

CONSTITUTION ET TRANSFORMATION DE LA MATIÈRE

A. Constitution d la matière

1. Identification des espèces chimiques

Corps purs et mélanges

La matière est constituée d'entités chimiques (molécules, atomes, ions). Les entités chimiques peuvent être de deux natures principales :

- **Origine naturelle** : elles sont extraites d'espèces animales, végétales ou de minéraux par divers moyens physiques. (Exemple : Saccharose extrait de betterave ou de la canne à sucre).
- **Origine synthétique** : elles sont fabriquées par une série de réactions chimiques et peuvent alors être la copie d'une substance naturelle (exemple : la vanilline qui copie l'arôme de vanille naturel) ou être totalement artificielles (exemple : le Téflon qui sert de revêtement de surface pour de nombreuses applications).

Ces entités chimiques peuvent se présenter comme étant composées d'une seule substance, on parle alors de **corps purs**, ou comme un **mélange** de plusieurs substances.

- **Un corps pur** ne contient qu'une seule sorte de substance, on parle d'une seule **phase**.
- **Un mélange** contient plusieurs substances. Celles-ci peuvent être visibles (mélange **hétérogène**) ou invisibles (mélange **homogène**).
- Des liquides sont **miscibles** s'ils forment un mélange **homogène** lorsqu'ils sont mélangés.

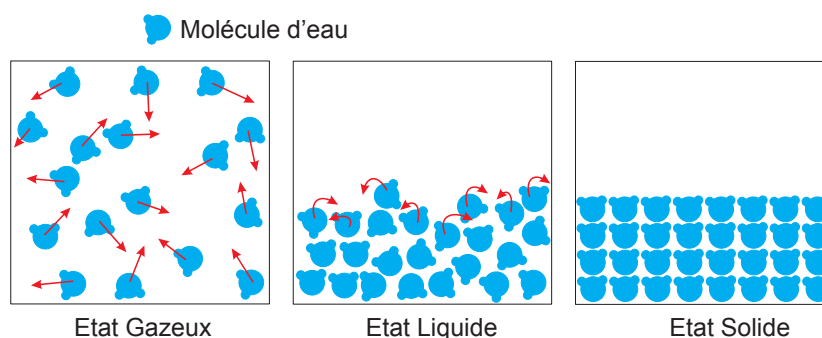
Il est généralement indispensable d'isoler les espèces chimiques sous formes de corps purs pour pouvoir les identifier facilement.

Propriétés physiques des espèces chimiques

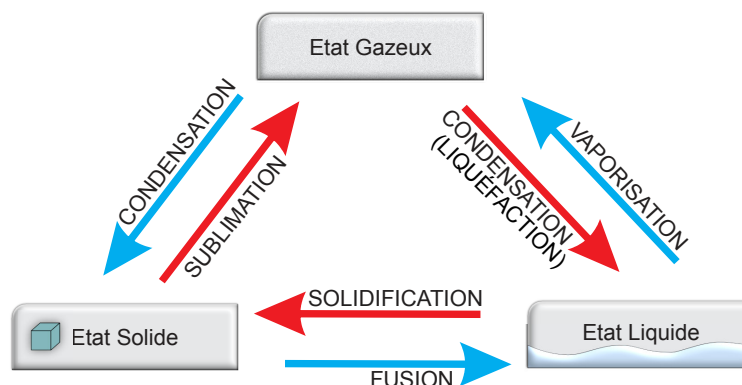
Retour sur les états physiques

Une espèce chimique peut se présenter sous trois états physiques : solide, liquide ou gazeux (dans les conditions de pressions et de températures « normales », c'est à dire celles que l'on trouve généralement sur Terre).

Molécules et changements d'état



Le passage d'un état physique à un autre dépend de la température. Cette température traduit la quantité d'énergie dont dispose un corps et qui agit sur les éléments qui composent le corps (atomes, ions ou molécules). Moins un corps possède d'énergie et moins ses éléments sont mobiles. A basse température les éléments chimiques seront généralement solides, avant de passer à l'état liquide si on leur fournit de l'énergie, puis à l'état gazeux si on continue à leur fournir de l'énergie.



Le passage d'un corps pur d'un état physique à un autre se fait à une température qui dépend de ce corps pur (et de la pression atmosphérique).

Quand un corps pur change d'état, comme vu en classe de 5^e, la température se stabilise tant que tous les constituants de ce corps pur n'ont pas gagné ou perdu l'énergie nécessaire à ce changement d'état.

Il est donc possible d'utiliser ces températures de changements d'état pour identifier un corps pur. On peut, par exemple, utiliser un banc Kofler pour identifier des corps purs solides grâce à leur température de fusion.

Exemples de températures de changement d'état de quelques corps purs :

Corps pur	Température de fusion	Température d'ébullition
Eau	0 °C	100 °C
Ethanol	-114 °C	79 °C
Fer	1538 °C	2861 °C
Mercure	-39 °C	357 °C

Caractéristiques physiques des espèces chimiques

La première information qui peut aider à l'identification d'une espèce chimique est son aspect : **sa couleur, sa texture, son état physique**.

Lorsqu'il faut identifier des espèces qui ressemblent à d'autres espèces, on peut se baser sur leurs propriétés physiques. Nous avons déjà vu les **températures de changements d'états**, mais d'autres informations peuvent permettre une identification.

Les solutions

Quand un corps est dissout dans un liquide et forme un mélange homogène, on parle de « **solution** ». Le corps dissout est appelé « **soluté** » et le liquide dans lequel il est dissout est nommé « **solvant** ».

Pour pouvoir effectuer une dissolution, il faut que le soluté soit **soluble** dans le solvant. Certains solvants permettent de dissoudre davantage de sortes de corps différents, ainsi, **l'eau est considérée comme un excellent solvant** car un grand nombre de substances peuvent s'y dissoudre. Dans ce cas on parle de **solution aqueuse**.

Il y a toutefois une limite à la quantité de soluté que l'on peut dissoudre dans un solvant. Cette limite est appelée **solubilité** et s'exprime en gramme par litre (g.L⁻¹). **La solubilité dépend beaucoup de la température**, car plus un liquide est chaud, plus les molécules qu'il contient sont agitées (on plus d'énergie) et il y a donc plus de place pour le corps dissout.

Exemples de solubilités dans l'eau en fonction de la température :

Substance	20°C	80°C
Chlorure de sodium (sel de table)	359 g.L ⁻¹	380 g.L ⁻¹
Saccharose (sucre)	1970 g.L ⁻¹	3690 g.L ⁻¹

Quand on atteint la concentration limite de solubilité d'un corps, on dit que la solution est **saturée**.

La masse volumique

La **masse** représente la quantité de matière d'un objet. Son unité dans le S.I. (Système International d'unités) est le kilogramme (kg).

Le **volume** représente la place qu'occupe un objet. Son unité dans le S.I. est le mètre cube (m³) mais en chimie on utilise couramment le litre (L), avec la relation :
1 L = 1 dm³ = 10⁻³ m³

Pour traduire le fait que le même volume de différentes espèces chimiques n'a pas la même masse, on utilise la notion de **masse volumique : la masse d'un certain volume de matière**. La masse volumique est identifiée par la lettre grecque ρ (qui se prononce « rho »).

Il s'en suit la relation suivante : $\rho = \frac{m}{V}$

Unités :

- ρ : Masse volumique en kilogramme par mètre cube (kg.m^{-3})
- m : Masse en kilogramme (kg)
- V : Volume en mètre cube (m^3)

Masse volumique de quelques espèces chimiques :

Espèce chimique	Masse Volumique en kg.m^{-3}
Eau	1000
Acétone	800
Mercure	13546
Or	19300

Remarque : le volume d'un liquide ou d'un gaz dépend fortement de la température (plus légèrement pour un solide). Les données du tableau ci-dessus correspondent donc à des valeurs pour une température de 0 °C (273 °K).

La densité

Lorsqu'on cherche à mélanger deux liquides, deux choses peuvent se produire : ils forment un mélange homogène ou ils ne se mélangent pas et forment un mélange hétérogène où les deux liquides seront nettement visibles, l'un étant au-dessus de l'autre, comme dans le cas d'un mélange d'huile avec de l'eau.

Lorsqu'un mélange de deux liquides est homogène, on dit que les liquides sont miscibles.

Lorsqu'un mélange de deux liquides est hétérogène, on dit que les liquides ne sont pas miscibles. Ils forment alors deux « phases » et se disposent en fonction de leur densité.

La densité est une grandeur relative qui traduit la comparaison de la **masse volumique** d'une espèce chimique par rapport à celle de l'eau (à 4 °C), qui sert de référence. La densité est notée d et est un nombre sans unité puisqu'il s'agit d'un rapport :

$$d = \frac{\rho}{\rho_{\text{eau}}}$$

Unités :

- d : densité sans unité
- ρ : Masse volumique en kilogramme par mètre cube (kg.m^{-3})
- ρ_{eau} : Masse volumique de l'eau à 4 °C en kilogramme par mètre cube (kg.m^{-3})

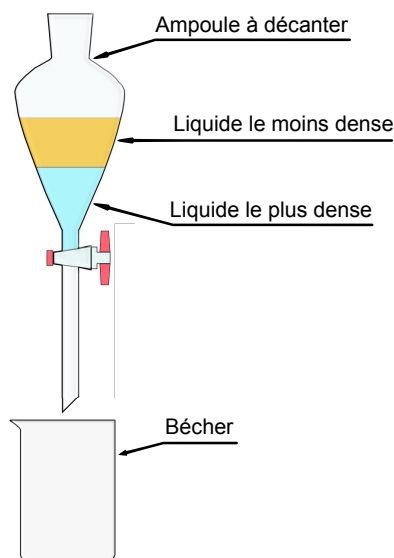
Densité de quelques espèces chimiques :

Espèce chimique	densité
Eau	1
Acétone	0,8
Huile d'arachide	0,92
Or	19,3

Dans un mélange contenant deux phases, le corps le plus dense se trouve toujours en-dessous du corps le moins dense.

Cette propriété est très intéressante pour séparer deux liquides par décantation à l'aide d'une ampoule à décanter :

Décantation avec Ampoule à Décanter



Identification des espèces chimiques

Pour identifier la nature d'une espèce chimique, on peut utiliser ses propriétés physiques vues plus haut : densité, température de changement d'état, couleur, aspect...

Des tableaux (livres ou sites internet comme Wikipédia) permettent d'aider à cette identification en donnant les valeurs attendues de densités ou de températures de changement d'état par exemple **pour les corps purs**.

Pour les **mélanges**, cela se complique car il faudra en **séparer les constituants** pour les identifier. Cela peut être simple pour des liquides où il est possible d'utiliser la méthode de la **chromatographie sur couches minces** (voir plus bas), mais plus compliqué pour des gaz, comme l'air de la troposphère (notre atmosphère dans les premiers kilomètres au-dessus du sol) qui est composée principalement de diazote (environ 78%) et de dioxygène (environ 21%) et d'autres gaz en quantité plus faibles (dioxyde de carbone, hélium...).

Certaines substances peuvent être identifiées grâce à des tests qui ont été vus en collège :

- **L'eau** : elle réagit avec le sulfate de cuivre anhydre (blanc) pour former du sulfate de cuivre hydraté (bleu)
- **Le dioxyde de carbone** : il trouble l'eau de chaux.
- **Le dioxygène** : il ravive les flammes dans un morceau de bois incandescent.
- **Le dihydrogène** : placé dans un tube à essai il explose avec un « plop » caractéristique lorsqu'on approche une flamme du haut du tube.

Séparation par chromatographie

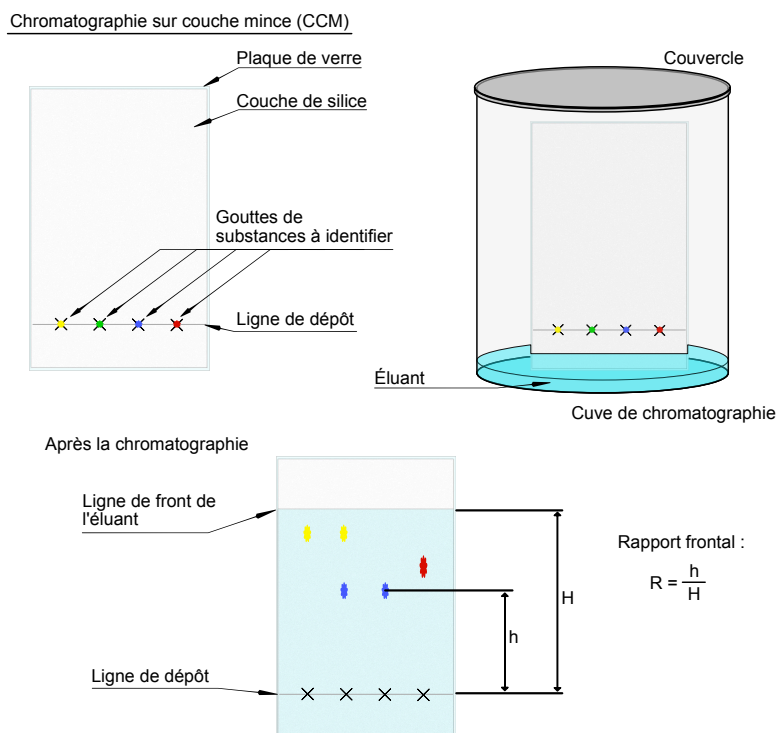
Lorsque deux substances forment un **mélange liquide homogène**, il est possible de procéder à une séparation par chromatographie sur couche mince.

On utilise pour cela la propriété qu'ont certains liquides, nommés **éluants**, à entraîner des espèces chimiques sur une **surface fixe et poreuse** (papier filtre, silice, gélatine...) par un phénomène appelé capillarité (comme l'encre qui imbibe le papier buvard ou l'eau d'une inondation qui remonte le long des murs en plâtre d'une maison).

Les différentes espèces d'un mélange n'ont pas la même composition et vont monter à des vitesses différentes, entraînées par l'éluant.

De cette façon on peut, par exemple, séparer les couleurs d'un mélange de colorant, mais aussi des substances qui ne sont pas visibles directement, par exemple la caféine, mais que l'on pourra mettre en évidence après application d'un révélateur (qui va réagir avec les substances pour les rendre visibles), ou en observant le résultat, nommé chromatogramme, avec **une lampe à ultraviolet**.

On identifie les substances en comparant leur **chromatogramme** avec un chromatogramme témoin des substances que l'on pense trouver et en certifiant cette identification par le calcul et la comparaison des **rapports frontaux** des différentes substances :



Le rapport frontal R est un nombre sans unité qui est relatif à la hauteur des tâches et qui ne dépend donc pas de la taille de la plaque ou de la durée de la chromatographie.