

Chapitre 1

Corps purs et mélanges au quotidien

De longues recherches ont été nécessaires pour déterminer la nature de la matière. Les corps purs en sont un maillon essentiel mais les différents mélanges fournissent une immense variété d'espèces chimiques de propriétés très diverses. Ces mélanges sont soumis à des lois très précises et divers procédés permettent de les identifier.

■ Un scientifique

Destiné par son père à une carrière d'apothicaire, **Joseph Proust**, né à Angers en 1754, se lance dans des expériences en chimie avec passion. Personnage très entreprenant et original, il effectue en 1784 le premier vol scientifique en montgolfière pilotée par Pilatre du Rozier. On lui offre une Chaire de chimie et métallurgie à Vegara en Espagne qu'il quitte deux ans plus tard pour un poste similaire à Ségovie. Il revient en France en 1806 et décède en 1826. Proust est connu pour la loi des Proportions qu'il a établi en 1797 selon laquelle « *les masses des corps simples qui constituent un composé sont entre elles dans un rapport constant* ».

LE SAVIEZ-VOUS ?

En l'absence de pression, comme sur la Lune, l'état liquide de l'eau n'existe pas. Le point d'ébullition dépend en effet de la pression atmosphérique qui, sur Terre s'abaisse avec l'altitude comme l'avait démontré Blaise Pascal (1623-1662) dans une expérience au sommet du Puy de Dôme. À 3000 mètres d'altitude l'eau bout à 90 degrés, température qui descend à 72 degrés au sommet de l'Everest.

■■ Objectifs

■ Les notions que je dois maîtriser

- ▷ Espèce chimique, corps pur
- ▷ Mélanges d'espèces chimiques, mélanges homogènes et hétérogènes
- ▷ Identification d'espèces chimiques
- ▷ Identifier, à partir de valeurs de référence, une espèce chimique par ses températures de changement d'état, sa masse volumique ou par des tests chimiques
- ▷ Composition massique d'un mélange
- ▷ Composition volumique de l'air

■ Les compétences que je dois acquérir

- ▷ Citer des exemples courants de corps purs et de mélanges homogènes et hétérogènes
- ▷ Identifier, à partir de valeurs de référence, une espèce chimique par ses températures de changement d'état, sa masse volumique ou par des tests chimiques
- ▷ Citer des tests chimiques courants de présence d'eau, de dihydrogène, de dioxygène, de dioxyde de carbone
- ▷ Citer la valeur de la masse volumique de l'eau liquide et la comparer à celles d'autres corps purs et mélanges
- ▷ Distinguer un mélange d'un corps pur à partir de données expérimentales
- ▷ Citer la composition approchée de l'air et l'ordre de grandeur de la valeur de sa masse volumique
- ▷ Établir la composition d'un échantillon à partir de données expérimentales

■ Corps purs, mélanges

□ Définitions

Un **corps pur** est une substance composée d'**une seule espèce chimique**. Un mélange est une substance composée d'au moins deux espèces chimiques. Parmi les mélanges, on nomme **mélange homogène** tout mélange dont on ne peut discerner différents constituants à l'œil nu. Dans le cas contraire, le mélange est dit **hétérogène**.

□ Composition massique d'un mélange

La **composition massique** d'un mélange informe des proportions du mélange en ses différents constituants. Elle peut être exprimée par une simple fraction ou par un pourcentage, calculée en divisant la masse du constituant étudié au sein du mélange par la masse totale du mélange, si besoin on multiplie par 100 pour obtenir un pourcentage :

$$\frac{m_{\text{constituant}}}{m_{\text{totale}}} \times 100 \quad \left| \begin{array}{l} m_{\text{constituant}} : \text{masse du constituant étudié en g (ou kg ou autre)} \\ m_{\text{totale}} : \text{masse totale du mélange en g (ou kg ou autre)} \end{array} \right.$$

Remarques

Ce résultat est un pourcentage, il n'a pas l'unité d'une masse. Les unités de masse utilisées dans la division doivent être identiques.

⇒ **Méthode 1.1. Utiliser la composition massique d'un mélange**

□ Composition volumique d'un mélange

La **composition volumique** d'un mélange informe des proportions du mélange en ses différents constituants. Elle peut être exprimée par une simple fraction ou par un pourcentage, calculée en divisant le volume du constituant étudié au sein du mélange par le volume total du mélange, si besoin on multiplie par 100 pour obtenir un pourcentage :

$$\frac{V_{\text{constituant}}}{V_{\text{total}}} \times 100 \quad \left| \begin{array}{l} V_{\text{constituant}} : \text{volume du constituant étudié en L (ou m}^3 \text{ ou autre)} \\ V_{\text{total}} : \text{volume total du mélange en L (ou m}^3 \text{ ou autre)} \end{array} \right.$$

Remarques

Comme pour le pourcentage massique, il s'agit d'un pourcentage et n'a donc pas d'unité. Si la masse est indépendante de la pression et de la température, ce n'est pas le cas du volume. Ainsi, le pourcentage volumique d'un constituant dans un mélange peut varier en fonction de la température et de la pression.

⇒ **Méthode 1.2. Utiliser la composition volumique d'un mélange**

Exemple

Dans le cas de l'air, 78 % d'un volume d'air qui nous entoure est constitué de diazote, 21 % est constitué de dioxygène et 1 % en autres gaz parmi lesquels on retrouve majoritairement de l'argon, mais aussi du dioxyde de carbone, de l'eau, du méthane, de l'ozone...

■ Identification d'espèces chimiques

□ Des propriétés physiques à l'identification

Afin d'**identifier** des produits chimiques, on utilise des propriétés physiques qui leur sont **caractéristiques**.

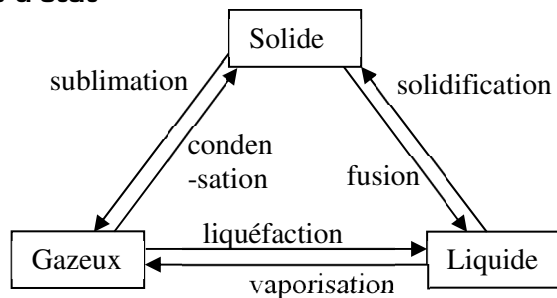
<u>Propriété physique étudiée</u>	<u>Techniques employées</u>
Température de changement d'état	Faire fondre un solide sur un banc Kofler Mesurer la température d'ébullition d'un liquide
Solubilité	Tester des ions par précipitation Mesurer la concentration maximale d'un soluté dans un solvant (saturation)
Densité/masse volumique	Par mesure de masse et de volume ou par utilisation d'un densimètre
Couleur, forme	Par analyse visuelle de la substance étudiée
Indice de réfraction	Mesurer l'indice de réfraction à l'aide d'un réfractomètre (pour un liquide)
Affinité avec un solvant et une phase solide	Chromatographie

Quelques-unes de ces techniques sont développées ci-dessous.

□ Température de changement d'état

La **température de changement d'état** est caractéristique d'un corps pur. Les noms des changements d'état sont rappelés ci-contre.

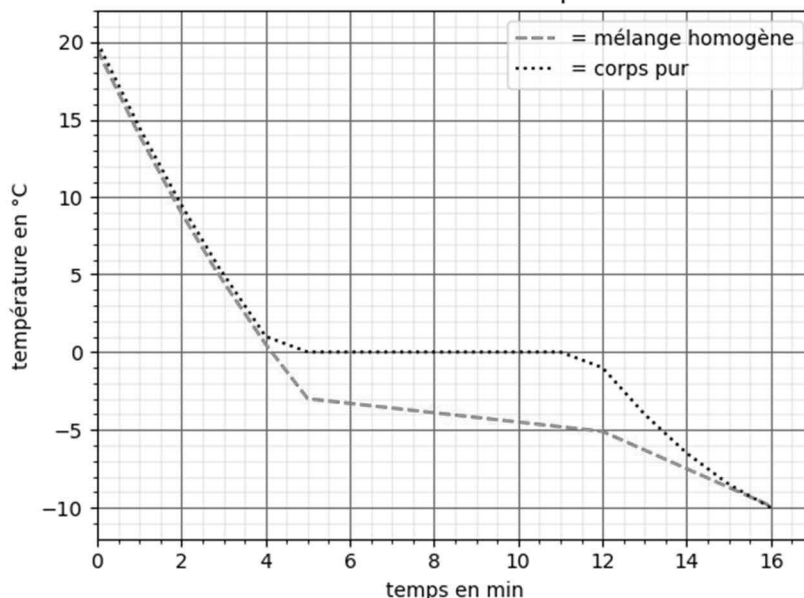
À pression constante, le changement d'état d'un corps pur se produit à **température constante**, ce n'est pas le cas pour un mélange.



Remarque

Dans le cadre du programme, la pression est constante. Dans le cas contraire, la température de changement d'état d'un mélange n'est pas fixe, ce sera étudié dans le supérieur.

**Evolution de la température d'un corps pur
et d'un mélange homogène
en fonction du temps**



□ Masse volumique

La **masse volumique** d'un corps pur correspond à la **masse par unité de volume** de ce corps pur. Elle est notée ρ et est exprimée en g.L^{-1} ou g.mL^{-1} (on utilise parfois en physique le kg.L^{-1} ou le kg.m^{-3}) :

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

ρ : masse volumique du corps pur (en g.L^{-1})

m : masse du corps pur (en g)

V : volume du corps pur (en L)

Quelques masses volumiques :

	eau	éthanol	huile d'olive	Fer	Air
masse volumique en g.L^{-1}	1000	789	920	7860	1,3

Remarque

La masse volumique varie légèrement avec la température, dans le cadre de ce cours nous ne considérerons pas de variation de température et supposerons constante la masse volumique.

⇒ **Méthode 1.3. Identifier une espèce chimique par sa masse volumique**

□ Tests chimiques

Certaines espèces chimiques peuvent être identifiées dans un échantillon de matière par des tests chimiques. Quatre sont à retenir :

Espèce chimique recherchée	Test effectué	Résultat du test s'il est positif
Eau (H ₂ O)	Dépôt sur du sulfate de cuivre anhydre.	Le sulfate de cuivre anhydre est blanc, au contact d'eau il devient bleu. Doc 1 : Sulfate de cuivre anhydre puis hydraté (voir cahier couleur)
Dihydrogène (H ₂)	Approche d'une flamme auprès du gaz.	Une détonation a lieu.
Dioxygène (O ₂)	Approche d'une allumette incandescente.	L'incandescence est ravivée.
Dioxyde de carbone (CO ₂)	Faire buller dans de l'eau de chaux.	L'eau de chaux se trouble.

❑ Chromatographie sur couche mince

La **chromatographie sur couche mince** (C.C.M.) est une technique de séparation et d'identification dont le principe est d'utiliser la différence d'affinité des différentes espèces chimiques avec un éluant (phase mobile) et un support (phase fixe). Le protocole est résumé ici :

- préparer la plaque de silice (phase fixe) en traçant une ligne de dépôt à 1,5 cm du bord ;
- déposer les espèces chimiques à étudier et comparer à l'aide d'un capillaire ;
- introduire la plaque dans la cuve à élution contenant environ 1 cm d'éluant ;
- stopper l'élution, migration de l'éluant par capillarité le long de la plaque, avant que ce dernier n'atteigne le haut de la plaque.

L'exploitation du **chromatogramme** obtenu peut alors être faite :

- au-dessus de chaque dépôt, si différentes taches apparaissent le dépôt était alors constitué d'un mélange ;
- si différentes taches provenant de différents dépôts se trouvent à la même hauteur, alors il s'agit de la même espèce chimique.

Remarque

La lecture est donc verticale pour savoir si un dépôt contenait un mélange, horizontale pour en déterminer les espèces chimiques. Pour cela, il est important de déposer des corps purs suspectés d'être présents dans les produits étudiés.

Schéma d'une chromatographie :

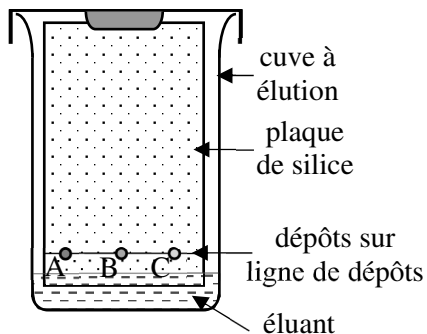
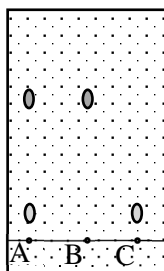


Schéma d'un chromatogramme obtenu :



Les taches observées indiquent :

- que B est un corps pur car on n'observe qu'une seule tache ;
- que C est un corps pur car on n'observe qu'une seule tache ;
- que A est un mélange des deux produits B et C car les taches correspondent.

■ ■ Méthodes

□ Méthode 1.1. Utiliser la composition massique d'un mélange

En utilisant la formule du cours donnant la fraction ou le pourcentage massique d'un produit dans un mélange, on peut en déduire :

- la masse de ce produit connaissant la masse totale et la fraction (ou le pourcentage) massique ;
- la fraction (ou le pourcentage) massique connaissant la masse de produit et la masse totale du mélange ;
- la masse totale du mélange connaissant la masse d'un produit qui le compose et sa fraction (ou son pourcentage) massique.

⇒ Exercices 1.2 et 1.3.

Lors d'une expérience, on prélève un échantillon de 200 g d'eau salée que l'on distille. On récupère alors 15,0 g de sel. Quels sont la fraction massique et le pourcentage massique de sel dans cette eau salée ?

Fraction massique :

$$\frac{m_{\text{sel}}}{m_{\text{totale}}} = \frac{15,0}{200} = \boxed{7,50 \times 10^{-2}}.$$

Pourcentage massique :

$$\frac{m_{\text{sel}}}{m_{\text{totale}}} \times 100 = \frac{15,0}{200} \times 100 = \boxed{7,50 \%}.$$

Quelle masse de cette eau salée faudrait-il prélever afin d'avoir 12,0 g de sel ?

On part de la fraction massique connue : $\frac{m_{\text{sel}}}{m_{\text{totale}}} = 7,50 \times 10^{-2}$

$$\Leftrightarrow m_{\text{sel}} = 7,50 \times 10^{-2} \times m_{\text{totale}}$$

$$\Leftrightarrow \frac{m_{\text{sel}}}{7,50 \times 10^{-2}} = m_{\text{totale}}$$

$$\text{Application numérique : } m_{\text{totale}} = \frac{12,0}{7,50 \times 10^{-2}} = \boxed{160 \text{ g}}.$$

Quelle masse de sel peut-on espérer obtenir à partir de 250 g de cette eau salée ?

On part de la fraction massique connue : $\frac{m_{\text{sel}}}{m_{\text{totale}}} = 7,50 \times 10^{-2}$

$$\Leftrightarrow m_{\text{sel}} = 7,50 \times 10^{-2} \times m_{\text{totale}}$$

$$\text{A.N. : } m_{\text{sel}} = 7,50 \times 10^{-2} \times 250 = \boxed{18,8 \text{ g}}.$$

□ Méthode 1.2. Utiliser la composition volumique d'un mélange

En utilisant la formule du cours donnant la fraction ou le pourcentage volumique d'un produit dans un mélange, on peut en déduire :

- le volume de ce produit connaissant le volume total et la fraction (ou le pourcentage) volumique ;
- la fraction (ou le pourcentage) volumique connaissant le volume de produit et le volume total du mélange ;
- le volume total du mélange connaissant le volume d'un produit qui le compose et sa fraction (ou son pourcentage) volumique.

⇒ Exercices 1.2 et 1.8.

Dans 1000 mL d'alcool à 90°, on trouve 900 mL d'éthanol et 100 mL d'eau. Quels sont la fraction volumique et le pourcentage volumique d'éthanol dans ce médicament ?

Fraction volumique :

$$\frac{V_{\text{éthanol}}}{V_{\text{total}}} = \frac{900}{1000} = \boxed{0,900}.$$

Pourcentage volumique :

$$\frac{V_{\text{éthanol}}}{V_{\text{total}}} \times 100 = \frac{900}{1000} \times 100 = \boxed{90,0 \%}.$$

Quel volume de ce médicament faudrait-il prélever afin d'avoir 12,0 mL d'éthanol ?

On part de la fraction volumique connue : $\frac{V_{\text{éthanol}}}{V_{\text{total}}} = 0,900$

$$\Leftrightarrow V_{\text{éthanol}} = 0,900 \times V_{\text{total}}$$

$$\Leftrightarrow \frac{V_{\text{éthanol}}}{0,900} = V_{\text{total}} \quad \text{Application numérique : } V_{\text{total}} = \frac{12,0}{0,900} = \boxed{13,3 \text{ mL}}.$$

Quel volume d'éthanol est contenu dans 30,0 mL de médicament ?

On part de la fraction volumique connue : $\frac{V_{\text{éthanol}}}{V_{\text{total}}} = 0,900$

$$\Leftrightarrow V_{\text{éthanol}} = 0,900 \times V_{\text{total}} \quad \text{A.N. : } V_{\text{éthanol}} = 0,900 \times 30,0 = \boxed{27,0 \text{ mL}}.$$