

## I Les corps purs et les mélanges

### 1) Les espèces chimiques

Une **entité chimique** est une particule microscopique qui constitue la matière et qui peut être un atome, une molécule ou un ion.

Une **espèce chimique** est constituée d'un grand nombre d'entités chimiques identiques.

Espèces chimiques			Echelle macroscopique
 Fer	 Eau	 Chlorure de sodium (sel)	
Entités chimiques			Echelle microscopique
Composée d' <b>atomes</b> de fer (de formule Fe)	Composée de <b>molécules</b> d'eau (de formule H <sub>2</sub> O)	Composée d' <b>ions</b> chlorure et d' <b>ions</b> sodium (de formule Cl <sup>-</sup> et Na <sup>+</sup> )	

Chaque espèce chimique est caractérisée par sa formule chimique, son aspect, ses propriétés physiques (température de fusion, d'ébullition, masse volumique, ...) et ses propriétés chimiques.

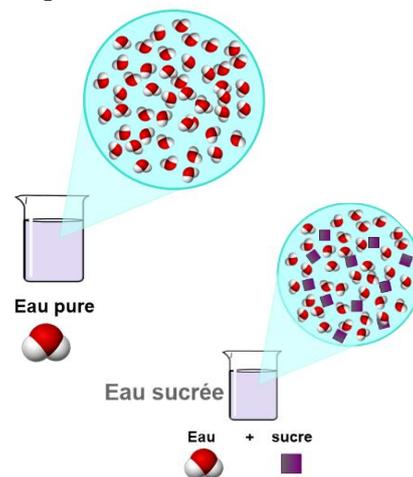
### 2) Les corps purs et les mélanges

Un **corps pur** est constitué d'une seule espèce chimique.

*Exemple* : de l'eau pure ne contient que des molécules d'eau.

Un **mélange** est constitué de plusieurs espèces chimiques différentes.

*Exemple* : l'eau sucrée contient des molécules d'eau et des molécules de sucre (saccharose).



### 3) Les mélanges homogènes et hétérogènes

L'observation de mélanges permet de les classer en deux catégories :

- Un mélange est **homogène** si on ne peut pas distinguer ses différents constituants à l'œil nu après agitation. Il n'y a qu'une seule phase.

*Exemples* : de l'eau avec du sirop, du thé, l'acier (mélange de fer et de carbone), l'air que nous respirons (mélange de différents gaz), de l'eau minérale (mélange d'eau et de sels minéraux).

- Un mélange est **hétérogène** si on distingue au moins deux constituants à l'œil nu. Il y a plusieurs phases.

*Exemples* : les mélanges hétérogènes peuvent être constitués :

- ✓ de deux liquides comme l'eau et l'huile ;
- ✓ d'un liquide et d'un solide comme l'eau et de la terre ;
- ✓ d'un liquide et d'un gaz comme dans une eau pétillante exposée à l'air libre.



- Deux liquides sont miscibles lorsqu'ils forment un mélange homogène.

*Exemple* : l'eau et l'éthanol sont deux liquides miscibles. Ils forment un mélange homogène et il est impossible de les distinguer séparément dans le mélange.

- Deux liquides ne sont pas miscibles lorsqu'ils forment un mélange hétérogène.

*Exemple* : l'eau et l'huile ne sont pas miscibles. L'huile surnage (est au-dessus) car elle est moins dense que l'eau.

## II Identification d'espèces chimiques

### 1) Par chromatographie sur couche mince (CCM)

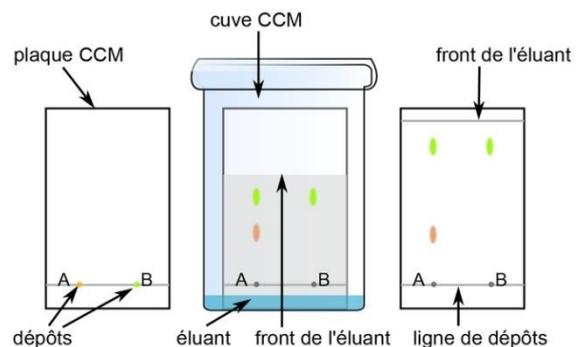
#### ➤ Définition :

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

Elle est basée sur les différences d'affinité des espèces chimiques entre deux phases :

- la **phase fixe** : support où l'on dépose les substances (papier ou plaque de silice) ;
- la **phase mobile** : liquide appelé éluant qui entraîne les espèces à analyser en montant par capillarité sur la phase fixe.

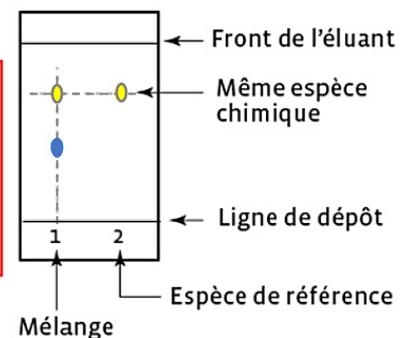
Suivant leur affinité avec la phase fixe et l'éluant, les différentes espèces vont migrer plus ou moins vite sur la plaque, ce qui va permettre de les séparer.



#### ➤ Exploitation du chromatogramme :

Un chromatogramme est exploité :

- par une lecture verticale : un mélange forme plusieurs taches, contrairement à un corps pur.
- par une lecture horizontale : deux taches à la même hauteur correspondent à la même espèce chimique.

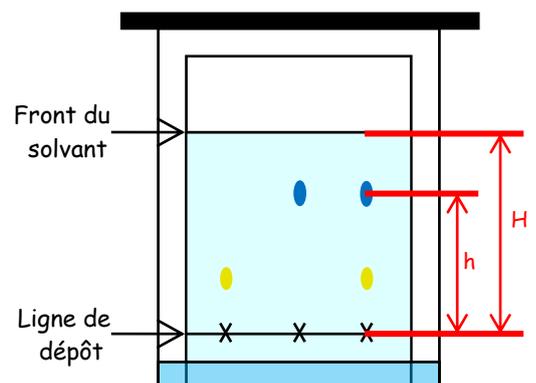


On peut aussi calculer le rapport frontal  $R_f$  pour chaque tache observée. Il est caractéristique d'une espèce pour un éluant et un support donnés.

$$R_f = \frac{h}{H}$$

$h$  et  $H$  doivent être dans la même unité.  $R_f$  est donc sans unité.

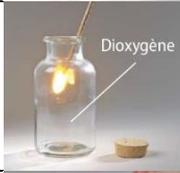
Deux espèces identiques ont le même rapport frontal  $R_f$  (dans les mêmes conditions expérimentales).



## 2) Par des tests chimiques

Un **test chimique** est une expérience dont le résultat, quand il est positif, permet de mettre en évidence la présence d'une espèce chimique.

Quelques tests chimiques à connaître :

Espèce chimique à identifier	Détecteur	Principe de l'expérience	Résultat positif
Eau liquide	Sulfate de cuivre anhydre (poudre blanche)	Verser quelques gouttes de la solution à tester sur du sulfate de cuivre.	Le sulfate de cuivre devient bleu. 
Dioxyde de carbone	Eau de chaux	Mettre en contact le gaz à tester avec l'eau de chaux.	L'eau de chaux se trouble (formation d'un précipité blanc). 
Dioxygène	Bûchette incandescente (point rouge)	Mettre en contact la bûchette incandescente et le gaz à tester.	La bûchette incandescente se rallume. 
Dihydrogène	Allumette enflammée	Approcher la flamme d'une allumette du gaz à tester.	On entend une légère détonation. 

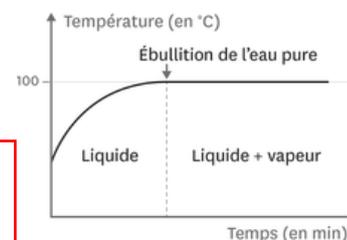
## 3) Par des grandeurs physiques

### ➤ Les températures de changements d'état

*Rappels :*

- La matière existe sous trois états : solide, liquide, gazeux.
- Un changement d'état est le passage de la matière d'un état à un autre.

**Sous une pression donnée, le changement d'état d'un corps pur se produit à une température constante qui dépend de l'espèce chimique.**



La **température de fusion**  $\theta_{\text{fus}}$  est la température à laquelle une espèce passe de l'état solide à l'état liquide.

*Exemples :*  $\theta_{\text{fus}}(\text{eau}) = 0^\circ\text{C}$        $\theta_{\text{fus}}(\text{or}) = 1064^\circ\text{C}$

La **température d'ébullition**  $\theta_{\text{eb}}$  est la température à laquelle une espèce passe de l'état liquide à l'état gazeux, lors de la vaporisation.

*Exemples :*  $\theta_{\text{eb}}(\text{eau}) = 100^\circ\text{C}$        $\theta_{\text{eb}}(\text{or}) = 2808^\circ\text{C}$

La mesure de ces températures permet d'identifier la substance, par comparaison avec des valeurs connues.

### ➤ La masse volumique

**La masse volumique d'une espèce chimique se note  $\rho$  (lettre grecque rhô).**

**Elle s'obtient en divisant la masse  $m$  d'un échantillon par le volume  $V$  qu'il occupe :**

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

$m$  : masse en gramme (g)

$V$  : volume en millilitre (mL)

$\rho$  : masse volumique en gramme par millilitre ( $\text{g}\cdot\text{mL}^{-1}$  ou  $\text{g/mL}$ )

Pour calculer la masse :  $m = \rho \times V$

Pour calculer le volume :  $V = \frac{m}{\rho}$



On utilise parfois d'autres unités : le  $\text{g.cm}^{-3}$  (ou  $\text{g/cm}^3$ ) ; le  $\text{kg.m}^{-3}$  (ou  $\text{kg/m}^3$ ) ; le  $\text{g.L}^{-1}$  (ou  $\text{g/L}$ ).  
« mL » et «  $\text{cm}^3$  » sont équivalents Le «  $\text{kg.m}^{-3}$  » est une unité 1000 fois plus grande que le «  $\text{g.mL}^{-1}$  ».  
*Exemple* :  $\rho_{\text{éthanol}} = 0,790 \text{ g.mL}^{-1} = 0,790 \text{ g.cm}^{-3} = 790 \text{ kg.m}^{-3}$

**A connaître ! Masse volumique de l'eau :  $\rho_{\text{eau}} = 1,0 \text{ g.mL}^{-1} = 1\,000 \text{ g.L}^{-1} = 1\,000 \text{ kg.m}^{-3}$**

Exercices d'application :

1) Calculer la masse volumique  $\rho$  (en  $\text{g.mL}^{-1}$ ) de l'huile essentielle de menthe, sachant que 20,0 mL de cette huile ont une masse de 18,2 g.

**Masse volumique :  $\rho = \frac{m}{V} = \frac{18,2 \text{ g}}{20,0 \text{ mL}} = \underline{0,910 \text{ g.mL}^{-1}}$**



2) Calculer la masse  $m$  (en kg) d'un volume  $V = 0,650 \text{ m}^3$  d'éthanol. *Donnée* :  $\rho_{\text{éthanol}} = 790 \text{ kg.m}^{-3}$

**Masse :  $m = \rho_{\text{éthanol}} \times V = 790 \text{ kg.m}^{-3} \times 0,650 \text{ m}^3 = \underline{514 \text{ kg}}$**

3) L'argent a une masse volumique de  $10,5 \text{ g.cm}^{-3}$ . Calculer le volume d'un échantillon de 3,675 kg.

**Masse :  $m = 3,675 \text{ kg} = 3\,675 \text{ g}$       Volume :  $V = \frac{m}{\rho} = \frac{3675 \text{ g}}{10,5 \text{ g.cm}^{-3}} = \underline{350 \text{ cm}^3}$**

### ➤ La densité

**La densité d'une espèce chimique se note d. Elle s'obtient en divisant sa masse volumique  $\rho$  par celle de l'eau  $\rho_{\text{eau}}$ .**

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

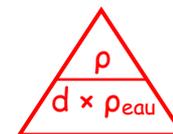
$\rho$  et  $\rho_{\text{eau}}$  obligatoirement dans la même unité, peu importe laquelle d est sans unité

Pour calculer la masse volumique grâce à la densité :

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

*Exemples* :  $d_{\text{éthanol}} = \frac{\rho_{\text{éthanol}}}{\rho_{\text{eau}}} = \frac{0,790 \text{ g.mL}^{-1}}{1,0 \text{ g.mL}^{-1}} = 0,790$

Par définition :  $d_{\text{eau}} = \frac{\rho_{\text{eau}}}{\rho_{\text{eau}}} = \frac{1,0 \text{ g.mL}^{-1}}{1,0 \text{ g.mL}^{-1}} = 1$



Attention ! Ne pas confondre la masse volumique et la densité ! La masse volumique a une unité, pas la densité.

Remarque : la densité d'un échantillon permet de savoir s'il coule ou s'il flotte dans l'eau.

- ✓ Si sa densité est supérieure à 1, il coule dans l'eau (il est plus dense que l'eau).
- ✓ Si sa densité est inférieure à 1, il flotte dans l'eau (il est moins dense que l'eau).

Exercices d'application :

1) Calculer la densité de l'huile d'olive de masse volumique  $\rho = 915 \text{ g.L}^{-1}$ .

**Il faut utiliser  $\rho_{\text{eau}}$  en  $\text{g.L}^{-1}$       Densité :  $d = \frac{\rho}{\rho_{\text{eau}}} = \frac{915 \text{ g.L}^{-1}}{1000 \text{ g.L}^{-1}} = \underline{0,915}$**

2) La masse volumique du cyclohexane est égale à  $0,78 \text{ g.mL}^{-1}$ . Calculer la densité du cyclohexane.

**Il faut utiliser  $\rho_{\text{eau}}$  en  $\text{g.mL}^{-1}$  :      Densité :  $d = \frac{\rho}{\rho_{\text{eau}}} = \frac{0,78 \text{ g.mL}^{-1}}{1,0 \text{ g.mL}^{-1}} = \underline{0,78}$**

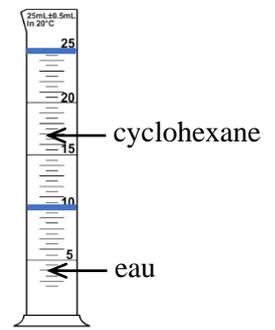
3) L'eau de mer a une densité de 1,03. Calculer la masse de 250 mL d'eau de mer.

**Masse volumique de l'eau de mer :  $\rho = d \times \rho_{\text{eau}} = 1,03 \times 1,0 \text{ g.mL}^{-1} = 1,03 \text{ g.mL}^{-1}$**

**Masse :  $m = \rho \times V = 1,03 \text{ g.mL}^{-1} \times 250 \text{ mL} = \underline{258 \text{ g}}$**

- 4) On introduit dans une éprouvette graduée 10 mL d'eau et 15 mL de cyclohexane. Ces deux liquides sont incolores et non miscibles entre eux. Dessiner le contenu de l'éprouvette graduée.

Données :  $d_{\text{eau}} = 1$      $d_{\text{cyclohexane}} = 0,78$



### III La composition d'un mélange

#### 1) Pourcentages massiques et volumiques

La composition d'un mélange peut être décrite par le pourcentage massique ou le pourcentage volumique de chacune des espèces qui constituent ce mélange.

Exemple : la composition massique de la fonte est de 95 % de fer et de 5 % de carbone.



- **Le pourcentage massique d'une espèce E dans un mélange se calcule en divisant la masse  $m_E$  de cette espèce par la masse totale du mélange  $m_{\text{totale}}$  :**

$$\%m(E) = \frac{m_E}{m_{\text{totale}}} \times 100$$

Les deux masses doivent être exprimées dans la même unité.

Exercice d'application :

Une pièce de 10 centimes d'euro pèse 4,10 g et contient entre autres 3,65 g de cuivre.

- 1) Calculer le pourcentage massique de cuivre dans la pièce.

$$\%m(\text{cuivre}) = \frac{m_{\text{cuivre}}}{m_{\text{pièce}}} \times 100 = \frac{3,65 \text{ g}}{4,10 \text{ g}} \times 100 = \underline{89,0 \%}$$



- 2) Les pièces contiennent ensuite 5,0 % d'aluminium, 5,0 % de zinc et 1,0 % d'étain. Calculer la masse de chacun de ces trois métaux dans une pièce.

**Masses d'aluminium et de zinc :**  $m(\text{aluminium}) = m(\text{zinc}) = \frac{5,0}{100} \times 4,10 = \underline{0,21 \text{ g}}$

**Masse d'étain :**  $m(\text{étain}) = \frac{1,0}{100} \times 4,10 = \underline{0,041 \text{ g}}$

- **Le pourcentage volumique d'une espèce E dans un mélange se calcule en divisant le volume  $V_E$  de cette espèce par le volume total du mélange  $V_{\text{total}}$  :**

$$\%V(E) = \frac{V_E}{V_{\text{total}}} \times 100$$

Les deux volumes doivent être exprimés dans la même unité.



Exercice d'application :

En plongée sous-marine, le nitrox est un mélange d'air suroxygéné. Une bouteille de plongée contenant 12,0 L de « nitrox 32 » comprimé contient par exemple 3,84 L de dioxygène.

Calculer le pourcentage volumique de dioxygène dans la bouteille.

$$\%V(\text{dioxygène}) = \frac{V_{\text{dioxygène}}}{V_{\text{bouteille}}} \times 100 = \frac{3,84 \text{ L}}{12,0 \text{ L}} \times 100 = \underline{32,0 \%}$$

#### 2) Composition volumique de l'air

**La composition volumique de l'air est d'environ :**

- 78 % de diazote
- 21 % de dioxygène
- 1 % d'autres gaz

