

Chapitre 8 : Corps purs et mélanges

Document 1 - Bulletin officiel

Corps purs et mélanges au quotidien.

Espèce chimique, corps pur, mélanges d'espèces chimiques, mélanges homogènes et hétérogènes.

Identification d'espèces chimiques dans un échantillon de matière par des mesures physiques ou des tests chimiques.

Composition massique d'un mélange.

Composition volumique de l'air.

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.

Mesurer une température de changement d'état, déterminer la masse volumique d'un échantillon, réaliser une chromatographie sur couche mince, mettre en œuvre des tests chimiques, pour identifier une espèce chimique et, le cas échéant, qualifier l'échantillon de mélange.

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.

Mesurer des volumes et des masses pour estimer la composition de mélanges.

Capacité mathématique : utiliser les pourcentages et les fractions.

Document 2 - Exercices dans le livre scolaire

1. Compétence de base : exercice 5,6, 9, 10 page 29
2. Pour confirmer vos compétences : exercice 10, 18 page 29
3. Parcours expert exercice 20 page 31

Quiz sur les corps purs et mélanges



Quiz 1 - Mélanges et corps purs :

<https://forms.office.com/r/p5gCDE1rn2?origin=lprLink>



Quiz 2 - Masse volumique :

<https://forms.office.com/r/NHeZMHKC24?origin=lprLink>



Quiz 3 - Identifier des espèces :

<https://forms.office.com/r/sZqd7qFQ1r?origin=lprLink>

Introduction

Quel est le point commun entre de l'huile d'olive, un ordinateur, un chat ou encore l'air que nous respirons ? Les quatre sont composés d'entités chimiques, c'est à dire des atomes, de molécules ou d'ions. Cependant, sont-ils composés d'un seul type d'entités, ou s'agit-il de mélanges ?

1 Corps purs et mélanges

On s'intéresse à la matière à l'échelle **macroscopique**, c'est à dire à notre échelle. On y observe les composés dans leur globalité.

Par exemple, étudier un morceau de cuivre¹ à l'échelle macroscopique consisterait en le peser, mesurer sa température de fusion... En revanche, son étude à l'échelle microscopique impliquerait, par exemple d'identifier les atomes qui le composent.

Définition 1 - échelle microscopique

En biologie, sciences de la Terre et en physique est microscopique ce qui ne peut être vu qu'à travers un microscope (plus petit que le dixième de millimètre).

1. Le cuivre est un métal de couleur rosée. Les pièces de 1,2 et 5 centimes d'euros en sont recouvertes, d'où leur couleur.

Définition 2 - échelle macroscopique

En biologie, sciences de la Terre et en physique est macroscopique ce qui peut être vu à l'œil nu.

Il est difficile de donner des valeurs à ces tailles, puisqu'elles dépendent bien souvent du contexte (domaine d'étude, discipline,...)

1.1 Les espèces chimiques

À l'échelle microscopique, la matière est constituée d'entités chimiques (molécules, atomes, ions).

Définition 3 - Espèce chimique

Une espèce chimique est un ensemble d'entités chimiques identiques.

Une espèce chimique est caractérisée par des données telles que sa **formule chimique**, son nom, son aspect, sa température de fusion, ses propriétés chimiques ...



Figure 1 – À gauche de l'eau, à droite du sel de mer.

Exercice 1 - Espèce chimiques

Donner le type (atomique, moléculaire ou ionique) des espèces chimiques suivante : hélium (He), eau (H_2O), chlorure de sodium (Na^+ , Cl^-).

L'hélium, est un atome, l'eau (H_2O) est une molécule, tandis que le chlorure de sodium est un composé ionique.

1.2 Corps purs**Définition 4 - Corps pur**

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

On distingue deux types de corps purs :

1. Les corps purs simples composés d'un seul type d'atomes ;
2. Les corps purs composés, qui comportent plusieurs types d'atomes (dans des proportions bien définies pour le corps pur considéré).

Exercice 2 - Corps purs

Indiquer, pour les corps purs suivants, s'il s'agit de corps purs simples ou composés : charbon (C), dioxygène (O_2), eau (H_2O), éthanol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$).

Solution :

Le charbon et le dioxygène sont des corps pur corps pur simple car ils sont constitués chacun d'une seule sorte d'atome. L'eau et l'éthanol sont constitués de corps purs composés car ils sont composés de différents atomes qui restent dans des proportions bien définies.

1.3 Les mélanges

Définition 5 - Mélanges

Un mélange est constitué de plusieurs espèces chimiques différentes.

Lorsque l'on mélange plusieurs espèces chimiques, deux types de mélanges peuvent se former :

- Si le mélange est constitué d'**une seule phase** (on ne peut plus distinguer à l'œil nu les constituants après agitation), on parle de **mélange homogène** ;
- Dans le cas contraire, il est qualifié de **mélange hétérogène**.

Deux liquides formant un mélange homogène sont dits **miscibles**.

Exercice 3 - Mélanges

Dire, pour chaque composé ci-dessous, s'il s'agit d'un mélange homogène ou hétérogène.



Figure 2 – De gauche à droite, du thé, une vinaigrette, un saxophone.

2 Comment identifier les espèces chimiques

On dispose pour cela de différentes méthodes, physiques comme chimiques.

2.1 Méthodes physiques

2.1.1 La masse volumique

Pour identifier une substance, on peut mesurer certaines de ses caractéristiques physiques : aspect, indice de réfraction, température de fusion, masse volumique ... On détaille ici ces deux derniers points.

La masse volumique caractérise la masse d'un matériau **par unité de volume**. Par exemple, la masse volumique du plomb est plus grande que celle de l'eau car 1 m^3 de plomb est plus lourd que 1 m^3 d'eau. En revanche, 20 m^3 d'eau sont plus lourds (ont une masse plus grande) que 1 m^3 de plomb.

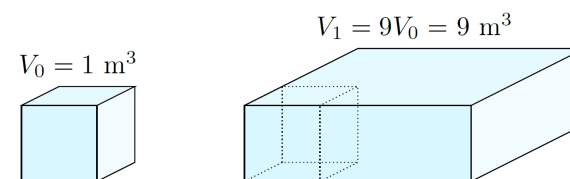


Figure 3 – À gauche, 1 m^3 d'eau pesant 1000 kg. À gauche, 9 m^3 pesant 9000 kg. Les masses d'eau sont différentes, mais les masses volumiques sont identiques.

Définition 6 - Masse volumique

La masse volumique ρ « rho » d'un échantillon de matière est une grandeur égale au quotient de sa masse m par le volume V qu'il occupe. Elle est donc définie par la relation :

$$\rho = \frac{m}{V} \quad (1)$$

ρ est donnée en kg/m^3 , m en kg et V en m^3 .

C'est là tout l'intérêt de la masse volumique par rapport à la masse : la masse volumique de 1 m^3 d'eau est la même que celle de 20 m^3 d'eau. Ce n'est pas le cas pour leurs masses.

Propriété 1 - masse volumique

La masse volumique caractérise le matériau **indépendamment** de la quantité de matière de celui-ci.

Définition 7 - Densité

La densité est définie par la relation :

$$d = \frac{\rho}{\rho_{\text{eau}}} \quad (2)$$

La densité est un nombre sans dimension, donc les masses volumiques doivent être exprimées dans les mêmes dimensions.

Voici les densités de quelques solvants courants :

Nom	Masse volumique ($\text{kg} \cdot \text{m}^{-3}$)	Densité
Eau	1000	1,0
Air	1,2	0,0012
Essence	680 à 790	0,68 à 0,79
Éthanol	790	0,79
Or	19300	19,3

Exercice 4 - Masse volumique

Répondre aux questions suivantes en détaillant votre raisonnement :

1. Quelle est la masse d'un litre d'eau ?
2. Quel est le volume occupé par 1 kg d'essence ?

Solutions :

1. Par définition $\rho = m/V$ soit $m = \rho \times V$ Par conséquent $m =$

$$1000 \times 1 \times 10^{-3} = 1 \text{ kg.}$$

$$2. V = m/\rho, \text{ donc } V = 1/790 \approx 1 \times 10^{-3} \text{ m}^3 = 1 \text{ L}$$

2.1.2 Température de changement d'état

On peut également identifier une espèce chimique en mesurant sa **température de changement d'état**, et en la comparant aux valeurs de référence.

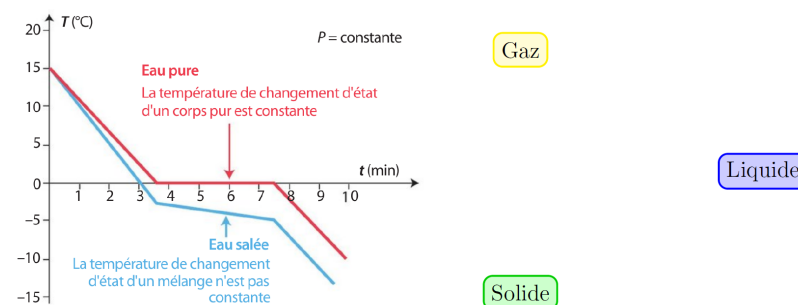


Figure 4 – Lorsqu'on refroidit de l'eau pure, on observe **un palier** de température correspondant à la température de fusion de l'eau. Ce n'est pas le cas pour un mélange.

Dans le cas d'un liquide, on peut mesurer une **température d'ébullition** notée θ_{eb} (« thêta ») à l'aide d'un thermomètre. Dans le cas d'un solide, on peut mesurer sa **température de fusion** notée θ_f à l'aide d'un **banc Kofler**. Contrairement aux corps purs, les mélanges n'ont pas de changement d'états définies.

2.2 La solubilité**Définition 8 - Solubilité**

La solubilité notée s et exprimée en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ d'une espèce chimique correspond à la masse maximale de cette espèce que l'on peut dissoudre dans une solution.

2.3 Méthodes chimiques

On peut également identifier certaines espèces chimiques par des **tests chimiques**. On rappelle les plus classiques de ces tests :

- Pour détecter la présence d'eau (formule $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$) dans un mélange, on peut le mettre en contact avec du **sulfate de cuivre anhydre**

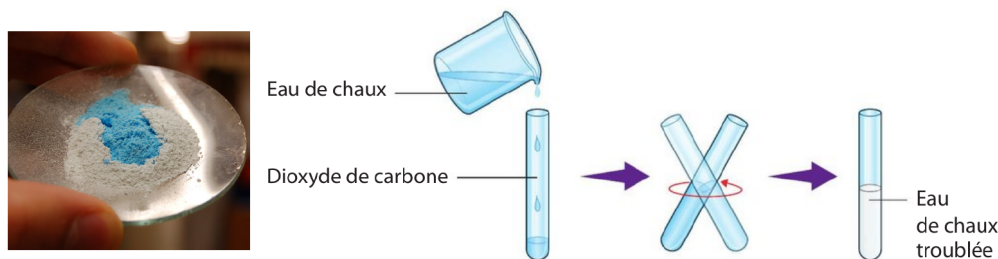


Figure 5 – Tests de présence d'eau (gauche) et de dioxyde de carbone (droite).

- Pour identifier du **dioxyde de carbone (de formule $\text{CO}_2(\text{g})$)** dans un gaz, on peut le faire barboter dans de l'**eau de chaux**, il apparaît alors un léger **trouble** si le test est positif.
- Pour vérifier la présence de **dioxygène (formule $\text{O}_2(\text{g})$)** dans un gaz, on peut approcher une allumette incandescente. Si celle-ci se rallume, du dioxygène est présent.

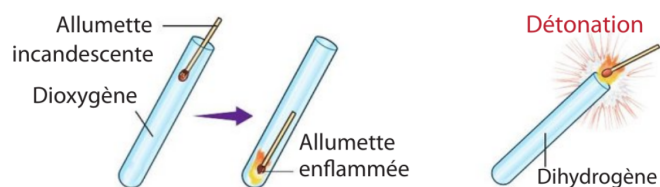


Figure 6 – Tests de présence de dioxygène (gauche) et de dihydrogène (droite).

- Pour vérifier la présence de **dihydrogène (formule $\text{H}_2(\text{g})$)** dans un tube à essais, on approche une flamme de l'extrémité du tube. Si une petite détonation se produit le gaz contenait du dihydrogène.

2.4 Chromatographie sur couche mince

La Chromatographie sur Couche Mince (CCM) est une méthode permettant de séparer et d'identifier les différentes espèces chimiques présentes dans un mélange. Elle sera étudiée en travaux pratiques.

Elle consiste à déposer un échantillon d'un mélange sur une plaque en papier ou en silice. Le bas de cette plaque est trempé dans un solvant, qui monte par capillarité, et entraîne avec lui les différentes espèces de l'échantillon.

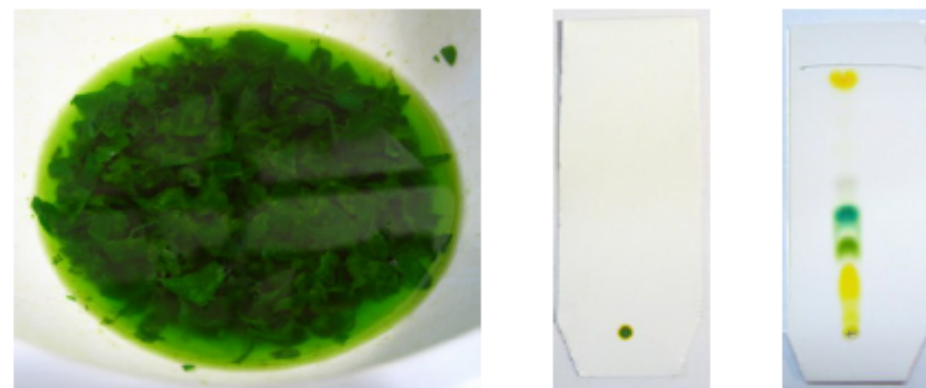


Figure 7 – À gauche, mélange de feuilles d'épinard et d'éther diéthylique (qui permet d'extraire les chlorophylles). À droite, plaque de chromatographie sur couche mince avant et après élution : les différents types de chlorophylle, de couleurs différentes, ont été séparés.

3 Composition d'un mélange

Lorsqu'on réalise un mélange, par exemple d'eau et de sucre, il est possible de faire varier la proportion qu'il contient de chacun des corps purs. On peut par exemple réaliser de l'eau peu sucrée, comme très sucrée. La composition massique constitue un moyen de quantifier ces proportions.

3.1 Pourcentages (rappel mathématique)

Le pourcentage permet d'exprimer la proportion des effectifs de deux ensembles présents au sein d'un échantillon sous la forme d'une fraction dont le dénominateur vaut 100. On le note souvent avec le symbole « % », ainsi « $\frac{70}{100}$ » s'écrit aussi « 70% ».

Méthode 1 - Calcul d'un pourcentage

Considérons un ensemble contenant N_R boules rouges et N_B boules bleues. Alors le pourcentage p de boules rouges dans l'ensemble s'obtient ainsi :

$$p = \frac{N_R}{N_B + N_R} = \frac{\frac{N_R}{N_B + N_R} \times 100}{100} = \left(\frac{N_R}{N_B + N_R} \times 100 \right) \%$$

Exercice 5 - Pourcentages

Une urne contient 120 boules vertes et 35 boules jaunes. Calculer le pourcentage de boules jaunes contenues dans cette urne.

$$p_{\text{boules jaunes}} = \frac{N_{\text{jaunes}}}{N_{\text{jaunes}} + N_{\text{vertes}}} = \frac{35}{120 + 35} = 0.22 = 22\%$$

3.2 L'air, un mélange de gaz

L'air qui nous entoure est un mélange de gaz indispensable à la vie. Quand il est sec (c'est à dire sans vapeur d'eau), sa composition en pourcentage volumique est d'environ 78% de diazote (formule N_2), 21% de dioxygène (formule O_2) et 1% d'autres gaz.

Dans les « 1% d'autres gaz » l'argon est majoritaire. Viennent ensuite des traces de gaz carbonique (formule CO_2), de néon, d'hélium,...

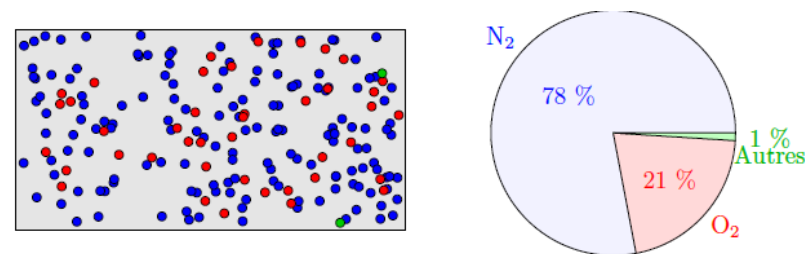


Figure 8 – Représentation schématique d'un échantillon d'air. Les molécules bleues représentent le diazote, les rouges le dioxygène et les vertes l'argon.

3.2.1 Fractions massique et volumique

Il est commode d'utiliser les pourcentages pour exprimer la composition d'un mélange. La composition massique d'un mélange est déterminée par l'ensemble des fractions massiques de ses constituants.

Définition 8 - Fraction massique

La fraction massique d'un composant est le quotient de la masse du composant "i" et de la masse totale du mélange :

$$w = \frac{m_i}{m_{\text{total}}} \quad (3)$$

Définition 8 - Fraction volumique

La fraction volumique d'un composant est le quotient du volume du composant "i" et du volume total du mélange :

$$V_i = \frac{v_i}{v_{\text{total}}} \quad (4)$$