

Thème 1 : Constitution et transformation de la matière

Chapitre 1 : Corps purs et mélanges d'espèces chimiques

I - Corps purs et mélanges au quotidien

1) Notion d'espèce chimique

a) Définition

Une espèce chimique correspond à un ensemble d'entités chimiques (atomes, ions, molécules etc.) identiques.

Elle est représentée par une formule chimique brute.

Exemple :

- H_2O est la formule chimique brute de l'eau ;
- Fe est la formule chimique brute du fer.

b) Corps purs

i) Définition

Un corps pur est composé d'une seule espèce chimique sous forme atomique ou moléculaire.

Exemples :

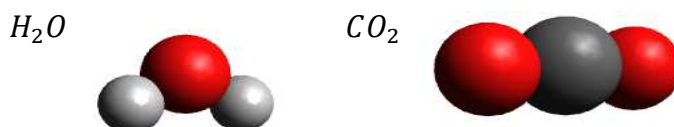
- à l'état solide : l'or ($Au_{(s)}$), le chlorure de sodium ($NaCl_{(s)}$) ;
- à l'état liquide : l'eau ($H_2O_{(l)}$), l'acétone ($C_3H_6_{(l)}$) ;
- à l'état gazeux : l'hélium ($He_{(g)}$), le dioxygène ($O_{2(g)}$).

ii) Corps purs simples et corps purs composés

Lorsque les atomes formant un corps pur sont identiques, cette matière est un corps pur simple (dioxygène, diazote etc.).



Lorsque les atomes formant un corps pur sont différents, cette matière est un corps pur composé (eau, dioxyde de carbone etc.).



iii) Récapitulatif

Qu'il soit simple ou composé, un corps pur n'est constitué que d'une seule espèce chimique.

c) Mélanges

i) Définition

Un mélange est composé d'au moins deux espèces chimiques.

La composition d'un mélange précise les proportions en masses ou en volumes de chaque espèce chimique pure dans les mêmes conditions de température et de pression.

Le pourcentage massique $P_m(A)$ d'une espèce chimique A de masse $m(A)$ dans un mélange de masse m est tel que : $P_m(A) = \frac{m(A)}{m} \times 100$.

Exemples :

- La masse de fer ($Fe_{(s)}$) d'une poêle en fonte de masse $m = 3,6 \text{ kg}$ pour la cuisine est $m(Fe_{(s)}) = 3,42 \text{ kg}$.

Le pourcentage massique de fer est : $P_m(Fe_{(s)}) = \frac{3,42}{3,6} \times 100 = 95 \%$.

- Le pourcentage massique de cuivre ($Cu_{(s)}$) dans une pièce de 10 centimes d'euros de masse $m = 4,14 \text{ g}$ est de 89 %.

La masse de cuivre dans la pièce est : $m(Cu_{(s)}) = \frac{89}{100} \times 4,14 = 3,68 \text{ g}$.

Le pourcentage volumique $P_V(A)$ d'une espèce chimique A de volume $V(A)$ dans un mélange de volume V est tel que : $P_V(A) = \frac{V(A)}{V} \times 100$.

Exemples :

- Le volume d'acide éthanoïque ($C_2H_4O_2_{(l)}$) de vinaigre blanc de volume $V = 200 \text{ mL}$ pour détartre est $V(ae_{(l)}) = 16 \text{ mL}$.

Le pourcentage volumique d'acide éthanoïque est : $P_V(ae_{(l)}) = \frac{16}{200} \times 100 = 8 \%$.

- Le pourcentage volumique de dioxygène ($O_{2(g)}$) dans un ballon de football rempli d'air de volume $V = 5,58 \text{ L}$ est de 20 %.

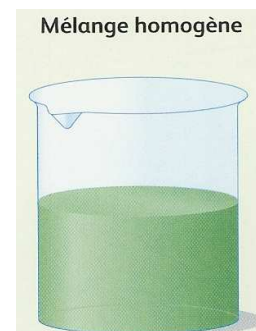
Le volume de dioxygène contenu dans ce ballon de football est : $V(O_{2(g)}) = \frac{20}{100} \times 5,58 = 1,12 \text{ L}$.

Remarque :

Le pourcentage massique ou volumique peut s'appliquer à n'importe quel mélange et sous n'importe quel état de la matière.

ii) Mélanges homogènes

Prenons l'exemple de la menthe à l'eau.



On ne distingue pas les constituants : cette boisson est un mélange homogène.

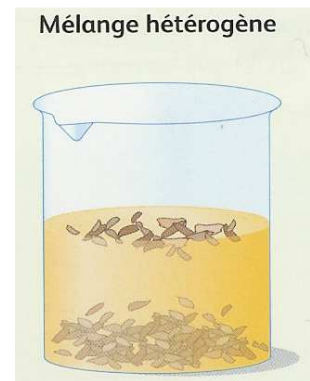
Remarque :

Dans le cas d'un mélange homogène constitué de gaz ou de solides, on dira que ces derniers sont solubles dans le solvant.

Dans le cas d'un mélange homogène constitué de liquides, on dira que ces derniers sont miscibles entre eux.

iii) Mélanges hétérogènes

Prenons l'exemple du jus d'orange obtenu à partir de fruits pressés.



On peut y distinguer de la pulpe en suspension : ce jus de fruits est un mélange hétérogène.

Remarque :

Dans le cas d'un mélange hétérogène constitué de gaz ou de solides, on dira que ces derniers sont insolubles dans le solvant.

Dans le cas d'un mélange hétérogène constitué de liquides, on dira que ces derniers sont non miscibles entre eux.

iv) Récapitulatif

Un mélange est homogène lorsqu'on ne peut pas en distinguer à l'œil ni les constituants.

Un mélange est hétérogène lorsqu'on peut en distinguer à l'œil ni les constituants.

Que ce soit pour un mélange homogène ou pour un mélange hétérogène, dès qu'il contient de l'eau, on parle de mélange aqueux.

La composition d'un mélange est donnée par le pourcentage massique ou volumique de chaque espèce dans le mélange.

2) Propriétés physiques des espèces chimiques

a) Masse volumique et densité d'un corps

i) Masse volumique

Pour prélever une quantité de matière n d'une espèce liquide on peut, comme pour les solides, procéder par pesée de la masse m correspondant à cette quantité.

Cependant on peut aussi mesurer le volume V qu'occupe la quantité de matière n , si l'on connaît la grandeur qui lie la masse et le volume de l'espèce considérée.

Cette grandeur est la masse volumique.

La masse volumique est une grandeur physique caractérisant la masse m d'un corps par unité de volume V , notée ρ (rhô) :

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

Dans les unités légales, la masse volumique est en kilogramme par mètre cube, noté $kg.m^{-3}$.

Dans la pratique, d'autres unités sont souvent utilisées comme le $g.L^{-1}$ ou le $kg.L^{-1}$.

Quelques valeurs de masse volumique :

Corps pur	Etat	$\rho (kg.L^{-1})$	$\rho (kg.dm^{-3})$	$\rho (g.cm^{-3})$	$\rho (kg.m^{-3})$
Air	gaz	0,001 3	0,001 3	0,001 3	1,3
Hélium	gaz	0,000 17	0,000 17	0,000 17	0,17
Eau	liquide	1,0	1,0	1,0	1 000
Eau	solide	0,92	0,92	0,92	920
Fer	solide	7,9	7,9	7,9	7 900
Aluminium	solide	2,7	2,7	2,7	2 700
Polystyrène	solide	0,015	0,015	0,015	15
Béton	solide	2,5	2,5	2,5	2 500

ii) Densité

En général, ce n'est pas la masse volumique qui est indiquée sur les étiquettes de flacons de solides ou de liquide, mais la densité par rapport à l'eau.

La densité d'un corps solide ou d'un liquide est le rapport de la masse volumique de ce corps à la masse volumique d'eau liquide exprimée dans les mêmes unités :

$$d = \frac{\rho_{corps}}{\rho_{eau}} \quad \left| \quad \begin{array}{l} d \text{ sans unités} \\ \rho_{corps} \text{ et } \rho_{eau} \text{ mêmes unités} \end{array} \right.$$

La densité est d'autant plus grande que la masse volumique du corps est importante.

Exemple 1 :

La masse volumique de l'eau est $\rho_{eau} = 1 \text{ kg} \cdot \text{L}^{-1}$ (1 kg d'eau a pour volume 1 L et inversement).

Si la masse volumique du fer est $\rho_{fer} = 7,9 \text{ kg} \cdot \text{L}^{-1}$, alors 7,9 kg de fer a pour volume 1 L et inversement.

On en déduit $d_{fer} = 7,9$.

Exemple 2 :

A 25 °C, l'éthanol est un liquide de densité par rapport à l'eau $d = 0,780$.

A la même température, la masse volumique de l'eau vaut $\rho_{eau} = 1,00 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$.

Dès lors, on détermine la masse volumique de l'éthanol $\rho_{éthanol}$ à 25 °C :

$$\begin{aligned}\rho_{éthanol} &= d \times \rho_{eau} \\ \rho_{éthanol} &= 0,780 \times 1,00 \\ \rho_{éthanol} &= 0,780 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}\end{aligned}$$

La masse volumique de l'éthanol est $\rho_{éthanol} = 0,780 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$.

La densité d'un corps gazeux est le rapport de la masse volumique de ce corps à la masse volumique d'air exprimée dans les mêmes unités :

$$d = \frac{\rho_{corps}}{\rho_{air}} \quad \left| \quad \begin{array}{l} d \text{ sans unités} \\ \rho_{corps} \text{ et } \rho_{air} \text{ mêmes unités} \end{array} \right.$$

La densité est d'autant plus grande que la masse volumique du corps est importante.

Exemple 3 :

La masse volumique de l'air est $\rho_{air} = 1,3 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ (1,3 g d'air a pour volume 1 L et inversement).

Si la masse volumique d'hélium est $\rho_{hélium} = 0,17 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$, alors 0,17 g d'hélium a pour volume 1 L et inversement.

On en déduit $d_{hélium} = 0,13$.

Exemple 4 :

Le diazote est un gaz de densité par rapport à l'air $d = 0,97$.

Dès lors, on détermine la masse volumique du diazote $\rho_{diazote}$:

$$\begin{aligned}\rho_{diazote} &= d \times \rho_{air} \\ \rho_{diazote} &= 0,97 \times 1,3 \\ \rho_{diazote} &= 1,26 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}\end{aligned}$$

La masse volumique du diazote est $\rho_{diazote} = 1,26 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

b) Températures de changement d'état

Un changement d'état est le passage d'une substance d'un état physique donné (solide, liquide ou gazeux) vers un autre état, sans modification de la structure de l'espèce chimique.

Les changements d'état ont lieu à une température qui est caractéristique de la substance à une pression donnée.

A pression donnée, la température de changement d'état entre deux états physiques donnés est identique pour les deux transformations réciproques.

La température de fusion d'une espèce chimique, notée T_{fus} est la température à laquelle l'espèce passe de l'état solide à l'état liquide, à une pression donnée.

La température d'ébullition d'une espèce chimique, notée $T_{éb}$ est la température à laquelle l'espèce passe de l'état liquide à l'état gazeux, à une pression donnée.

Quelques exemples :

Espèce chimique	T_{fus} (en °C)	$T_{éb}$ (en °C)
Eau	0	100
Acétone	-95	56
Menthol	38	234
Fer	1 535	2 750
Plomb	328	1 740
Mercure	-39	357

La mesure de la température de fusion d'un solide est simple et rapide à mettre en œuvre, grâce à un appareil appelé banc Köfler.



c) Solubilité d'une espèce chimique

Mélangée à un solvant donné, une espèce chimique va plus ou moins s'y dissoudre, voire former un mélange hétérogène si elle y est non soluble.

La solubilité, le plus souvent exprimée en $g.L^{-1}$, est la masse maximale d'une espèce chimique dissoute dans un volume de solvant donné, et à une température donnée.

La solubilité d'une espèce chimique dépend en premier lieu du solvant et des interactions qu'ils peuvent avoir.

Pour un solvant donné, la solubilité augmente en général avec la température.

Exemples :

- la solubilité du jaune de tartrazine, un colorant alimentaire utilisé dans le sirop de menthe est de $0,11 g.L^{-1}$ dans l'eau. Elle est dix fois moins importante dans l'éthanol ;
- la solubilité du diiode dans le cyclohexane est de $28 g.L^{-1}$ à $25^{\circ}C$, et plus du double à $50^{\circ}C$.

Toute espèce chimique dont la solubilité dans un solvant est mesurable est dite soluble dans ce solvant.

Le mélange résultant est homogène tant que la masse maximale pouvant être dissoute n'est pas atteinte.

Si cette masse est dépassée, l'espèce chimique ne se dissout plus dans le solvant, et le mélange devient hétérogène : c'est la saturation.

Une solution est dite saturée quand le solvant ne peut plus dissoudre l'espèce chimique.

Remarque :

Une espèce chimique dont la solubilité dans un solvant est presque nulle est qualifiée de non soluble dans ce solvant.

Le mélange résultant est hétérogène.

d) Récapitulatif

Les caractéristiques physiques d'une espèce chimique constituent sa carte d'identité et permet de l'identifier.

On peut citer :

- sa masse volumique ρ d'un corps ($\rho = \frac{m}{V}$) ou sa densité d qui s'exprime par un nombre SANS UNITE ;
- sa température de fusion T_{fus} ou sa température d'ébullition $T_{éb}$;
- sa solubilité.

3) Identification des espèces chimiques

a) Tests chimiques

Un test chimique est une expérience dont le résultat lorsqu'il est positif (changement de couleur, apparition d'un précipité etc.) permet de mettre en évidence la présence de certaines espèces chimiques (molécules ou ions en solution aqueuse).

Exemple 1 :

Le sulfate de cuivre anhydre est blanc, mais au contact de l'eau, il devient bleu.

sulfate de cuivre anhydre



sulfate de cuivre hydraté



Exemple 2 :

Il est possible de déterminer la présence d'ions en solution par l'intermédiaire de tests d'identification et la formation de précipités caractéristique



Exemple 3 :

Il est possible de déterminer la présence d'un gaz par l'intermédiaire du test d'identification propre au gaz étudié :

Espèce chimique	Nom du test	Test positif
Dihydrogène ($H_2(g)$)	Allumette enflammée	Détonation (« pop »)
Dioxygène ($O_2(g)$)	Buchette incandescente	Ravive l'incandescence
Dioxyde de carbone ($CO_2(g)$)	Eau de chaux	Formation d'un précipité blanc

Remarque :

Il existe également un test de flamme, appelé aussi test à la flamme, qui est un procédé utilisé en chimie pour détecter la présence de certains ions métalliques, basé sur les caractéristiques des couleurs prises par une flamme pour chaque élément.



Thème 1 - Chapitre 1 - Sels métalliques embrasés.mp4

b) Température de changement d'état

Exemple 1 : eau pure et eau salée

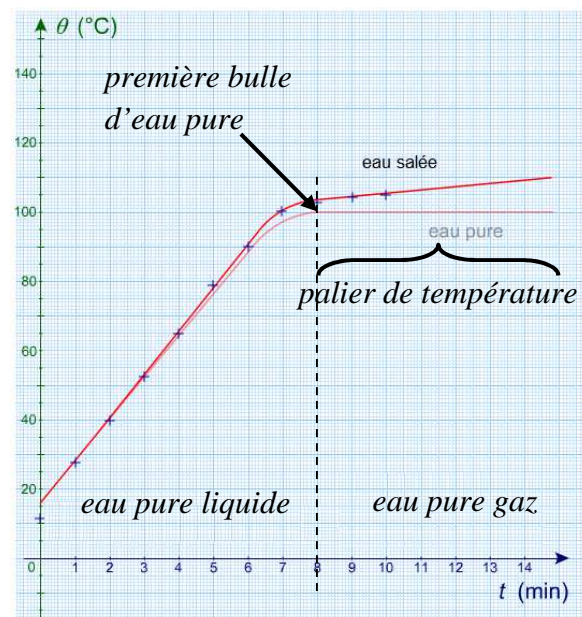
Les mesures de températures réalisées permettent de tracer la température θ (thêta) en fonction du temps t et d'obtenir les graphiques ci-contre : Au début du chauffage, la température de l'eau croît régulièrement et des bulles s'en dégagent.

A 100 °C, la température se stabilise : l'eau pure bout.

Les bulles naissant au sein de l'eau sont des bulles de vapeur d'eau qui coexistent avec l'eau liquide.

Durant tout le changement d'état, la température ne varie pas : un palier de température apparaît.

On en déduit que la température d'ébullition de l'eau pure sous pression atmosphérique normale est donc de 100 °C.



Au cours de l'ébullition d'un **mélange** comme l'**eau salée**, la température n'est pas constante : **elle augmente pendant que l'eau salée bout.**

La température d'ébullition d'une espèce chimique est la température à laquelle cette espèce chimique passe de l'état liquide à l'état gazeux lors de la vaporisation.

Elle peut être mesurée expérimentalement à l'aide d'un thermomètre.

Remarque :

Il est impératif d'indiquer que la pression est « normale » ici car la température d'ébullition dépend fortement de la pression.

Exemple 2 : eau pure

Les mesures de températures réalisées permettent de tracer la température θ (thêta) en fonction du temps t et d'obtenir le graphique ci-contre :

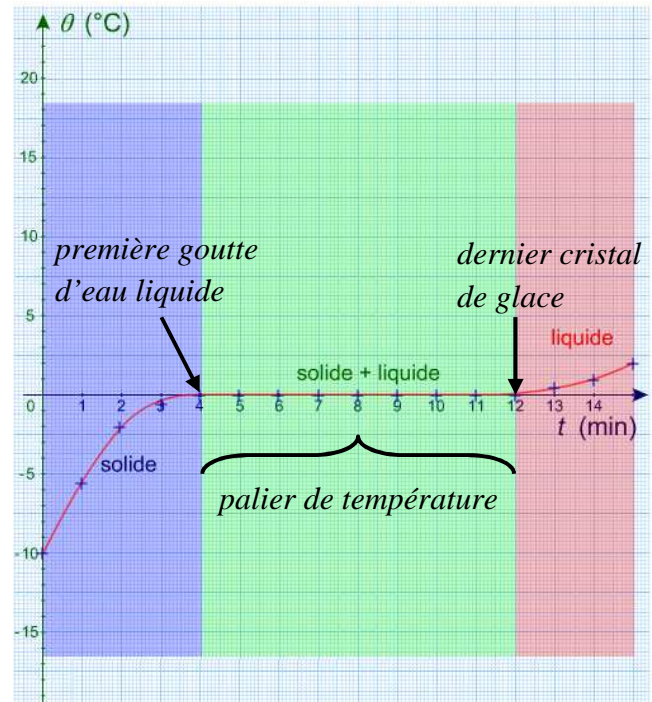
Au début du chauffage, la température de la glace croît régulièrement et des gouttes apparaissent.

A 0 °C, la température se stabilise : la glace fond.

Les gouttes d'eau apparaissent sur les faces extérieures de la glace qui coexistent avec la glace.

Durant tout le changement d'état, la température ne varie pas : un palier de température apparaît.

On en déduit que la température de fusion de l'eau pure est donc de 0 °C.



La température de fusion d'une espèce chimique est la température à laquelle cette espèce chimique passe de l'état solide à l'état liquide lors de la fusion. Elle peut être mesurée expérimentalement à l'aide d'un thermomètre ou d'un banc Kofler.

c) La chromatographie sur couche mince (CCM)

i) Principe

La chromatographie est une méthode physique de séparation, basée sur les différences d'interaction ou « d'affinité » des espèces chimiques étudiées pour deux phases, la phase fixe et la phase mobile.

ii) Les étapes d'une CCM

La réalisation d'une chromatographie sur couche mince nécessite :

- **un support**, par exemple une plaque en aluminium recouverte d'une mince couche de silice : **c'est la phase fixe** ;
- **un éluant** constitué d'un solvant ou d'un mélange de solvants : **c'est la phase mobile.**

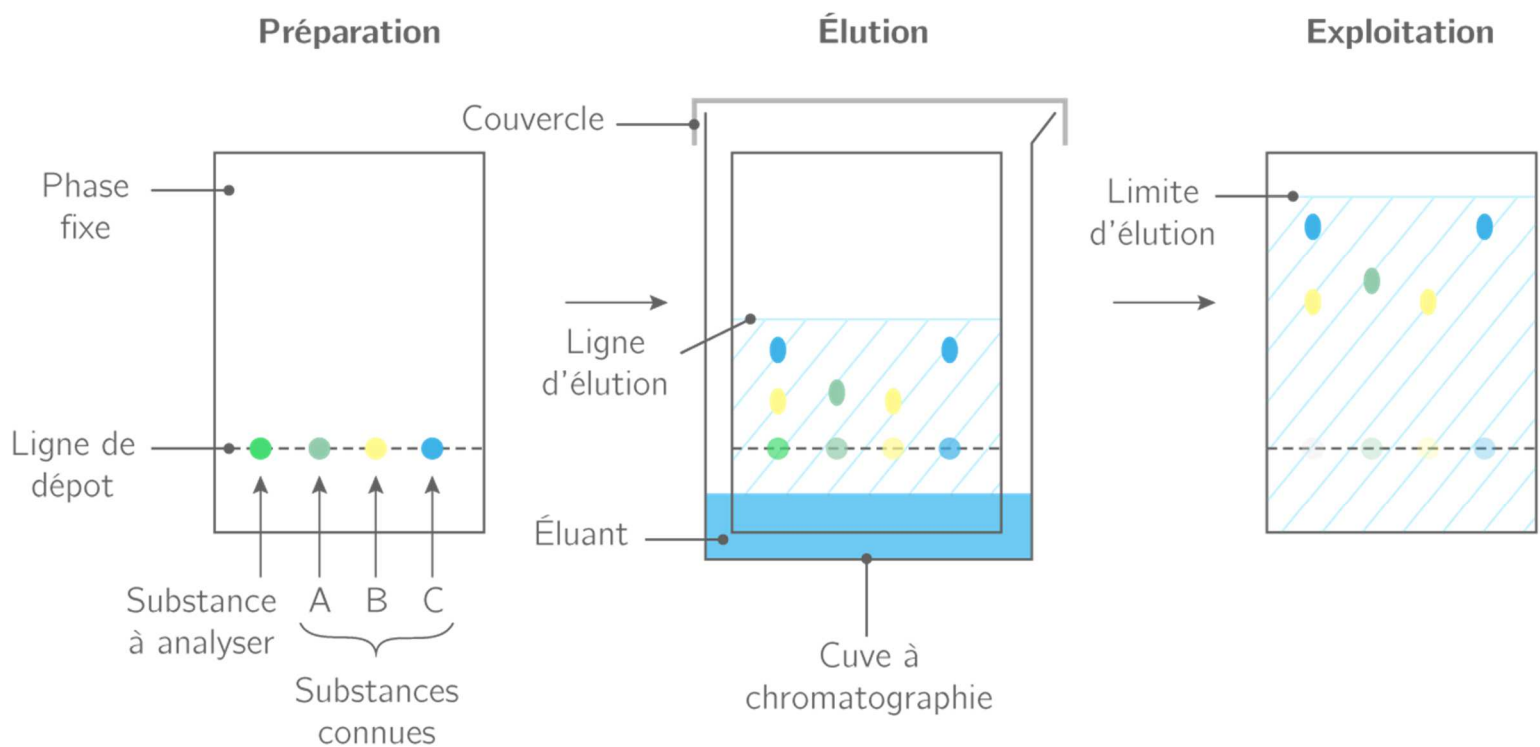
Une ou plusieurs gouttes des substances à analyser sont placées sur une ligne appelée « **ligne de dépôt** » de la plaque CCM.

La plaque ainsi préparée est plongée dans l'éluant : **c'est l'éluion.**

Exemple :

- **Préparation** : on dépose la substance à analyser à environ 1 cm du bord de la plaque à chromatographie recouverte d'une couche mince de silice.
On dépose sur la même ligne trois substances connues *A*, *B* et *C* ;

- **Élution** : la plaque est déposée délicatement dans la cuve à chromatographie au fond de laquelle se trouve l'éluant. On prend garde à ce que les dépôts soient au-dessus de l'éluant. On couvre par un couvercle et on attend que l'éluant monte par capillarité jusqu'à quasiment le sommet de la plaque à chromatographie ;
- **Exploitation** : la plaque est retirée et posée à l'horizontal. On remarque que la substance à analyser a été séparée en deux taches distinctes. C'était donc un mélange et non un corps pur comme les substances A, B et C. On remarque également que les deux taches sont à la même hauteur que les taches formées par les substances B et C. On déduit que la substance à analyser est un mélange des substances B et C et non de A.



Remarque 1 :

L'éluant monte sur la plaque par capillarité en entraînant les différents constituants déposés. Les espèces se séparent car leurs vitesses d'élution diffèrent.

En première approche, on peut considérer que plus les espèces sont solubles dans l'éluant, plus elles montent vite.

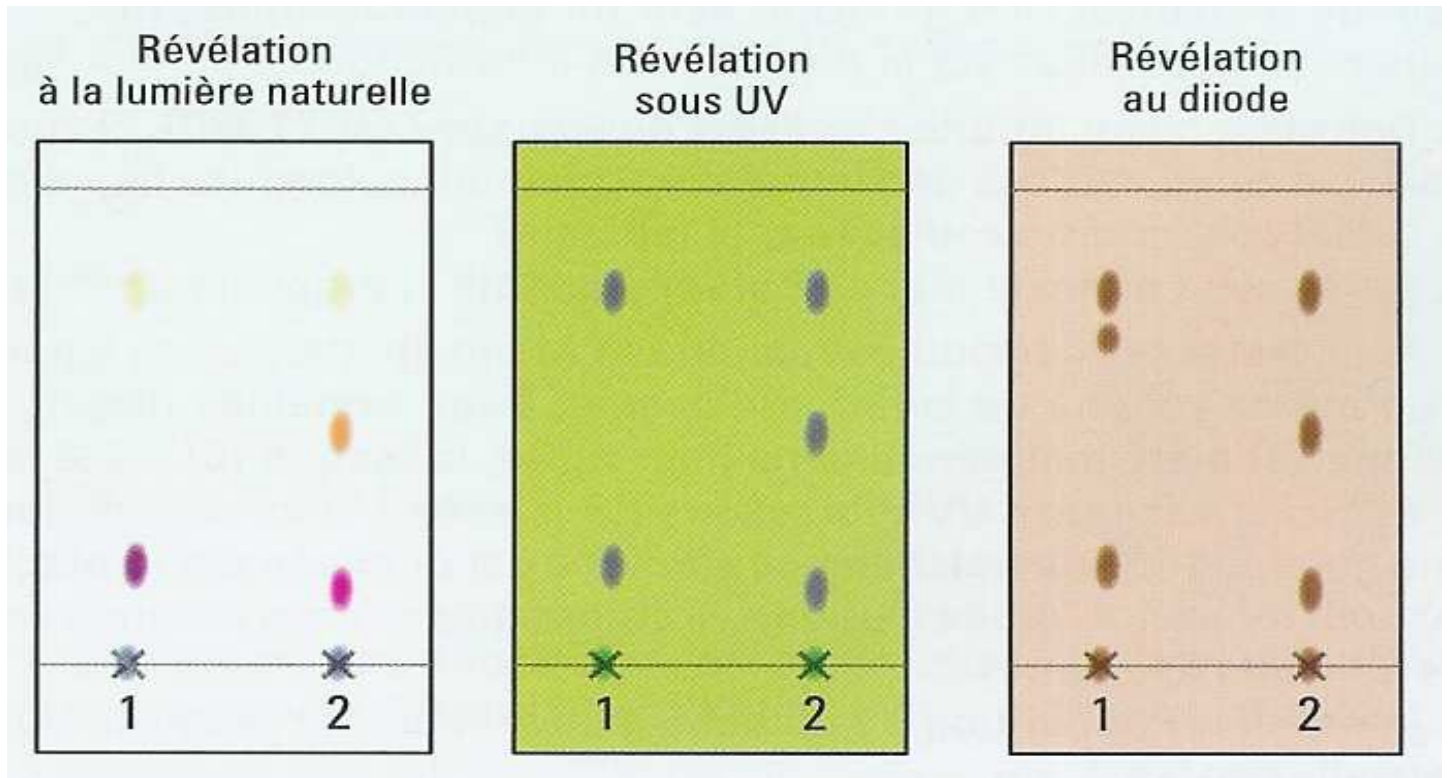
En outre, chaque espèce est plus ou moins retenue par la phase fixe, et leur vitesse diminue en conséquence.

Modifier la nature de la phase fixe ou la composition de la phase mobile a donc pour effet de modifier la position des taches sur le chromatogramme et de jouer sur la qualité de la séparation.

Remarque 2 :

Plusieurs cas sont possibles lors de la révélation :

- si les espèces sont colorées, on observe directement des taches ;
- dans le cas contraire, il faut rendre visible, autrement dit révéler, la position des espèces chimiques sur la plaque (exposer la plaque à la lampe UV (Ultra-Violet) ou faire réagir les espèces chimiques à révéler avec une autre espèce pour former un composé coloré).



Remarque 3 :

Il existe d'autres types de chromatographie tels que : la chromatographie sur colonne et la chromatographie en phase gazeuse notamment.

d) Récapitulatif

Une espèce chimique peut être identifiée par un test mettant en jeu une transformation chimique, appelé test chimique.

Pour identifier une espèce chimique, on peut mesurer la température de l'un de ses changements d'état et comparer à une valeur de référence.

A pression constante, la température reste constante lors du changement d'état d'un corps pur : on observe un palier de température.

En revanche, elle varie lors du changement d'état d'un mélange : aucun palier de température ne peut être observé.

La chromatographie sur couche mince (CCM) est une technique qui permet de séparer et identifier les constituants d'un mélange homogène.

II - Les solutions aqueuses, un exemple de mélange

1) Les solutions

a) Qu'est-ce qu'une solution ?

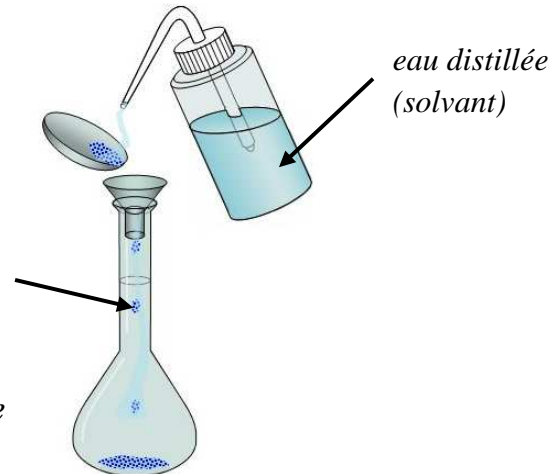
i) *Solution, soluté et solvant*

Une solution est obtenue par dissolution d'un soluté dans un solvant.
Lorsque le solvant est l'eau, la solution est appelée solution aqueuse.

Exemple :

Si l'on souhaite préparer une solution aqueuse de glucose, on utilise une **espèce chimique dissoute** (le glucose) : **c'est le soluté.**

L'eau, **l'espèce majoritaire** dans la solution constitue **le solvant.**



ii) *Dissolution d'une espèce moléculaire ou ionique*

Exemple :

Le glucose est une espèce moléculaire solide de formule brute $C_6H_{12}O_6(s)$.
Dissous en solution aqueuse, le soluté glucose est présent sous forme de molécules de formule brute $C_6H_{12}O_6(aq)$.

Exemple :

Le chlorure de sodium est une espèce ionique solide de formule $NaCl(s)$.
Dissous en solution aqueuse, le soluté de chlorure de sodium est présent sous la forme d'ions chlorure $Cl^-_{(aq)}$ et d'ions sodium $Na^+_{(aq)}$.

Les solutés des solutions aqueuses sont moléculaires ou ioniques.

Une solution peut contenir des molécules et/ou des ions.

iii) *Solution saturée*

Pour une température donnée, il existe une masse maximale de soluté que l'on peut dissoudre pour préparer un litre de solution.

Par exemple, on ne peut pas dissoudre plus de 350 g de chlorure de sodium pour obtenir un litre de solution à 25 °C.

Au-delà de cette masse, le chlorure de sodium ne se dissout plus et la solution est **saturée**.

Une solution est saturée lorsque le soluté introduit n'est pas totalement dissous.

b) Concentration massique ou titre massique

Exemple :

Une ampoule de sérum physiologique contient une solution aqueuse de chlorure de sodium à $9,0 \text{ g.L}^{-1}$.

Cette valeur est la concentration massique en chlorure de sodium de la solution.

Elle signifie que $9,0 \text{ g}$ de chlorure de sodium sont dissous dans 1 litre de solvant (eau).



Si m est la masse de l'espèce chimique et V le volume de solution dans lequel elle sera dissoute, alors la concentration massique C_m a pour expression :

$$C_m = \frac{m}{V} \quad \left| \begin{array}{l} m \text{ en g} \\ V \text{ en litre L} \\ C_m \text{ en g.L}^{-1} \end{array} \right.$$

Remarque :

Bien qu'ayant les mêmes unités, il ne faut pas confondre concentration massique et masse volumique.

En effet, la masse volumique est propre à une espèce chimique tandis que la concentration massique dépend de la masse du soluté et du volume du solvant.

c) Comment préparer une solution de concentration donnée ?

i) Par dissolution d'un solide

Pour obtenir une solution de concentration voulue, on prépare la solution dans une fiole jaugée.

Pour préparer une solution aqueuse S de concentration massique $C_m(S)$ et de volume V_{Sol} , la masse $m(S)$ d'un solide à dissoudre est :

$$m(S) = C_m(S) \times V_{Sol} \quad \left| \begin{array}{l} m(S) \text{ en g} \\ V_{Sol} \text{ en litre L} \\ C_m(S) \text{ en g.L}^{-1} \end{array} \right.$$

Exemple :

Un préparateur souhaite obtenir un volume $V = 100 \text{ mL}$ d'une solution d'eau sucrée de concentration $C_m = 5,5 \times 10^{-2} \text{ g.L}^{-1}$.

La masse de sucre à peser est :

$$\begin{aligned} m &= C_m \times V \\ m &= 5,5 \times 10^{-2} \times 0,1 \\ m &= 5,5 \times 10^{-3} \text{ g} \end{aligned}$$

La masse de sucre à peser est $m = 5,5 \times 10^{-3} \text{ g}$.

ii) **Par dilution d'une solution mère**

Pour diluer une solution aqueuse, il faut ajouter de l'eau distillée à cette solution, ce qui permet d'en diminuer la concentration en soluté.

La solution avant dilution est la solution mère :

$$S_0 \left\{ \begin{array}{l} \text{concentration : } C_{m0} \\ \text{volume à prélever : } V_0 \end{array} \right.$$

La solution après dilution est la solution fille :

$$S_f \left\{ \begin{array}{l} \text{concentration : } C_{mf} \\ \text{volume à préparer : } V_f \end{array} \right.$$

L'ajout de solvant (eau ici) à la solution mère ne modifie pas la quantité de soluté dissous.

Si m_0 est la masse de soluté apporté par la solution mère S_0 , et si m_f est la masse de soluté présente dans la solution fille S_f , alors :

$$m_0 = m_f$$

Au cours d'une dilution, les quantités de soluté dans la solution mère et dans la solution fille sont égales :

$$C_{m0} \times V_0 = C_{mf} \times V_f$$

Diluer F fois une solution mère revient à diviser sa concentration massique par F , donc $C_{mf} = \frac{C_{m0}}{F}$. Le facteur de dilution est : $F = \frac{C_{m0}}{C_{mf}}$.

Le facteur de dilution intervient pour déterminer le volume d'eau distillée V_{eau} à ajouter à un volume de solution mère V_0 afin d'obtenir un volume de solution fille V_f ($V_f = V_0 + V_{eau}$) au facteur de dilution F souhaité :

$$\begin{array}{l} F = \frac{C_{m0}}{C_{mf}} \\ F = \frac{V_f}{V_0} \\ F = \frac{V_{eau} + V_0}{V_0} \end{array}$$

Soit au final : $V_{eau} = F \times V_0 - V_0$.

Remarque :

On exprime souvent le facteur de dilution comme « dilution de moitié, au quart, au dixième etc. ».

Cela revient à dire que le facteur de dilution est respectivement 2, 4, 10.

Exemple :

On souhaite préparer une solution fille diluée au cinquième d'une solution de concentration massique mère $C_{m0} = 2,0 \times 10^{-2} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ à partir d'un volume $V_0 = 10 \text{ mL}$.

On détermine la concentration massique de la solution fille :

$$C_{mf} = \frac{2,0 \times 10^{-2}}{5} = 0,4 \times 10^{-2} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}.$$

On détermine le volume d'eau à ajouter : $V_{eau} = 5 \times 10 - 10 = 40 \text{ mL}$.

d) Récapitulatif

Lorsqu'une ou plusieurs espèces chimiques (solides, liquides ou gazeuses) se dissolvent dans un liquide, on obtient un mélange homogène appelée solution.

Les espèces dissoutes, minoritaires, sont appelées solutés.

Le liquide, espèce majoritaire, dans lequel elles sont dissoutes, est le solvant.

Une solution est saturée lorsque le solvant a dissous la quantité maximale d'espèce qu'il pouvait dissoudre.

Une solution peut contenir des molécules et des ions.

Deux méthodes sont généralement possibles pour préparer une solution aqueuse du composé X : la méthode de la dissolution et la méthode de la dilution

2) Analyse d'une solution

a) Qu'est-ce qu'un dosage ?

Doser une espèce chimique en solution consiste à déterminer sa quantité de matière dans l'échantillon considéré.

Les concentrations des espèces chimiques peuvent être ensuite déduites.

Il existe deux grandes catégories de dosage :

- **les dosages par étalonnage ou par comparaison (méthodes non destructives).**

Ils s'appuient sur la mesure d'une grandeur physique de la solution (absorbance, indice de réfraction, conductance etc.) dont la valeur dépend de la concentration de l'espèce chimique à doser.

Une courbe d'étalonnage est préalablement tracée en mesurant cette grandeur physique pour des solutions de concentrations connues ;

- **les dosages par titrage (méthodes destructives).**

Ils font intervenir des réactions chimiques qui consomment l'espèce à doser.

- b) **Dosage par étalonnage ou par comparaison**
On commence par préparer une échelle de teinte d'une solution contenant l'espèce chimique à doser.

Remarque :

L'échelle de teinte ne permet que d'encadrer la valeur de la concentration de la solution que l'on cherche et non d'en donner une valeur précise.

Exemple 1 : cas d'une espèce chimique colorée

On dispose de 5 solutions de concentration massique connue.

L'échelle de teinte permet d'affirmer que :

$$4 \times 10^{-4} \text{ g.L}^{-1} < C_m \text{ inconnue} < 8 \times 10^{-4} \text{ g.L}^{-1}.$$



$$C_m (\times 10^{-4} \text{ g.L}^{-1}) = 1 \quad 2 \quad 4 \quad 8 \quad 10 \quad C_m \text{ inconnue}$$



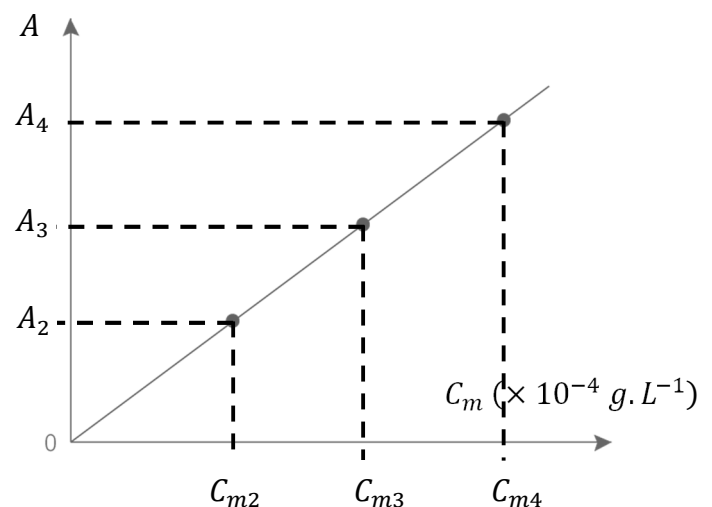
On mesure ensuite l'absorbance de chacune des solutions de concentration connue appelées solutions étalons.

On construit la courbe d'étalonnage.

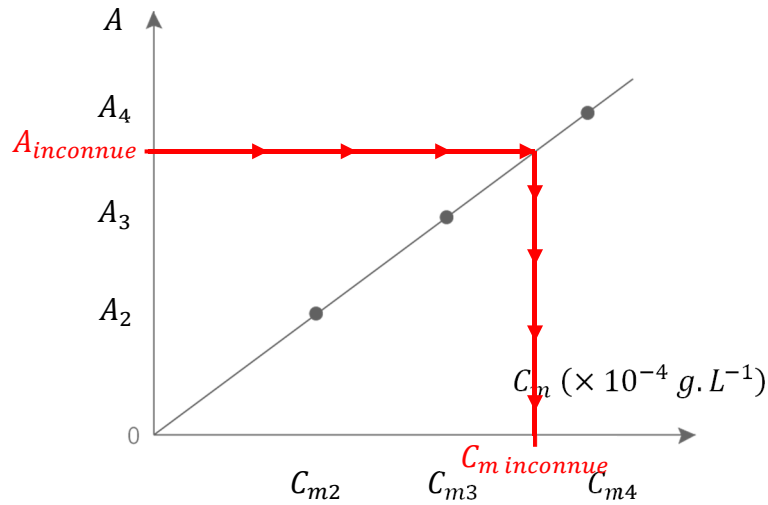
C'est le graphique représentant l'absorbance A en fonction de la concentration C_{mi} des solutions étalons.

A partir de la courbe d'étalonnage, il est possible de déterminer la concentration de la solution $C_m \text{ inconnue}$.

On peut ensuite par lecture graphique déduire $C_m \text{ inconnue}$.



A l'aide du spectrophotomètre, on mesure : $A_{inconnue} = 1,00$.



Par lecture graphique, on obtient : $C_{m\ inconnue} = 6,5 \times 10^{-4} \text{ g.L}^{-1}$.

On remarque que la concentration de la solution est bien comprise entre C_{m3} et C_{m4} .

Exemple 2 : cas d'une espèce chimique incolore

Le glucose est incolore lorsqu'il est dissout dans l'eau ce qui rend la méthode par échelle de teinte inutilisable.

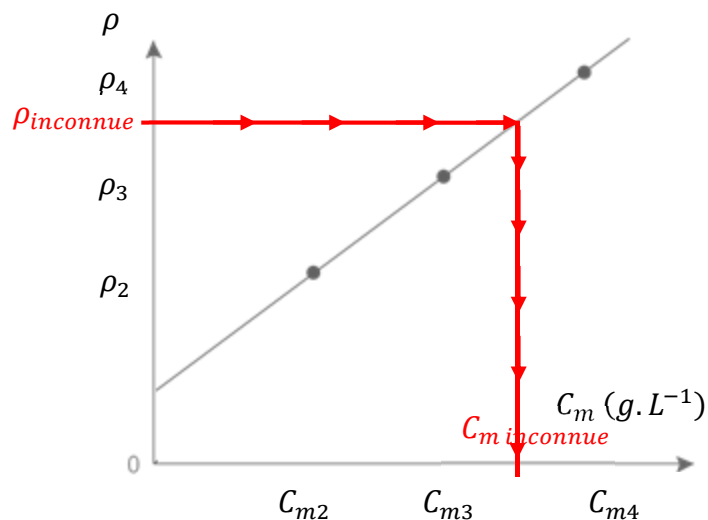
On peut toutefois procéder comme suit :

on prépare 4 solution de concentrations massiques respectives : $C_{m1} = 20 \text{ g.L}^{-1}$; $C_{m2} = 40 \text{ g.L}^{-1}$; $C_{m3} = 60 \text{ g.L}^{-1}$ et $C_{m4} = 80 \text{ g.L}^{-1}$;

- on prélève un volume $V = 50 \text{ mL}$ de chacune des 4 solutions de concentrations connues et on mesure la masse volumique de chaque solution notée ρ_1, ρ_2, ρ_3 et ρ_4 ;
- on obtient les résultats suivants :

Concentration massique (g.L^{-1})	20	40	60	80	$C_{m\ inconnue}$
Masse volumique (g.L^{-1})	1,005	1,010	1,017	1,024	1,020

- on trace le graphique représentant la masse volumique en fonction de la concentration massique ;
- on remarque que les points sont alignés et on trace la courbe d'étalonnage qui les relie ;
- par lecture graphique, on en déduit que la concentration massique $C_{m\ inconnue} = 70 \text{ g.L}^{-1}$ lorsque la masse volumique mesurée est $\rho_{inconnue} = 1,020 \text{ g.L}^{-1}$.



c) Récapitulatif

Doser une espèce chimique dans une solution consiste à déterminer la concentration $C_{m \text{ inconnue}}$ de l'espèce en solution.

Dans un dosage par étalonnage, on mesure une observable X pour la solution à doser et on compare la valeur X avec celles obtenues à partir de concentrations connues constituant la courbe d'étalonnage.

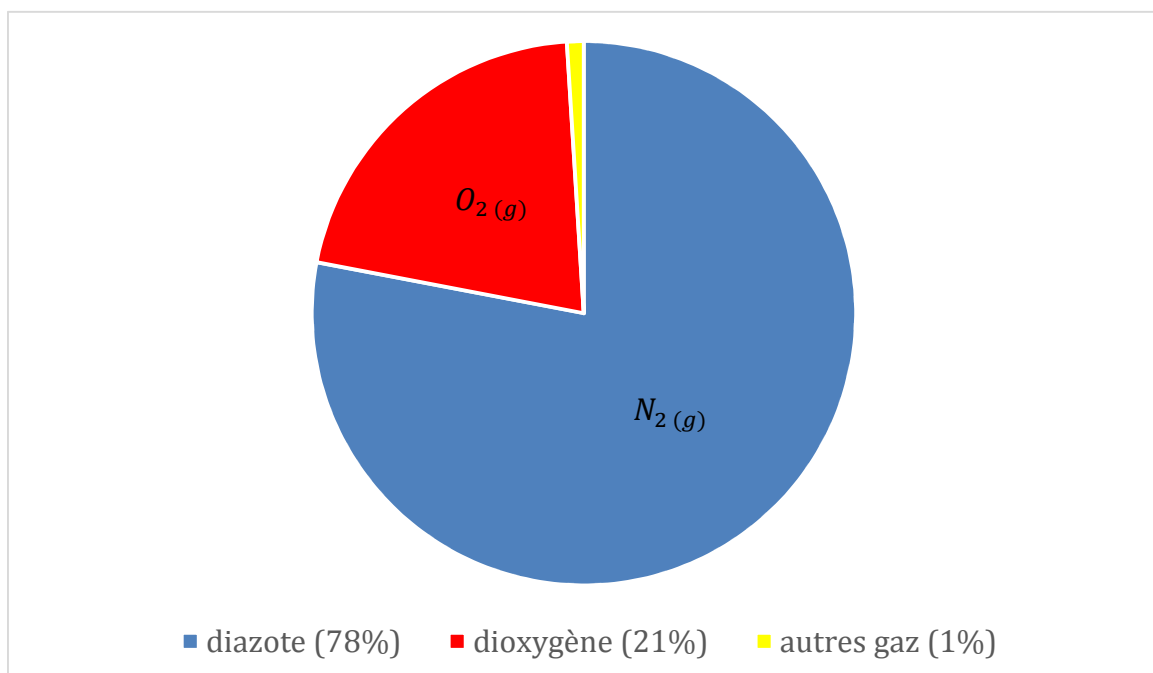
ANNEXES

CARTE D'IDENTITE DE L'EAU

CARTE D'IDENTITÉ	
Nom :	EAU
État à 20 ° C :	liquide
Température d'ébullition à la pression atmosphérique normale :	100 °C
Température de solidification :	0 °C
Masse d'un litre :	1 kg
Couleur :	aucune
Odeur :	aucune
Saveur :	aucune
Test :	bleuit le sulfate de cuivre anhydre
Propriété particulière :	dissout de nombreux corps



COMPOSITION DE L'AIR

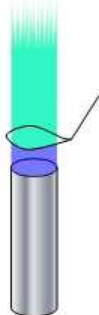
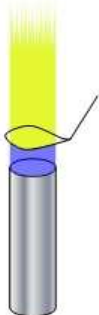
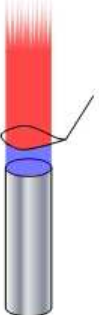
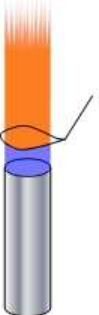
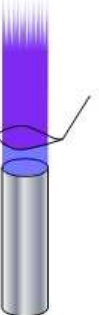
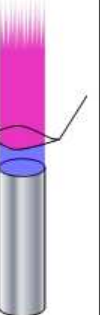
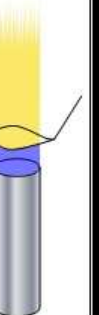


TEST D'IDENTIFICATION DES IONS

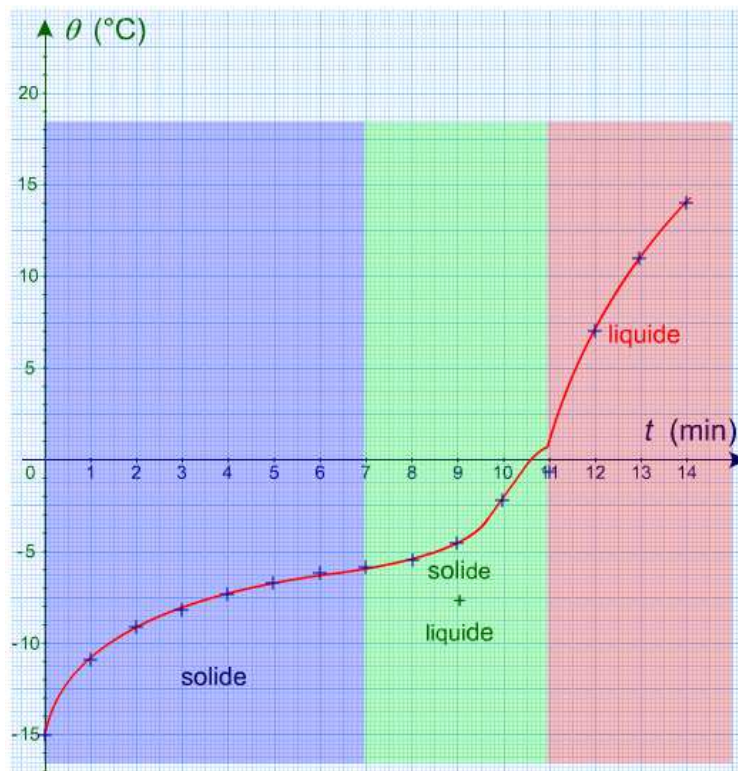
Ion testé	Fe II	Fe III	Cuivre II	Aluminium III	Zinc II	Chlorure
Formule de l'ion	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Cu^{2+}	Al^{3+}	Zn^{2+}	Cl^-
Réactif	soude	soude	soude	soude	soude	Nitrate d'argent
Couleur du précipité	Vert	rouille	Bleu	Blanc	Blanc	Blanc qui noircit à la lumière



TESTS A LA FLAMME

Cation métallique	Cuivre (Cu^{2+})	Baryum (Ba^{2+})	Strontium (Sr^{2+})	Calcium (Ca^{2+})	Potassium (K^+)	Litium (Li^+)	Sodium (Na^+)
Couleur de la flamme	Vert / bleu 	Vert pâle / jaune 	Rouge 	Orangé-rouge 	Lilas 	Rose fushia 	Jaune orangé 

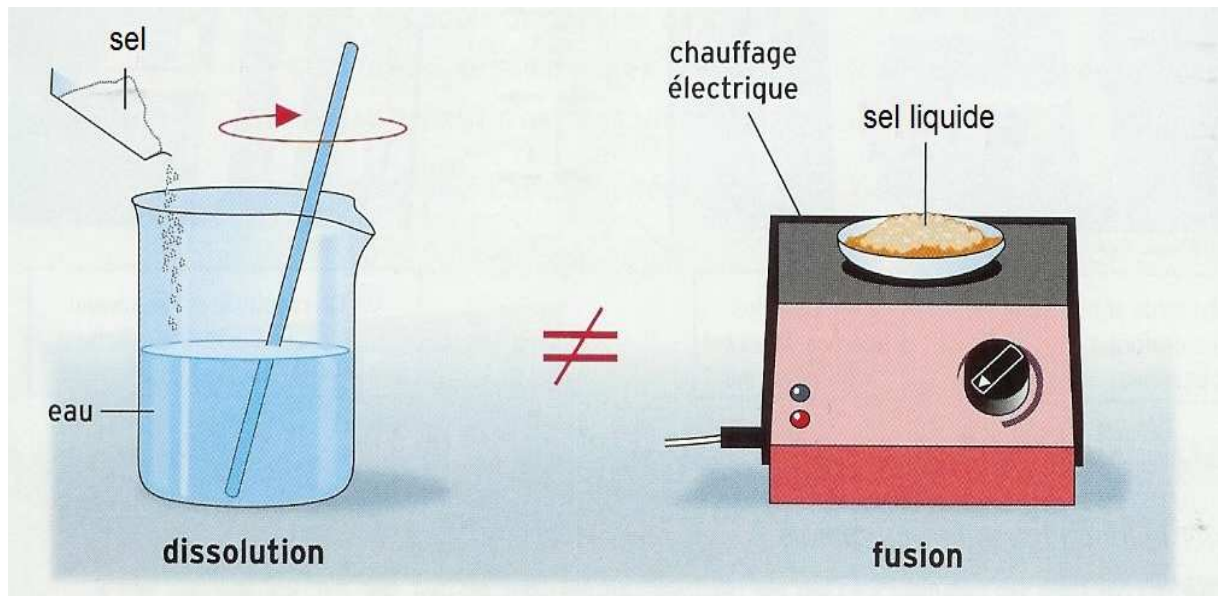
FUSION D'UN MELANGE



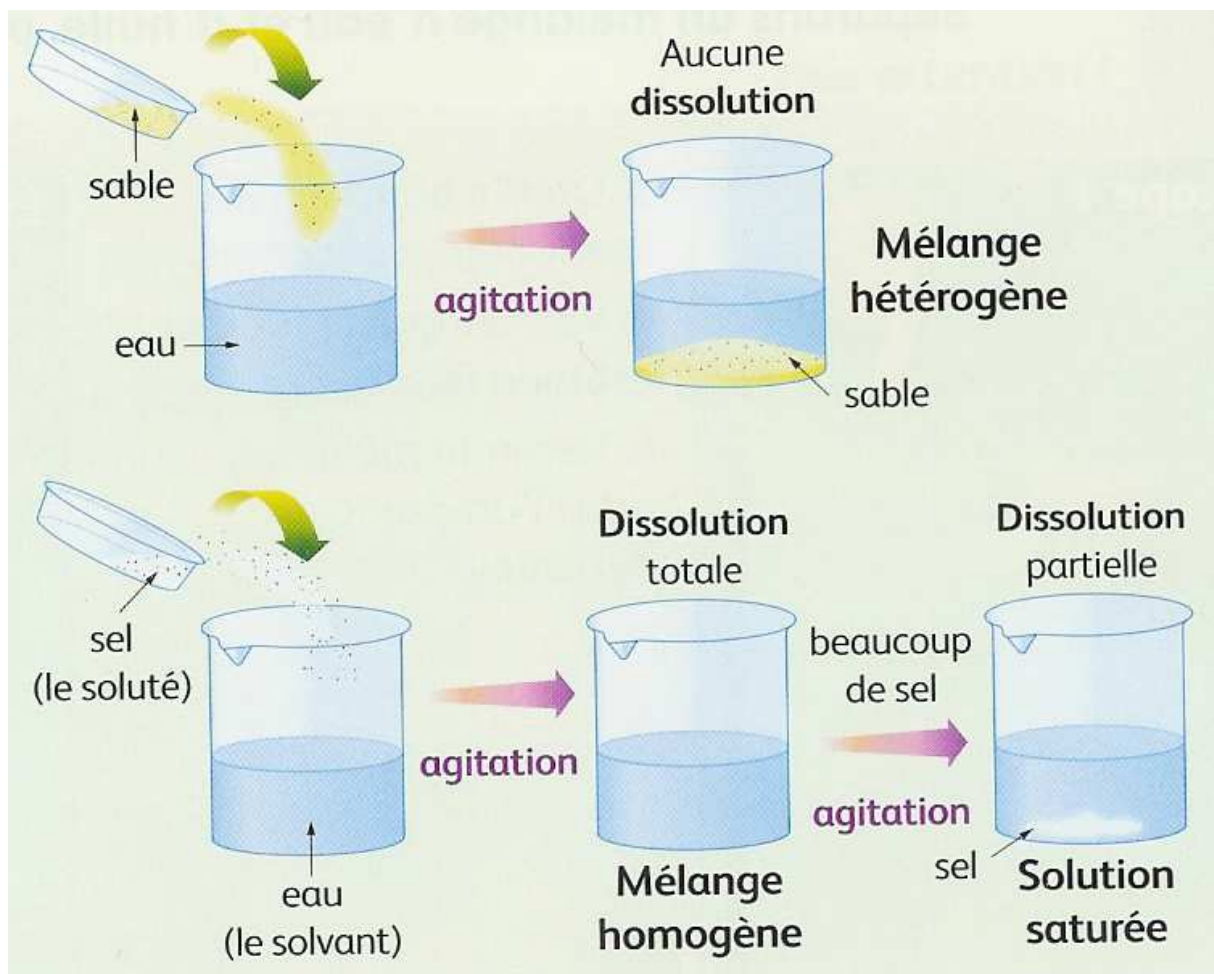
SOLIDIFICATION D'UN MELANGE



DISSOLUTION VS FUSION



MELANGES HOMOGENES ET MELANGES HETEROGENES



MISCIBILITE ET NON MISCIBILITE

