

Chapitre 4 : Mélanges et solutions

Introduction :

Il existe deux types de mélanges. Quels sont-ils et comment les définir ?

Plusieurs techniques permettent de séparer les différents constituants d'un mélange hétérogène. Quelles sont-elles et comment les schématiser ?

Il est également possible de séparer les constituants d'un mélange homogène par plusieurs techniques expérimentales. Quelles sont-elles ? Sur quel principe physique reposent-t-elles ? Et comment les mettre en œuvre expérimentalement ?

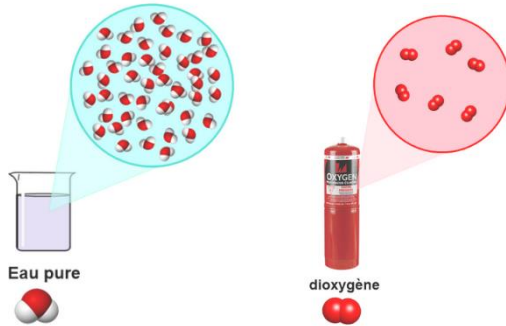
La concentration massique et la concentration molaire d'une substance en solution sont deux grandeurs qui permettent de déterminer la quantité de substance dissoute dans un solvant. Quelles sont les formules mathématiques associées à ces grandeurs ? Et comment déterminer expérimentalement la concentration d'une substance colorée dans une solution ?

I- Mélanges et corps pur

1) Qu'est-ce qu'un corps pur ?

Définition : un corps pur est constitué d'une **seule espèce chimique (qu'elle soit solide, liquide ou gazeuse)**.

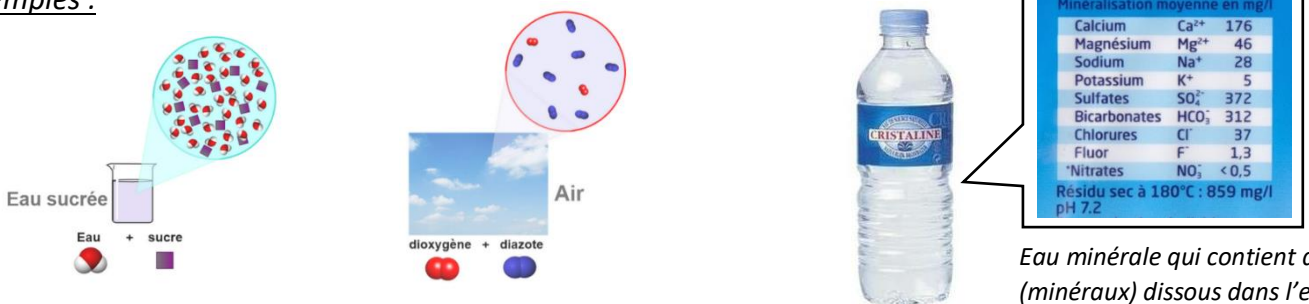
Exemples :



2) Qu'est-ce qu'un mélange ?

Définition : un mélange est constitué de **plusieurs espèces chimiques différentes**.

Exemples :

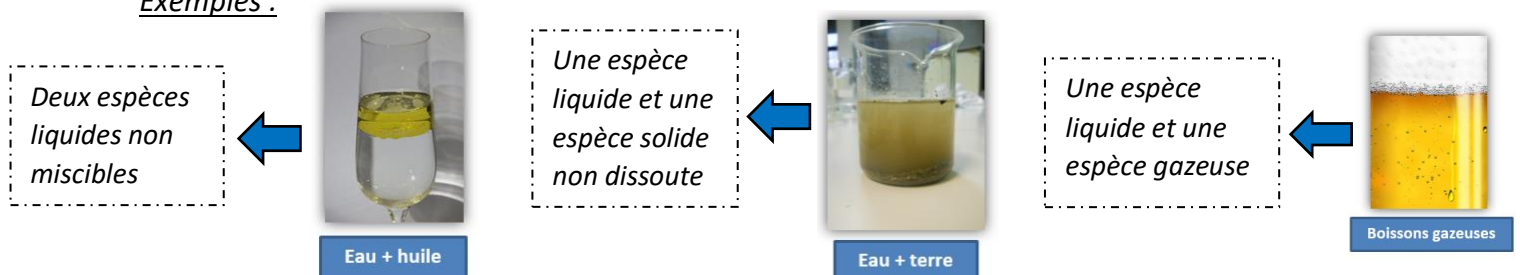


Eau minérale qui contient des ions (minéraux) dissous dans l'eau

Il existe deux types de mélanges :

- le mélange **hétérogène** : c'est un mélange dans lequel **on peut distinguer au moins deux constituants à l'œil nu**.

Exemples :



⇒ Voir fiche expérience N°3 (CM1-CM2) : « Un cocktail étonnant »

- le mélange **homogène** : c'est un mélange dans lequel **on ne distingue pas les différents constituants à l'œil nu (1 seule phase).**

Exemples :



Mélange eau + sirop



Mélange eau + café soluble



Thé ou infusion

➤ **Quelle expérience mettre en place pour faire comprendre la notion de dissolution, de mélange homogène et hétérogène à des élèves du cycle 3 ?**

⇒ **Voir fiche expérience N°4 (CM1-CM2) : Que se passe-t-il quand on introduit un solide dans l'eau ?**

II- Comment séparer les différents constituants d'un mélange hétérogène ?

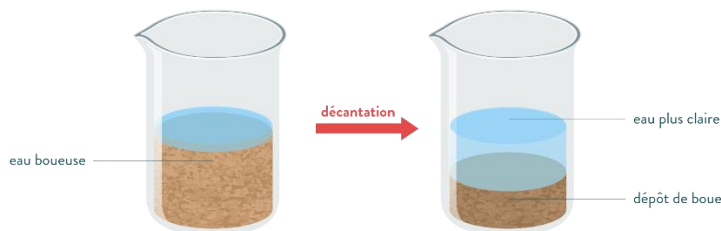
⇒ **Voir TP N°1 : « Comment séparer les différents constituants d'un mélange ? »**

1) Par décantation

La décantation consiste à séparer les différents constituants d'un mélange hétérogène **grâce à la gravitation.**

Il existe **deux types de décantation** :

- **la décantation solide/liquide**



Au cycle 3, les élèves réalisent souvent la **décantation de l'eau boueuse**. Les élèves observent que **les particules les plus lourdes se déposent au fond du mélange.**

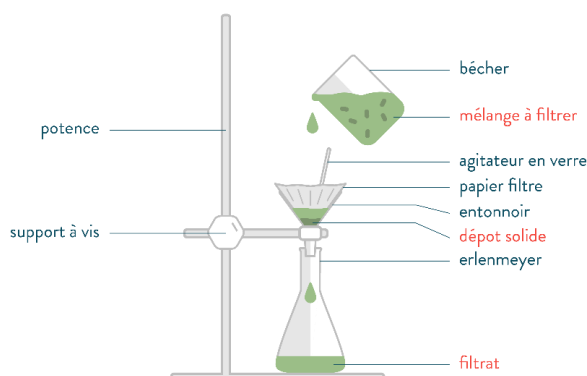
- **la décantation liquide/liquide**

Elle se réalise dans **une ampoule à décanter.**

Au collège-6^{ème}, les élèves réalisent souvent la séparation de l'eau et de l'huile :



2) Par filtration



Au collège-6^{ème}, les élèves réalisent souvent **la filtration d'une eau boueuse ou d'un jus d'orange contenant de la pulpe.**

III- Comment séparer les différents constituants d'un mélange homogène ?

1) Par évaporation

Définition : l'évaporation est le **passage progressif de l'état liquide à l'état gazeux (vaporisation) à la surface d'un liquide.**

Au cycle 3, pour commencer à étudier l'évaporation avec les élèves, on peut partir de l'observation d'une photographie sur **les marais salants** :



⇒ Les élèves doivent comprendre que :

- du sel est dissout dans la mer
- **la grande surface et la faible profondeur** des marais **favorisent l'évaporation** de l'eau de mer sous l'effet du soleil et du vent
- **les cristaux de sel apparaissent après évaporation** de l'eau de mer et le saunier peut donc les ramasser.

Par analogie aux marais salants, les élèves peuvent **réaliser une solution d'eau salée** en classe dans le but de **visualiser l'évaporation de l'eau au fil des jours** avec la diminution du niveau de l'eau et la formation de cristaux de sel au fond du récipient.

2) Par distillation fractionnée

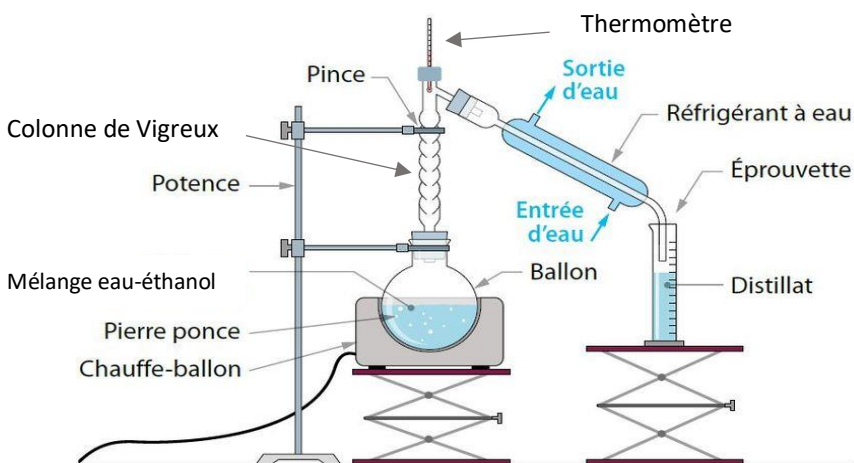
Une **distillation fractionnée** permet de **séparer les constituants d'un mélange de liquides miscibles ayant des températures d'ébullition nettement différentes** (au moins 10°C de différence).

Le liquide le plus volatil (= qui a la température d'ébullition la plus faible) est le distillat.

Exemple :

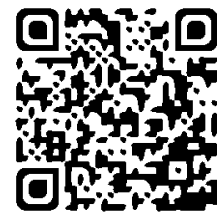
La distillation fractionnée d'un mélange eau-éthanol permet de séparer **l'eau ($T_{eb} = 100^{\circ}\text{C}$)** et **l'éthanol ($T_{eb} = 79^{\circ}\text{C}$)**. En s'élevant dans la colonne de Vigreux, la vapeur s'enrichit en constituant **le plus volatil** puis se condense dans le réfrigérant à eau : **le distillat est donc l'éthanol.**

Montage expérimental d'une distillation fractionnée :

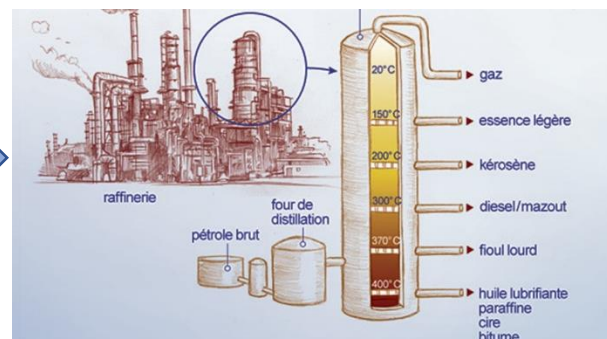


Remarque : dans une raffinerie, on effectue la **distillation du pétrole** dans une grande tour à distillation (ou colonne de fractionnement) basée sur le même principe que la colonne de Vigreux.

Vidéo : La distillation fractionnée au labo



https://www.youtube.com/watch?v=kn54TfGZF_0



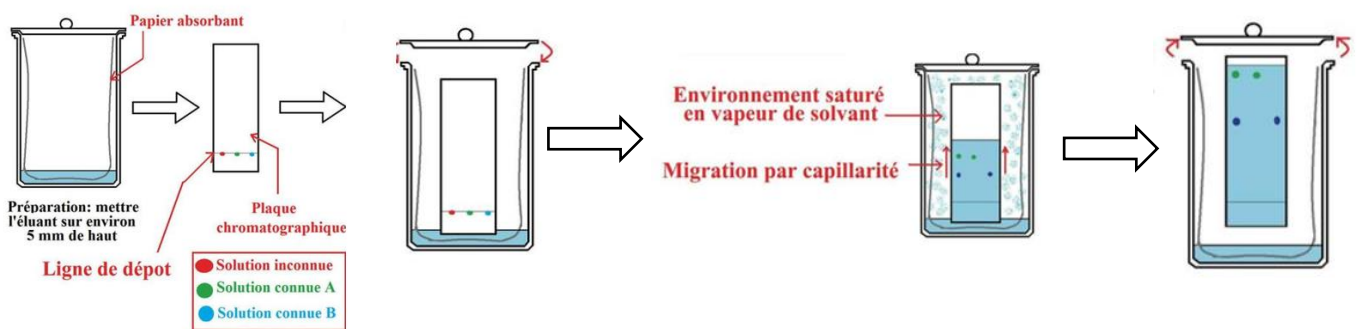
3) Par chromatographie sur couche mince

La chromatographie est une méthode d'analyse chimique permettant **la séparation et l'identification des différents constituants d'un mélange homogène.**

Comment réaliser une chromatographie ?

Pour réaliser une chromatographie, il faut :

- un solvant ou un mélange de solvants appelé **éluant** ou « **phase mobile** »
 - un **support solide fixe** appelé « **phase fixe** » (une plaque de silice ou du papier Whatman)
 - **des substances de référence** dont on suppose être présentes dans le mélange homogène
1. Sur une ligne de dépôt en bas de la phase fixe, on dépose une goutte de mélange homogène dont on veut déterminer la composition et une goutte de chaque substance chimique de référence.
 2. On introduit la phase fixe ou chromatogramme dans une cuve à élution de sorte que la ligne de dépôt soit au-dessus du niveau de l'éluant.
 3. On laisse migrer l'éluant vers le haut du chromatogramme.
 4. Lorsque l'éluant a migré jusqu'en haut, on sort le chromatogramme de la cuve à élution et on trace le front de l'éluant au crayon de papier.
 5. On sèche le chromatogramme au sèche-cheveux et on révèle les tâches si elles sont incolores.



Principe de la chromatographie :

L'éluant migre lentement par capillarité le long du chromatogramme et entraîne les espèces chimiques déposées sur la ligne de dépôt. Selon l'affinité avec la phase mobile, les espèces chimiques vont monter plus ou moins vite sur la phase fixe : *si l'espèce chimique a la même polarité que l'éluant alors elle montera très vite sur la phase fixe.*

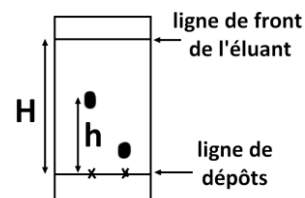
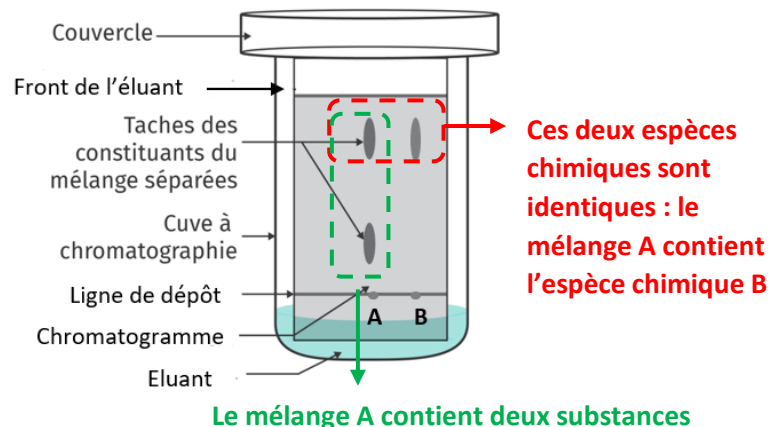
Comment exploiter un chromatogramme ?

- Si deux substances migrent à la **même hauteur** alors elles sont **identiques**.
- Si le chromatogramme ne présente **qu'une seule tache verticalement** au-dessus du dépôt alors la **substance chimique déposée est pure**.

Calcul du rapport frontal R_f pour chaque tâche :

$$R_f = \frac{h}{H} < 1 \quad R_f \text{ est sans unité !!}$$

où h est la distance parcourue par le **composé** depuis la ligne de dépôt, et H , la distance parcourue par l'**éluant** depuis la ligne de dépôt.



⇒ [Voir fiche expérience N°5 \(CM1-CM2\) : Chromatographie de colorants alimentaires](#)

Remarque :

il est possible de réaliser une chromatographie sur colonne d'un « sirop de menthe » dans une pipette pasteur. La phase fixe est de silice en poudre et la phase mobile est l'éluant. On introduit le « sirop de menthe » en haut de la pipette pasteur, puis on ajoute quelques gouttes d'éluant. Ce dernier va entraîner les colorants vers le bas avec des vitesses de migration différentes et ainsi séparer le jaune du bleu contenu dans le « sirop de menthe » de couleur vert.

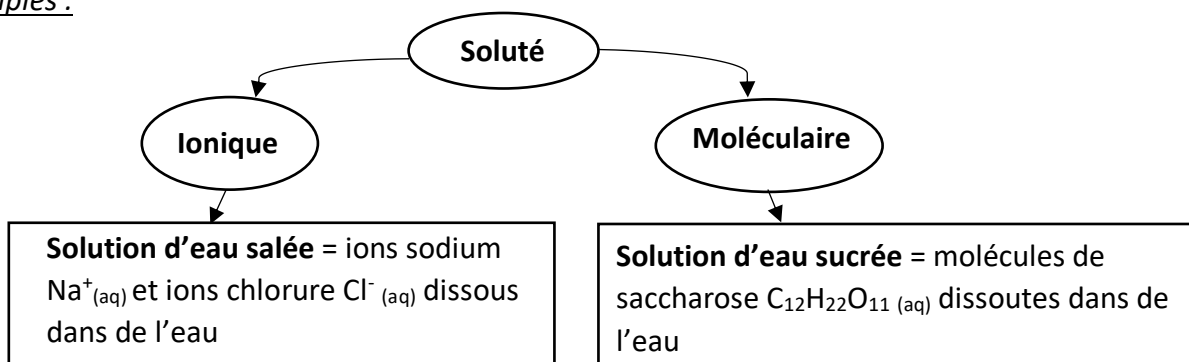


IV- Concentration massique et molaire d'un soluté en solution

Rappel :

Une **solution** est obtenue à partir du **mélange** d'une ou plusieurs espèces chimiques appelées **soluté(s)** dans un liquide appelé **solvant**.

- Si le solvant est l'eau, la solution est dite **aqueuse**.
- Les espèces chimiques dissoutes appelées **solutés** sont soit **des ions**, soit **des molécules**.

Exemples :

1) Concentration massique

a) Définition

La **concentration massique** C_m d'une solution en un soluté représente la **masse de soluté** dissoute par **litre de solution**. Elle s'exprime en **g/L** (aussi noté $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$) :

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

g/L g L

Exemple : La concentration massique en saccharose d'une solution de volume $V = 500 \text{ mL}$ contenant une masse $m_{\text{saccharose}} = 2,5 \text{ g}$ de saccharose dissous est :

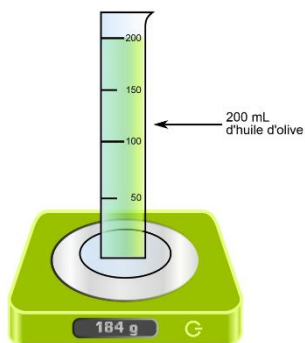
$$C_m = \frac{2,5}{500 \times 10^{-3}} = 5,0 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$$

REMARQUE IMPOTANTE :



Les élèves ont tendance à confondre la masse volumique ρ_{solution} d'une solution et la concentration massique en un soluté d'une solution !!

Ces deux grandeurs s'expriment dans la même unité mais ont une signification différente :



$$\rho_{\text{solution}} = \frac{m_{\text{solution}}}{V_{\text{solution}}} \neq$$

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



Exemple : La concentration massique en sucre d'un soda est $C_m = 120 \text{ g/L}$
 La masse volumique de ce même soda est $\rho_{\text{soda}} = 1036 \text{ g/L}$

b) Solubilité

On ne peut dissoudre qu'une quantité maximale de soluté dans un volume de solvant. Lorsque l'on ne peut plus dissoudre de soluté, on dit que la solution est saturée en soluté.

La concentration massique maximale en soluté s'appelle la solubilité.

La solubilité dépend du soluté, du solvant et de la température.

Exemple : la solubilité du chlorure de sodium dans l'eau est $s = 360 \text{ g/L}$ à 20°C .

Solution saturée en sel



Dépôt de sel

2) Concentration molaire

Définition :

La **concentration molaire C** d'une solution en un soluté est le quotient de la **quantité de matière n** de ce soluté par le **volume de la solution V_{solution}** :

$$C = \frac{n(\text{soluté})}{V(\text{solution})}$$

mol/L ——— mol
 ——— L

Rappel :

$$n = \frac{m}{M} = C \times V$$

avec m, masse de soluté (g)
 M, masse molaire du soluté (g/mol)
 C, concentration molaire (mol/L)
 V, volume de la solution (L)

Exemple : On réalise une solution d'eau salée en introduisant $4,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$ de sel dans 750 mL d'eau. La concentration molaire de la solution en sel est :

$$C = \frac{4,5 \times 10^{-3}}{750 \times 10^{-3}} = 6,0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

➤ Comment passer de la concentration molaire à la concentration massique d'une solution et vice-versa ?

La concentration massique C_m , la concentration molaire C d'une solution en un soluté et la masse molaire M de ce soluté sont liées par la relation :

$$C_m = C \times M$$

g/L ——— g/mol
 ——— mol/L

Exemple : préparer une solution de glucose $C_6H_{12}O_6$ de masse molaire $M = 180\text{g/mol}$ de concentration molaire $C = 5,00 \times 10^{-2}\text{mol/L}$ revient à préparer une solution de concentration massique :

$$C_m = C \times M_{\text{glucose}} = 5,00 \times 10^{-2} \times 180 = 9,00 \text{ g/L}$$

V- Comment déterminer expérimentalement la concentration d'une solution colorée ?

Quelques rappels :

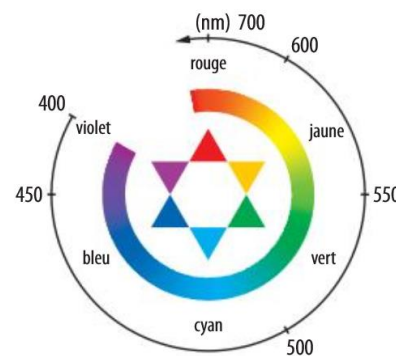
- La couleur d'une solution apparaît de la couleur complémentaire de celle de la radiation absorbée.
- L'absorbance A d'une solution colorée à différentes longueurs d'ondes se mesure à l'aide d'un spectrophotomètre :



Spectrophotomètre



Cuve contenant la solution colorée



Cercle chromatique

• Loi de Beer-Lambert :

L'absorbance A_λ (fixée à la longueur λ) d'une solution colorée suit la loi de Beer-Lambert :

$$A_\lambda = \epsilon_\lambda \times \ell \times C$$

A_λ : Sans unité
 ϵ_λ : $\text{L.mol}^{-1}.\text{cm}^{-1}$
 ℓ : cm
 C : mol.L^{-1}

A une longueur d'onde fixée, l'absorbance d'une solution colorée est donc **proportionnelle** à la **concentration molaire** de l'espèce colorée qu'elle contient.

Avec :

C , concentration molaire de l'espèce colorée

ℓ , largeur de la cuve du spectrophotomètre ($\ell = 1 \text{ cm}$)

ϵ_λ , coefficient d'extinction molaire de l'espèce colorée

⇒ ϵ_λ dépend de la nature de l'espèce colorée, de la longueur d'onde, du solvant et de la température.



La loi de Beer-Lambert n'est valable que pour des solutions peu concentrées.

➤ Pour déterminer expérimentalement la concentration d'une solution colorée, on peut réaliser un **dosage par étalonnage spectrophotométrique** qui s'effectue en plusieurs étapes :

- **Etape 1 :** à partir d'une solution mère colorée, on réalise une série de dilutions pour obtenir une échelle de teintes. Ainsi, on obtient plusieurs solutions filles à différentes concentrations connues.
- **Etape 2 :** on mesure l'absorbance de chaque solution fille de l'échelle de teintes avec le spectrophotomètre (après l'avoir réglé sur λ_{max} de l'espèce colorée et avoir effectué « le blanc »)
- **Etape 3 :** on trace la droite d'étalonnage $A = f(C)$
- **Etape 4 :** on mesure l'absorbance de la solution dont la concentration est inconnue avec le spectrophotomètre
- **Etape 5 :** on reporte la valeur de cette absorbance sur la droite d'étalonnage pour déterminer la concentration de la solution



⇒ Voir TP N°2 : Dosage du colorant bleu brillant contenu dans le Powerade®

Extrait du Programme du 1^{er} degré-cycle 3 :

	Connaissances et compétences associées	Exemples de situations, d'activités et de ressources pour l'élève
	Décrire les états et la constitution de la matière à l'échelle macroscopique	
Expérience N°3	Identifier à partir de ressources documentaires les différents constituants d'un mélange.	Séparer des constituants par décantation, filtration, évaporation.
Décantation Filtration Evaporation Expérience N°5 : chromatographie	Mettre en œuvre un protocole de séparation des constituants d'un mélange.	Les mélanges gazeux pourront être abordés à partir du cas de l'air. L'eau et les solutions aqueuses courantes (eau minérale, eau du robinet, boissons, mélanges issus de dissolution d'espèces solides ou gazeuses dans l'eau...) représentent un champ d'expérimentation très riche. Détachants, dissolvants, produits domestiques permettent d'aborder d'autres mélanges et d'introduire la notion de mélange de constituants pouvant conduire à une réaction (transformation chimique)
Expérience N°4	<ul style="list-style-type: none"> - Réaliser des mélanges peut provoquer des transformations de la matière (dissolution, réaction) - La matière qui nous entoure (à l'état solide, liquide ou gazeux) résulte souvent de l'association de différents constituants 	

Ressources :

- Une série de **5 séances expérimentales** rédigées par un professeur des écoles sur le thème des mélanges et solutions au cycle 3 :

<http://cancandre eklablog.com/melanges-et-solutions-a119106080>

➤ **Séance 1** : Tous les liquides peuvent-ils se mélanger entre eux ? (notion de miscibilité)

➤ **Séance 2** : Peut-on mélanger des solides à l'eau ? (notion de solubilité)

➤ **Séance 3** : Peut-on dissoudre tout le sel que l'on veut dans l'eau ? (notion de saturation)

➤ **Séance 4** : Peut-on récupérer le sel dissous dans l'eau ? (techniques de séparation)

➤ **Séance 5** : Comment séparer les substances du liquide mystère ? (techniques de séparation)

- Une vidéo sur les mélanges réalisée par un enseignant de Physique-Chimie au collège :

<https://www.youtube.com/watch?v=QQvWpgQ3A1U>

Idées d'expériences simples :

- Réalisation d'une colonne de liquides de densité différente avec des produits du quotidien :

