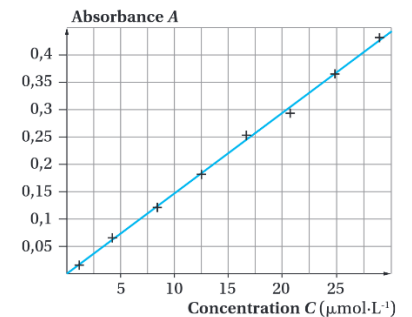
- **2^{ème} étape : Préparation des solutions étalons de concentrations connues, par dilutions successives**

On réalise, à partir d'une solution mère de l'espèce à doser, une échelle de teinte en diluant successivement la solution mère pour obtenir des solutions filles de moins en moins concentrées et surtout de concentrations connues. Ces solutions sont appelées **solutions étalons**.



- **3^{ème} étape : Construction de la droite d'étalonnage : $A = f(c)$**

Pour la longueur d'onde λ_{\max} , on mesure l'absorbance A des solutions étalons. On trace la **droite d'étalonnage** représentant l'absorbance des solutions étalons en fonction de leur concentration : $A = f(c)$.



On sait qu'il s'agit d'une droite passant par l'origine car il y a proportionnalité entre A et c d'après la loi de Beer-Lambert.

- **4^{ème} étape : Mesure de l'absorbance A_0 de la solution de concentration inconnue c_0**

- **5^{ème} étape : Utilisation de la droite d'étalonnage pour déterminer la concentration inconnue c_0**

On peut procéder :

1) **par lecture graphique** sur la droite d'étalonnage.

2) **par calcul** à partir de l'équation de la droite.

La droite d'étalonnage passe par l'origine.

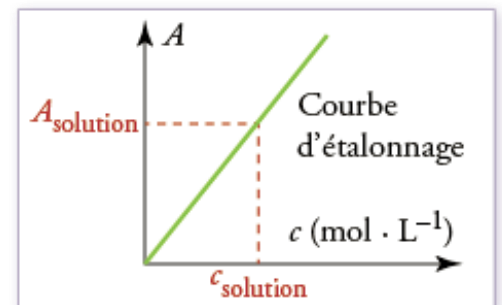
Son équation est de la forme : $A = k \times c$ avec k : coefficient directeur de la droite qu'il faut calculer.

Pour cela : - On choisit un point M sur la droite,

- On lit ses coordonnées (c_M , A_M),

- On calcule le coefficient directeur k : $k = \frac{A_M}{c_M}$ en $L \cdot mol^{-1}$,

- On peut alors calculer la concentration c_0 avec l'équation de la droite : $c_0 = \frac{A_0}{k}$.



Exemple :

Point M de coordonnées : ($c_M = 1,8 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$; $A_M = 0,3$)

Coefficient directeur : $k = \frac{A_M}{c_M} = \frac{0,3}{1,8 \times 10^{-6}} = 1,7 \times 10^5 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

On mesure l'absorbance $A_0 = 0,22$ d'une solution de concentration inconnue.

Sa concentration vaudra : $c_0 = \frac{A_0}{k} = \frac{0,22}{1,7 \times 10^5} = 1,3 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$.

