

# LES CONCEPTS DE BASE

## 1. MÉTHODE DE TRAVAIL

### 1.1 MÉTHODE SCIENTIFIQUE ET RÉOLUTION DE PROBLÈMES

#### **Les cinq étapes de la méthode scientifique:**

L'observation . C'est une phase très importante. Il faut la réaliser avec objectivité et minutie. Une observation nous est transmise par nos sens : ce que l'on peut voir, ce que l'on peut entendre, ce que l'on peut toucher. Lorsqu'une observation est accompagnée d'un nombre (par exemple , au cours de la combustion, la longueur de la mèche a diminué de 10 cm), nous parlerons d'observation quantitative. Dans les autres cas nous parlerons d'observation qualitative (par exemple les feuilles d'un arbre sont vertes) .

L'Hypothèse . Après avoir observé un phénomène, nous devons fournir une explication provisoire de ce que l'on a vu. Voici un exemple d'une hypothèse expliquant la couleur des feuilles : la couleur verte des feuilles d'un arbre est peut-être causée par la chlorophylle.

L'expérience . Il faut alors concevoir une expérience qui permettra de vérifier l'hypothèse de départ. Elle doit être réalisée avec exactitude et rigueur, et en fixant des conditions (température, heure de la journée, pression d'un gaz, .. etc..).

La conclusion . Lorsque l'expérience vérifie l'hypothèse de départ, on peut alors formuler la conclusion de son expérience. Par exemple , la couleur verte des feuilles d'un arbre est causée par un pigment vert qui s'appelle la chlorophylle. Dans les laboratoires de recherche, les savants suivent continuellement cette démarche. Les grandes conclusions qu'ils trouvent s'appellent DES LOIS . Un ensemble de lois constitue une théorie. Une théorie est toujours une explication provisoire du monde qui nous entoure. Actuellement il existe plusieurs grandes théories qui permettent de mieux comprendre notre monde : théorie des quanta, théorie de la relativité, théorie de la gravitation, théorie du chaos, etc..

La communication . Lorsque des savants ont élaboré une nouvelle théorie, ils doivent communiquer leurs résultats aux savants du monde entier. C'est ce qui permet à la science de progresser.

#### **Les principes élémentaires pour prendre des notes :**

- Écrire le plan: les grandes lignes du raisonnement, les idées et les remarques essentielles;
- Écouter avec attention pour discerner les éléments constitutifs : c'est l'analyse.
- Et ensuite on recompose l'ensemble du texte : c'est la synthèse.
- Utiliser des abréviations personnelles ou des abréviations mathématiques.
- Souligner et encadrer tout ce qui est important.
- Écrire dans la marge tous les commentaires personnels.
- Relire les notes le soir même : corriger les fautes d'orthographe, ajouter des commentaires personnels.
- Lorsqu'une section est terminée, préparer une fiche synthèse. Elle doit être courte, concise et écrite dans vos propres mots.

### **Les parties d'un rapport de laboratoire:**

- l'objectif du laboratoire et la formulation d'une hypothèse ;
- le montage et le matériel utilisé;
- la description de la manipulation;
- les tableaux des résultats obtenus;
- l'interprétation des résultats, en fonction de l'hypothèse de départ;
- les causes d'erreurs;
- la conclusion : l'hypothèse de départ est-elle vérifiée ? Si tel est le cas, vers quelle nouvelle connaissance cette conclusion nous conduit-elle ?

### **Méthode de résolution de problème:**

1. Lire attentivement le texte entier du problème en soulignant les concepts principaux, et en faisant en même temps un schéma illustrant le texte .
2. Transcrire mathématiquement les données du problème en introduisant les paramètres et les inconnues.
3. Pour chaque question, distinguer les hypothèses (ce que l'on sait) et la conclusion (la question du problème). Indiquer la loi qui s'applique.
4. Résoudre l'exercice par des moyens mathématiques (algèbre, graphique, etc.), sans introduire une seule valeur numérique
5. Vérifier l'homogénéité des résultats : de part et d'autre du signe égal, il faut trouver la même unité .
6. Passer à l'application numérique du problème et ne retenir que les réponses qui correspondent à une solution physique réelle. Exprimer tous les résultats dans le système métrique.
7. Commenter la solution du problème.

## **1.2 SYSTÈME INTERNATIONAL**

Les unités fondamentales sont: les longueurs (mètre), les masses (gramme) et les temps (seconde).

Les multiples sont obtenus en multipliant l'unité principale par:

- dix: déca (da);
- cent: hecto (h);
- mille: kilo (k);
- 1 million: méga (M);
- 1 milliard: giga (G).

Les sous-multiples sont obtenus en divisant l'unité principale par:

- dix : déci (d);
- cent: centi (c);
- mille: milli (k);
- 1 million: micro;
- 1 milliard: nano (n).

Les abréviations sont écrites en appliquant les règles suivantes:

- 1) *Écrire en premier le symbole du préfixe*
- 2) *Écrire ensuite le symbole de la grandeur*

Voici quelques exemples de conversion d'unités dans le système international:

$$\begin{aligned}
 3,1458 \text{ hm} &= 0,31458 \text{ km} \\
 3,1458 \text{ hm} &= 31,458 \text{ dam} \\
 3,1458 \text{ hm} &= 314,58 \text{ m} \\
 3,1458 \text{ hm} &= 3\,145,8 \text{ dm} \\
 3,1458 \text{ hm} &= 31\,458 \text{ cm} \\
 3,1458 \text{ hm} &= 314\,580 \text{ mm}
 \end{aligned}$$

Ces mêmes conversions s'appliquent aux masses (grammes), aux capacités (litres) et aux temps (secondes).

$$\begin{aligned}
 3,1458 \text{ hL} &= 0,31458 \text{ kL} \\
 3,1458 \text{ hL} &= 31,458 \text{ daL} \\
 3,1458 \text{ hL} &= 314,58 \text{ L} \\
 3,1458 \text{ hL} &= 3\,145,8 \text{ dL} \\
 3,1458 \text{ hL} &= 31\,458 \text{ cL} \\
 3,1458 \text{ hL} &= 314\,580 \text{ mL}
 \end{aligned}$$

Dans tous les exemples précédents le facteur de conversion est toujours dix: quand on déplace la virgule de un rang vers la droite on multiplie par dix et quand on déplace la virgule de un rang vers la gauche on divise par dix.

Avec les unités de surface le facteur de conversion est cent: quand on déplace la virgule de deux rangs vers la droite on multiplie par cent et quand on déplace la virgule de deux rangs vers la gauche on divise par cent.

$$\begin{aligned}
 51,2347 \text{ dam}^2 &= 0,512347 \text{ hm}^2 \\
 51,2347 \text{ dam}^2 &= 0,00512347 \text{ km}^2 \\
 51,2347 \text{ dam}^2 &= 5\,123,47 \text{ m}^2 \\
 51,2347 \text{ dam}^2 &= 512\,347 \text{ dm}^2
 \end{aligned}$$

Avec les unités de volume le facteur de conversion est mille: quand on déplace la virgule de trois rangs vers la droite on multiplie par mille et quand on déplace la virgule de trois rangs vers la gauche on divise par mille.

$$\begin{aligned}
 51,2347 \text{ dam}^3 &= 0,0512347 \text{ hm}^3 \\
 51,2347 \text{ dam}^3 &= 51\,234,7 \text{ m}^3 \\
 51,2347 \text{ dam}^3 &= 51\,234\,700 \text{ dm}^3
 \end{aligned}$$

Une quantité de liquide de un litre (1 L) occupe un volume de un décimètre cube; cela revient à dire qu'un millilitre occupe un volume de un centimètre cube.  $1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ L}$  ou  $1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL}$

Les mesures expérimentales sont exprimées dans le système international au Canada.

Il existe un grand nombre d'unités dérivées. Citons par exemple:

- Le titre d'une solution en grammes par litre (g/L ou  $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$ )
- La molarité d'une solution en moles par litre (mol/L ou  $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ )
- La vitesse d'une voiture en kilomètres par heure (km/h ou  $\text{km}\cdot\text{h}^{-1}$ )
- La vitesse de la lumière en mètres par seconde (m/s ou  $\text{m}\cdot\text{s}^{-1}$ )

### **1.3) LES CHIFFRES SIGNIFICATIFS**

Quand on exprime un résultat en science, il est primordial de l'écrire correctement. Supposons par exemple que l'on mesure la longueur d'une feuille avec une règle graduée en millimètres, on trouve que la mesure est comprise entre 21.7 et 21,8 cm. Comme résultat de la mesure, nous pouvons écrire par exemple 21.74 cm: les trois premiers chiffres sont certains (2, 1 et 7), le dernier chiffre (4) est douteux, car il résulte de l'évaluation de l'expérimentateur.

**Nombre de chiffres significatifs = Nombre de chiffres certains + 1 chiffre douteux**

*127,35 cm est écrit avec 5 chiffres significatifs:*

*Les chiffres certains sont 1,2, 7 et 3;*

*Le chiffre douteux est le 5.*

Les chiffres significatifs indiquent la précision d'une mesure. On les utilise uniquement dans les sciences expérimentales : physique, chimie, biologie. Ils ne se rencontrent pas en mathématiques. Voici les lois qui concernent les chiffres significatifs:

**13.1) Tout nombre, qui possède une partie entière, ne contient que des chiffres significatifs :**

233: 3 Chiffres significatifs ;

233,025: 6 Chiffres significatifs ;

$13 \times 10^4$ : 2 Chiffres significatifs .

**13.1) Lorsqu'un nombre ne contient pas de partie entière, les "zéros" qui encadrent la virgule ne sont jamais significatifs. Ils ne servent qu'à indiquer l'ordre de grandeur :**

0,233: 3 Chiffres significatifs ;

0,0233: 3 Chiffres significatifs.

**13.3) Les zéros situés à l'intérieur d'un nombre ou à l'extrême droite de ce dernier sont toujours significatifs :**

0,010640: 5 Chiffres significatifs ;

10,040500: 8 Chiffres significatifs.

**13.4) Pour rejeter les chiffres significatifs, on doit suivre les règles suivantes :**

- On augmente de 1 le chiffre à conserver , si le dernier chiffre enlevé est plus grand que 5;
- Si le dernier chiffre à enlever est plus petit que 5, on laisse tel quel celui que l'on conserve;
- Si le dernier chiffre à enlever est égal à 5, on ajoute 1 à celui que l'on conserve si ce dernier est impair, et on le laisse tel quel s'il est pair.

$$88,3575 = 88,358$$

$$88,3585 = 88,358$$

### **1.4) INCERTITUDES**

**L'incertitude est toujours située sur le dernier chiffre significatif et nous indique entre quelles limites un résultat est connu avec certitude.**

$$1,0738 \pm 0,0001 \text{ g}$$

$$1,0737 \text{ g} < M < 1,0739 \text{ g}$$

La masse sera écrite avec cinq chiffres significatifs; l'incertitude absolue est de 0,0001 g. L'incertitude relative ou précision de la mesure se calcule en divisant l'incertitude absolue par la mesure. L'utilisation des chiffres significatifs et des incertitudes est régie par trois lois:

*LOI N° 1 : Lorsqu'aucune précision n'est indiquée, on suppose que l'erreur effectuée est de un sur le dernier chiffre significatif.*

LOI N° 2: Lorsqu'on additionne des mesures, les incertitudes absolues s'ajoutent.

LOI N° 3: Lorsqu'on multiplie ou divise des mesures, les incertitudes relatives s'ajoutent.

### Addition et soustraction

Lorsqu'on effectue l'addition ou la soustraction de plusieurs mesures, le résultat sera exprimé avec autant de décimales, que la mesure qui en a le moins.

Exemple

$$6,43 + 2,00 + 12,076 = 20,506 = 20,51$$

En appliquant la première loi, nous déduisons l'incertitude par défaut sur chaque nombre.

$$6,43 \pm 0,01$$

$$2,00 \pm 0,01$$

$$12,076 \pm 0,001$$

En appliquant la deuxième loi, nous voyons que l'incertitude absolue sur le résultat est de:

$$0,01 + 0,01 + 0,001 = 0,021$$

Le résultat de ce calcul est donc :

$$20,51 \pm 0,02$$

Et la précision du résultat est de 0,1 % (0,02320,51)

### Multiplication et division

Dans la multiplication et la division le résultat final doit être du même ordre de grandeur que le terme qui est le moins précis.

Exemple

Effectuer le calcul suivant :

$$21,1 \times 0,029 \times 83,2 = 50,91008$$

En appliquant la première loi, nous obtenons les incertitudes absolues sur chaque facteur (0,1; 0,001; 0,01).

En appliquant la troisième loi, nous retrouvons l'incertitude relative sur le résultat en additionnant les incertitudes relatives ( 4 %).

Nous en déduisons l'incertitude absolue sur résultat du produit.

$$0,040 \times 50,91008 = 2$$

Le résultat de l'opération doit donc s'écrire:

$$51 \pm 2$$

## 1.5) RAPPELS MATHÉMATIQUES

Deux grandeurs A et B sont directement proportionnelles, lorsque leur quotient reste constant .

Deux grandeurs A et B sont inversement proportionnelles, lorsque leur produit reste constant .

A et B directement proportionnelles	$\rightarrow \frac{A}{B} = \text{constante}$
---	--

A et B inversement proportionnelles	$\rightarrow A \times B = \text{constante}$
---	---

Pour construire un graphique, on doit suivre les quatre étapes suivantes .

Étape 1 : Identifier les deux axes . La variable indépendante est située sur l'axe horizontal (axe des abscisses). La variable dépendante est située sur l'axe vertical (axe des ordonnées).

Étape 2 : Choisir une échelle convenable sur les deux axes.

Étape 3 : Représenter les points qui correspondent à chaque couple de valeurs, en tenant compte des erreurs expérimentales..

Étape 4 : Tracer la courbe moyenne.

Nous pouvons rencontrer quatre cas particuliers .

- Cas 1 : La variable dépendante reste constante, lorsque la variable indépendante varie: droite horizontale.
- Cas 2 : La variable indépendante reste constante, lorsque la variable dépendante varie: droite verticale.
- Cas 3 : La variable dépendante est directement proportionnelle à la variable indépendante: droite oblique.
- Cas 4 : La variable dépendante est inversement proportionnelle à la variable indépendante: hyperbole.

## **2. LA MATIÈRE QUI NOUS ENTOURE**

### **2.1) SUBSTANCES ET OBJETS**

Considérons un erlen-meyer rempli d'eau: nous pouvons dire que le contenant est l'eren-meyer : c'est un OBJET. Le verre est la SUBSTANCE qui constitue cet objet. L'eau est la SUBSTANCE, contenue dans l'objet. Dans toutes les situations la matière est représentée sous forme d' OBJETS ou de SUBSTANCES. Le mot «CORPS» désigne ce qui est commun à plusieurs objets ou à plusieurs substances matérielles: ainsi de nombreux objets, comme les clous, ont en commun un «corps pur», le fer.

Ce qui nous entoure et qui ne peut pas être détecté par une balance est une radiation. En revanche tout ce qui nous entoure et qui possède une masse est une matière. La matière prend le plus souvent trois apparences. Elle peut posséder une forme propre : c'est le cas de la majorité des solides. L'eau liquide prend la forme du récipient qui la contient : elle n'a pas de forme propre, par contre elle possède un volume défini. L'air est un gaz invisible : sa forme et son volume ne sont pas définis. Lorsque la matière présente un aspect uniforme (eau salée par exemple), nous avons une Substance Homogène. On ne peut y distinguer qu'un seul constituant. Nous dirons qu'une matière homogène possède une phase. Lorsqu'on peut distinguer plusieurs constituants dans une substance (mélange eau-sable par exemple), nous dirons qu'elle possède plusieurs phases. C'est une Substance Hétérogène.

### **2.2) PROPRIÉTÉS DE LA MATIÈRE QUI NOUS ENTOURE**

#### **22.1) PROPRIÉTÉS DES GAZ**

##### *221.1) LES GAZ ONT UNE MASSE*

Un erlen-meyer rempli d'air est pesé avec une balance de précision. On fait le vide complet dans l'erenmeyer , puis on le pèse de nouveau. La masse de l'air contenu dans l'erenmeyer peut être déterminée par simple soustraction .

$$M_{air} = M_p - M_v$$

$M_p$  : masse de l'erenmeyer rempli d'air

$M_v$  : masse de l'erenmeyer vide *La masse d'un litre à 0°C et sous une pression de 101,3 kPa est de 1,3 g.*

Prenons une bouteille de dioxygène et relions la à une éprouvette remplie d'eau et retournée sur une cuve à eau. Le dioxygène est très peu soluble dans l'eau. Il déplace l'eau et se dégage en haut de l'éprouvette. On recommence cette même expérience avec le dihydrogène et le dioxyde de carbone. Ces deux gaz, comme le dioxygène, déplacent l'eau au sommet de l'éprouvette. En les observant, on découvre que ces trois gaz possèdent des aspects identiques : ils sont tous les trois incolores, inodores et peu solubles dans l'eau; en revanche, ces trois gaz n'ont pas la même masse volumique.

Si l'on pèse un litre de chacun de ces gaz dans les conditions normales (0 °C et 101,3 kPa) , nous trouverons des résultats suivants:

Dioxygène 1,4339 g/L

Dioxyde de carbone 1,9724 g/L

Dihydrogène 0,0897 g/L

Comme pour les solides et les liquides, la masse volumique d'un gaz s'obtient en divisant sa masse par son volume. Habituellement, on exprime la masse volumique d'un gaz en grammes par litre (g/L).

*La densité d'un gaz est un nombre qui exprime combien de fois un gaz est plus léger ou plus lourd que l'air. On obtient la densité d'un gaz en divisant sa masse volumique par celle de l'air.*

*Exemples de calculs*

a) Quelle est la masse de 3 litres de dihydrogène, sachant que sa densité par rapport à l'air est de 0,069 ?

$$1,3 \text{ g/L} \cdot 0,069 \cdot 3 \text{ L} = 0,27 \text{ g}$$

b) Quelle est la masse de 5 litres de dioxyde de carbone, sachant que sa densité par rapport à l'air est de 1,52 ?

$$1,3 \text{ g/L} \cdot 1,52 \cdot 5 \text{ L} = 9,88 \text{ g}$$

### 221.2) LES GAZ EXERCENT UNE PRESSION

Les gaz exercent une pression qui se mesure avec un manomètre; la pression s'exprime en pascals dans le système international (on la mesure couramment en centimètres de mercure et en kilopascals). Dans les conditions normales, la pression atmosphérique équivaut à une colonne de mercure de 76 cm de haut.

$$\mathbf{101,3 \text{ kPa} = 76 \text{ cm de Hg} = 1 \text{ Atmosphère}}$$

### 221.3) TESTS D'IDENTIFICATION DES GAZ

#### 2213.1) Test du tison

Ce test de reconnaissance consiste à introduire une baguette de bois, qui ne présente plus qu'un point rouge, dans un flacon qui contient un gaz; si ce gaz du dioxygène; la baguette de bois se rallume. Avec le dihydrogène, il peut se produire une légère détonation; avec le dioxyde de carbone, le tison s'éteint. Le test du tison caractérise le dioxygène.

#### 2213.2) Test de combustibilité

Ce test de reconnaissance consiste à présenter une flamme en haut de l'éprouvette qui contient le gaz à identifier. Si ce gaz est du dihydrogène, il se produira une légère détonation. Le dihydrogène n'entretient pas la combustion, en revanche il est combustible : il brûle en présence d'oxygène. L'hydrogène se combine à l'oxygène pour donner de l'eau.  $\mathbf{H_2 + O_2 \rightarrow H_2O}$   
Le test de la combustibilité caractérise le dihydrogène

#### 2213.3) Test de l'eau de chaux

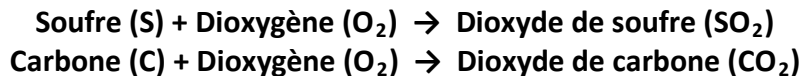
L'eau de chaux  $[\text{Ca}(\text{OH})_2]$  est un réactif qui permet d'identifier le dioxyde de carbone ( $\text{CO}_2$ ) : en présence de ce gaz, elle donne un précipité blanc de carbonate de calcium ( $\text{CaCO}_3$ ) .

**Eau de chaux  $[\text{Ca}(\text{OH})_2]$  + Gaz carbonique ( $\text{CO}_2$ )  $\rightarrow$  Carbonate de calcium ( $\text{CaCO}_3$ ) + Eau**

Le test de l'eau de chaux caractérise le dioxyde de carbone.

#### 221.4) Autres propriétés des gaz

Le dioxygène entretient la combustion .



#### 221.5) COMMENT PRÉPARER DES GAZ EN LABORATOIRE?

On prépare le dihydrogène en faisant réagir l'acide sulfurique sur un métal comme le zinc ou le magnésium.



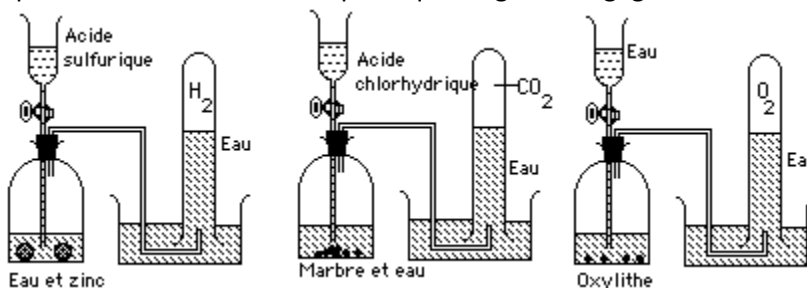
On prépare le gaz carbonique en faisant réagir l'acide chlorhydrique sur le carbonate de calcium (CaCO<sub>3</sub>) contenu dans le marbre. À côté du dioxyde de carbone (CO<sub>2</sub>), il se forme aussi du chlorure de calcium (CaCl<sub>2</sub>) et de l'eau (H<sub>2</sub>O).



On prépare le dioxygène au laboratoire, en faisant réagir l'eau goutte à goutte sur l'oxylythe.



On peut récupérer ces gaz récupérer par déplacement d'eau. Une éprouvette remplie d'eau est retournée sur une cuve à eau et placée au-dessous du tube par lequel le gaz se dégage.



### 22.2) PROPRIÉTÉS DES LIQUIDES

On peut reconnaître la solution d'ammoniac et la solution chlorhydrique à cause de leurs odeurs caractéristiques. Au laboratoire, on utilise cinq tests d'identification pour caractériser des liquides.

- Test de conductibilité électrique

Toutes les solutions électrolytiques conduisent le courant électrique. L'eau pure et l'eau sucrée ne conduisent pas le courant électrique.

- Test au dichlorure de cobalt

Tous les liquides qui contiennent de l'eau font virer au rose le papier au dichlorure de cobalt.

- Test au papier tournesol

Le papier tournesol permet de différencier les solutions acides et basiques. La couleur rouge indique la présence d'un acide et la couleur bleue indique la présence d'une base.

### 22.3) PROPRIÉTÉS DES SOLIDES

Les tests suggérés sont :

- La conductibilité électrique. Les métaux conduisent le courant électrique.
- La solubilité dans l'eau. Lorsque les substances sont solubles dans l'eau, on peut effectuer les

tests qui s'appliquent aux liquides (indicateurs colorés, conductibilité électrique, test au nitrate d'argent, test au chlorure de baryum). On peut aussi effectuer ce test avec un autre solvant, l'alcool par exemple. L'iode est peu soluble dans l'eau, mais il se dissout bien dans l'alcool.

- Le magnétisme. Est-ce que le solide est attiré par un aimant ?
- Le chauffage. Le carbonate de calcium chauffé dégage du dioxyde de carbone que l'on met en évidence avec l'eau de chaux (propriété chimique). L'iode et le soufre subissent des transformations différentes. Le soufre chauffé se liquéfie facilement en donnant un liquide bleu. L'iode chauffé se sublime : passage direct à l'état gazeux sans passer par l'état liquide.
- La couleur de la flamme. Avec un bec Bunsen, on enflamme la substance et on observe la couleur de la flamme. Les couleurs obtenues sont très variées :

- bleu avec le soufre;
- jaune avec le sodium;
- verte avec le potassium;
- rouge avec le strontium.

### **2.3) PROPRIÉTÉS CARACTÉRISTIQUES DE LA MATIÈRE**

Certaines propriétés vont caractériser des ensembles de substances:

- Les solutions acides font virer le tournesol au rouge.
- Les solutions basiques font virer le tournesol au bleu.
- Les substances qui contiennent de l'eau font virer le dichlorure de cobalt au rose.
- Les solutions qui contiennent des chlorures donnent un précipité blanc avec le nitrate d'argent.
- Les solutions qui contiennent des sulfates donnent un précipité blanc avec le dichlorure de baryum.
- La couleur: à l'état solide, la substance possède une couleur qui dépend surtout de l'état de la surface. Les solides peuvent être transparents (laissent passer la lumière et on peut voir à travers), translucides (laissent passer la lumière, mais on ne peut pas voir à travers) ou opaques (ne laissent pas passer la lumière et on ne peut pas voir à travers). À l'état liquide, les substances ont une couleur propre et sont presque toujours transparentes. À l'état gazeux, les substances ont une couleur propre et sont toujours transparentes.
- L'odeur: certaines substances, comme le sulfure d'hydrogène, sont facilement reconnaissables à leur odeur.
- Le goût: les acides ont un goût amer. Par mesure de sécurité, on ne doit jamais ni sentir, ni goûter une nouvelle substance au laboratoire.
- La miscibilité: les solides ne sont jamais miscibles. Pour les mélanger, on doit passer par l'état liquide. Les liquides sont parfois miscibles (eau et alcool par exemple). Les gaz sont toujours miscibles peu importe les proportions.
- Le magnétisme: c'est la propriété que possèdent certaines substances d'être attirées par un aimant. Le fer, le cobalt et le nickel sont magnétiques.
- La structure cristalline: les sept systèmes cristallins étudiés dans le cours de sciences 214.

Les propriétés caractéristiques sont celles qui peuvent servir à identifier une substance; elles s'appliquent à une substance, sans s'appliquer aux autres. Elles se répartissent en trois grandes catégories :

- Les propriétés physiques qui ne changent pas la matière: les températures des changements d'état, la masse volumique, les coefficients de dilatation par exemple.
- Les propriétés chimiques qui transforment les molécules des substances: couleur d'un

indicateur coloré, réactions de précipitation par exemple.

- - les propriétés nucléaires qui modifient les atomes des substances: la radioactivité par exemple.

Nous avons vu ainsi que:

- Le test du tison est caractéristique du dioxygène.
- Le test de la combustibilité est caractéristique du dihydrogène ;
- Le test à l'eau de chaux est caractéristique du dioxyde de carbone.

### **23.1) PROPRIÉTÉS PHYSIQUES**

Les **propriétés mécaniques**. Les solides sont très peu compressibles, peu déformables et transmettent les forces et les vibrations. Leur dureté et leur résistance sont variables. Les liquides sont très peu compressibles, très déformables et transmettent les pressions et les vibrations. Ils sont en général fluides (ils coulent). Les gaz sont compressibles, expansibles et élastiques. Ils transmettent seulement les vibrations. Les **températures des changements d'états physiques**: fusion, solidification, vaporisation, liquéfaction, sublimation et condensation solide.

La **chaleur latente de changement d'état**. La chaleur latente de fusion ( $L_f$ ) est la quantité de chaleur qu'il faut fournir à l'unité de masse du solide, pris à la température de fusion et sous une pression donnée, pour le transformer entièrement en liquide, à la même température et sous la même pression. On l'exprime en joule par gramme (J/g) ou en kilojoule par kilogramme (kJ/kg).

La **chaleur massique**. C'est la quantité de chaleur qu'il faut fournir à l'unité de masse d'une substance pour élever sa température de  $1^\circ\text{C}$ , sans changer son état physique (sous une pression constante). Elle s'exprime en joule par gramme et par degré Celsius (J/g. $^\circ\text{C}$ )

La **masse volumique**. C'est la masse de l'unité de volume de la substance. Elle s'exprime en gramme par centimètre cube (g/cm<sup>3</sup>) ou en kilogramme par mètre cube (kg/m<sup>3</sup>) pour un solide ou un liquide et on la calcule en divisant la masse par le volume. Elle s'exprime en gramme par litre (g/L) pour un gaz:

La **densité**. *Pour les solides et les liquides, elle est calculée par rapport à l'eau (rapport entre la masse volumique de la substance et celle de l'eau).*

*Pour les gaz, elle s'exprime par rapport à l'air et elle nous indique si le gaz est plus léger ou plus lourd que l'air. On calcule la densité en divisant la masse volumique de la substance par la masse volumique de l'eau ou de l'air.*

La **solubilité**. On appelle «SOLUBILITÉ» la quantité maximum de soluté, que l'on peut dissoudre dans une quantité déterminée de solvant et à une température donnée. Elle s'exprime en gramme de soluté par cent millilitres de solvant. La solubilité est une propriété caractéristique du soluté. Par exemple 100 mL d'eau à  $20^\circ\text{C}$  peuvent dissoudre 88 g de  $\text{NaNO}_3$ , 30 g de  $\text{KNO}_3$ , ou 35 g de  $\text{NaCl}$ . Au cours de la dissolution, la masse est conservée mais le volume diminue.

La **conductibilité thermique**. La conductibilité thermique est la propriété que possèdent certaines substances de conduire la chaleur d'un point à un autre de la substance. Les métaux sont de bons conducteurs de la chaleur, alors que l'air et le vide sont d'excellents isolants.

La **conductibilité électrique** est la propriété que possèdent certaines substances de laisser passer le courant électrique. Certains métaux, comme le cuivre, sont de bons conducteurs d'électricité.

**L'indice de réfraction** La réfraction est la déviation de la lumière dans un milieu transparent. L'eau a un indice de réfraction de 1,33.

Le **coefficient de dilatation**. La dilatation c'est l'augmentation de volume lorsque la température s'élève. L'inverse (diminution de volume lorsque la température diminue) est la contraction. En règle générale, les solides se dilatent moins que les liquides qui, eux-mêmes se dilatent moins que les gaz. Le coefficient de

dilatation volumique (a) d'une substance est l'augmentation de volume par unité de volume et par degré Celsius. Mathématiquement, ce coefficient s'exprime par la formule suivante :

### **23.2) PROPRIÉTÉS CHIMIQUES**

La **combustibilité** ; réaction de combinaison avec le dioxygène. Le dihydrogène et l'alcool sont de bons combustibles.

La **combustion** L'oxygène entretient la combustion: c'est un comburant.

Les effets des indicateurs colorés

Les acides font virer au rouge; en présence d'une base, le tournesol est bleu.

Le test à l'eau de chaux pour caractériser le dioxyde de carbone.

Action des acides sur les métaux. Les acides réagissent sur les métaux pour donner un dégagement de dihydrogène.

La **chimioluminescence**. Propriété que possèdent plusieurs substances d'émettre de la lumière à la suite de phénomènes chimiques. Lorsque ce phénomène est d'origine organique, on parle de bioluminescence (luminescence de certains animaux).

### **23.3) PROPRIÉTÉS NUCLÉAIRES**

La **radioactivité** Propriété que possèdent certaines substances d'émettre des radiations, en modifiant leurs atomes.

La **période de demi-vie** *C'est le temps au bout duquel la moitié d'une substance radioactive a subi une transmutation. Par exemple, le carbone 14 a une période de demi-vie de 5 730 ans .*

## **2.4) UTILISATIONS À PARTIR DES PROPRIÉTÉS**

Pourquoi le mercure est-il utilisé dans les thermomètres et les baromètres? Pourquoi l'eau sert-elle de liquide réfrigérant ? Quelle substance sert à fabriquer les aiguilles? Comment fonctionne une montre? Pourquoi le tungstène est-il utilisé dans les ampoules électriques ? Le mercure a un point de fusion de  $-39^{\circ}\text{C}$  et un point d'ébullition de  $357^{\circ}\text{C}$ . On l'utilise repérer les températures entre ces deux limites. Il a par ailleurs une masse volumique très élevée ( $13,6 \text{ g/cm}^3$ ). C'est pour cette raison qu'on l'utilise dans les tubes barométriques. Si on remplaçait le mercure par de l'eau, le tube devrait avoir onze mètres de long... L'eau est utilisée comme réfrigérant à cause de sa chaleur massique très élevée. Les aiguilles sont fabriquées en osmium, parce que cette substance est très dure. Le tungstène constitue le filament d'une ampoule électrique, à cause de son point de fusion élevé ( $3 410^{\circ}\text{C}$ ), et de sa grande résistance électrique. Le quartz, convenablement excité par le courant électrique, vibre avec une fréquence constante ( $3 2768$  oscillations par seconde), d'où son utilisation dans la fabrication des montres à quartz.

Notre vie quotidienne est inondée d'objets techniques qui ont été fabriqués avec des substances spécifiques, à cause de leurs propriétés.

- L'acier est un alliage de fer et de carbone. Dans l'industrie, on veut en améliorer continuellement les propriétés . Ainsi pour le rendre plus dur, on y ajoutera des éléments comme le chrome ou le vanadium (fabrication des blindages). Le niobium et le tantale serviront à fabriquer l'acier des réacteurs nucléaires.
- Les chaudières ou les canons des fusils doivent supporter de très hautes températures. Ils devront par conséquent être constitués par des substances dont le point de fusion est élevé , le molybdène par exemple. À cause de son haut point de fusion, le rhénium est utilisé dans la

construction des thermocouples (thermomètres électriques pour repérer les hautes températures). Et c'est toujours à cause de son haut point de fusion que le tungstène est la substance qui constitue les filaments des ampoules électriques.

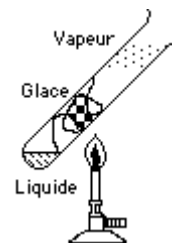
- Le diamant est le plus dur de tous les minéraux (sa dureté est de 10 dans l'échelle de Mohs). Il sert en particulier à couper le verre. C'est à cause de sa dureté et de sa résistance à la corrosion que le nickel entre dans la composition des pièces de monnaie. Les aiguilles sont constituées d'osmium dont la dureté est très grande. Le rhodium sert à recouvrir d'une couche brillante et dure d'autres métaux. Une fine pellicule de rhodium sur du verre permet d'obtenir d'excellents miroirs.
- L'argent est un excellent conducteur de chaleur et d'électricité. Les sels d'argent possèdent des propriétés chimiques qui sont à la base de la photographie. Lorsque le bromure d'argent est exposé à la lumière, il se produit une transformation chimique que le révélateur rend visible.
- Certaines substances ont des couleurs très variées, à cause des différents ions qu'elles peuvent former. C'est ainsi que le chrome est utilisé comme colorant (vert, jaune, orange, rouge). Les sels bleus de cobalt entrent dans la fabrication des porcelaines et des émaux. Le sulfure de cadmium (jaune) est le premier choix du peintre.
- Dans l'industrie aéronautique, il sera de première importance de choisir des matériaux légers (masse volumique petite). Il faudra aussi tenir compte de l'échauffement, donc se servir des substances dont le point de fusion est élevé. Le scandium est aussi léger que l'aluminium, mais on le préférera à l'aluminium à cause de son point de fusion élevé.
- Des isotopes radioactifs servent en médecine : isotope du cobalt pour le traitement du cancer, isotope de l'iode pour le traitement des maladies de la glande thyroïde.
- À cause de sa faible densité par rapport à l'air et de son inertie chimique, l'hélium sera utilisé dans les ballons sondes, de préférence au dihydrogène.
- Les tubes à décharges électrique donnent des couleurs qui varient avec la nature du gaz : rouge avec le néon, violet avec l'argon.
- Dans les réacteurs nucléaires, on bombarde des combustibles nucléaires avec des neutrons. Si l'on veut contrôler la vitesse de la réaction, il faudra introduire des barres de contrôle qui «absorbent» les neutrons. Certaines substances (l'hafnium, le cadmium, l'euporium) ont un gros «appétit» pour les neutrons.
- Le zinc résiste bien à la corrosion. C'est par conséquent un revêtement extérieur de qualité. Pour cette même raison, l'étain entre dans la fabrication des boîtes de conserve. À cause de sa combustibilité, le soufre sert à fabriquer les allumettes.
- L'aluminium est léger, malléable et il résiste à la corrosion. Son industrie s'étend de la fourchette de cuisine jusqu'à la fabrication des ailes d'avions.
- Certaines substances sont des poisons mortels. Ainsi le sulfate de thallium est un poison pour

les rats. Mélangé à l'amidon, au sucre, à la glycérine et à l'eau, il devient le dernier festin de ces rongeurs si peu plaisants.

### **3. CHANGEMENTS QUE PEUT SUBIR LA MATIÈRE**

#### **3.1) CHANGEMENTS PHYSIQUES**

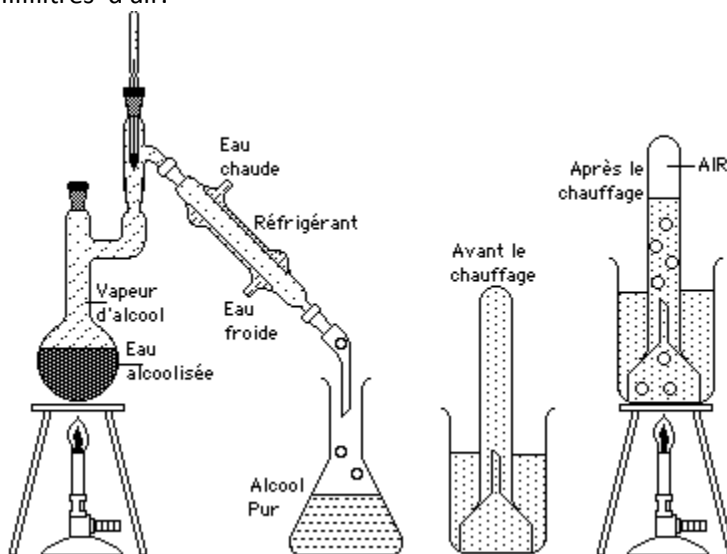
En chauffant de la glace dans une éprouvette, on voit simultanément de la vapeur d'eau qui s'échappe du tube, de l'eau liquide, qui se dépose au fond du tube, et de la glace, qui est soutenue par le ressort. Il y a coexistence des trois états physiques de l'eau : Solide (glace), Liquide, Gaz (vapeur). Ce phénomène s'observe rarement dans notre environnement, avec d'autres substances. Plusieurs propriétés différencient la glace, l'eau liquide et la vapeur d'eau : la masse volumique, la chaleur massique, le coefficient de dilatation. Par ailleurs sous ses trois états, l'eau conserve les propriétés qui sont causées par la particule qui la constitue : la molécule d'eau



#### **3.1.1) CHANGEMENTS QUI S'APPLIQUENT À UN MÉLANGE HOMOGENÈME**

La distillation est utilisée pour séparer deux liquides miscibles comme l'eau et l'alcool; le chauffage est utilisé pour séparer un gaz dissous dans un liquide comme l'air dans l'eau. Lorsqu'on distille le mélange d'eau et d'alcool, l'alcool se vaporise à 78°C; la vapeur d'alcool s'échappe du ballon et se condense à l'intérieur du réfrigérant. Des gouttes d'alcool pur tombent dans l'erlenmeyer : c'est le distillat . Quand tout l'alcool a été vaporisé, il reste dans le ballon de l'eau pure.

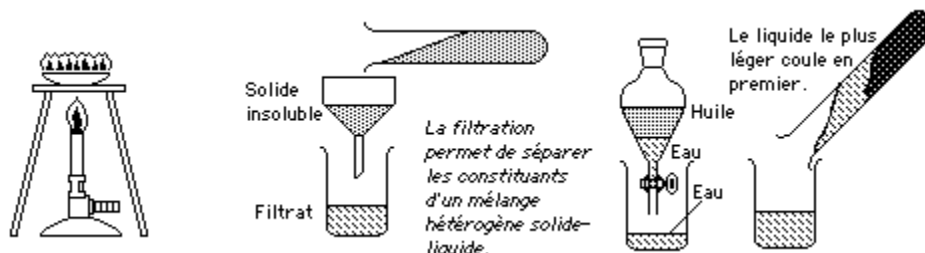
Le chauffage est une méthode de séparation qui utilise comme propriété la variation de la solubilité d'un gaz avec la température. Dans un bécher contenant de l'eau potable, on place un entonnoir retourné, que l'on coiffe avec une éprouvette remplie d'eau. On chauffe le bécher. Qu'observe-t-on ? Au bout de quelques minutes de chauffage, du gaz remplit l'éprouvette : c'est l'air dissous dans l'eau qui s'échappe. Un litre d'eau dissout environ vingt millilitres d'air.



L'évaporation sert à séparer un solide d'un liquide, dans lequel il est soluble. Par exemple en évaporant complètement l'eau salée, on récupère dans la capsule de porcelaine le sel.

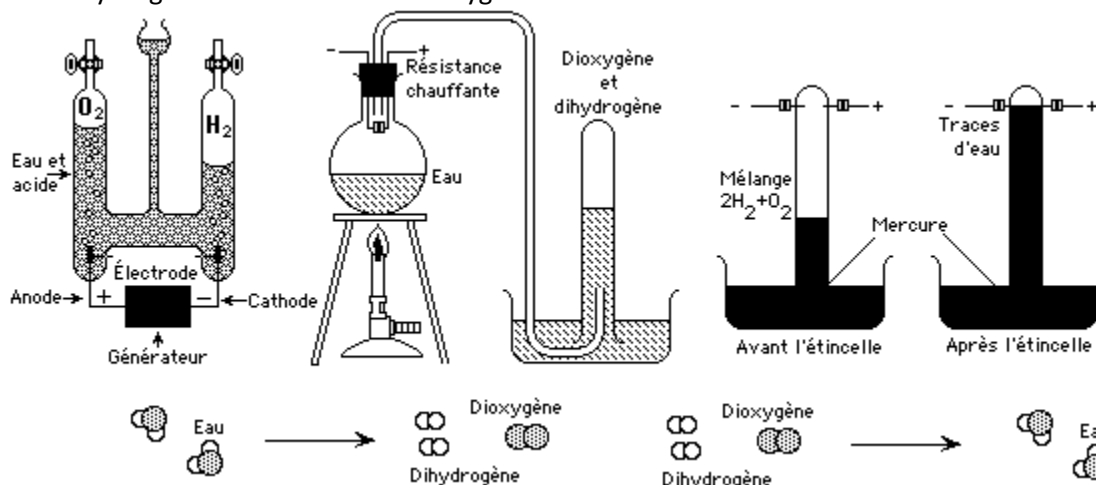
### 31.2) CHANGEMENTS QUI S'APPLIQUENT À UN MÉLANGE HÉTÉROGÈNE

La filtration est utilisée pour séparer un solide en suspension dans un liquide; la décantation est utilisée pour séparer deux liquides non miscibles.

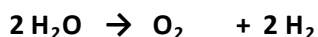


### 3.2) CHANGEMENTS CHIMIQUES

La décomposition chimique de l'eau peut s'effectuer soit par le passage d'un courant électrique (électrolyse), soit par la chaleur (thermolyse). L'électrolyse est la décomposition chimique de l'eau par le passage d'un courant électrique. L'appareil qui sert à réaliser cette opération est un VOLTAMÈTRE . Il est formé d'un récipient qui contient le liquide à électrolyser et au fond duquel deux électrodes sont insérées. L'électrode reliée au pôle positif est l' ANODE, et celle qui est reliée au pôle négatif est la CATHODE . On y introduit de l'eau et pour la rendre plus conductrice, on y ajoute un peu d'acide sulfurique. Le circuit électrique de ce montage comprend en série un voltamètre, un générateur d'électricité et un ampèremètre. Le gaz dégagé à l'anode rallume une baguette ayant encore un point en ignition : c'est du dioxygène. Le gaz obtenu à la cathode produit une légère détonation : il s'agit de dihydrogène. De plus, on observe que le volume du dihydrogène obtenu est le double de celui du dioxygène . On peut aussi décomposer l'eau par la chaleur (thermolyse). Dans ce but on la fait bouillir pendant quelques minutes dans un ballon en haut duquel un fil de platine est porté à incandescence par le courant électrique. La vapeur d'eau au contact de ce fil se trouve à des températures supérieures à 1 200°C. Dans ces conditions, elle se décompose pour donner deux volumes de dihydrogène et un volume de dioxygène.

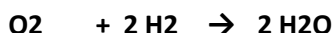


Ces deux expériences nous prouvent que l'eau pure peut se décomposer pour donner deux nouvelles substances pures, le dihydrogène et le dioxygène .



Le résultat obtenu est en accord avec la formule chimique de l'eau :  $\text{H}_2\text{O}$ . La décomposition de deux molécules d'eau, entraîne la formation de une molécule de dioxygène et de deux molécules de dihydrogène. Le volume de dihydrogène est donc le double du volume de dioxygène.

Au laboratoire, la réaction inverse (synthèse de l'eau) peut être réalisée avec un eudiomètre qui est constitué d'une éprouvette munie d'électrodes. Cette éprouvette est retournée sur une cuve à mercure. Elle contient un mélange de dihydrogène et de dioxygène, dans les proportions de un volume de dioxygène pour deux volumes de dihydrogène. L'étincelle électrique provoque une réaction chimique entre le dihydrogène gazeux et le dioxygène gazeux. Il se forme de l'eau liquide.



	Eau	Dihydrogène	Dioxygène
Masse volumique (g/cm <sup>3</sup> )	1	$0.0897 \times 10^{-3}$	$1,4339 \times 10^{-3}$
Combustibilité	Non	Oui	Non
Entretient la combustion	Non	Non	Oui
Test au chlorure de cobalt	Positif	Négatif	Négatif

Au cours de la transformation chimique, les propriétés physiques et chimiques subissent des modifications. Avant le changement nous avons les propriétés de l'eau, et après nous obtenons celles du dioxygène et du dihydrogène. Nous notons de nombreuses différences, tant au point de vue physique que chimique.

Alors que les changements physiques permettaient de séparer les constituants d'un mélange, les procédés chimiques, comme l'électrolyse de l'eau, aboutissent à la formation de nouvelles substances pures en séparant les atomes liés dans une molécule. L'eau pure perd les propriétés de ses constituants : l'eau n'a ni les propriétés de l'oxygène ni celles de l'hydrogène.

La proportion des constituants de l'eau reste invariable : deux fois plus d'hydrogène que d'oxygène (en volume) ou huit fois plus d'oxygène que d'hydrogène (en masse). Dans neuf grammes d'eau, il y a huit grammes d'oxygène et un gramme d'hydrogène. Sa formule chimique est  $\text{H}_2\text{O}$ . Elle est constituée par des molécules, elles-mêmes formées d'un atome d'oxygène et de deux atomes d'hydrogène. Au cours d'un changement chimique, la masse est conservée. Le chimiste français LAVOISIER énonça la loi de la conservation de la masse : au cours d'un changement chimique, la somme des masses des produits obtenus est égale à la somme des masses des réactifs qui étaient présents au début de l'expérience.

**PROBLÈME : On électrolyse complètement 10 mL d'eau. Quel sera le volume de dihydrogène obtenu?**

*La masse d'eau qui disparaît est :*

$$10 \text{ mL} \times 1 \text{ g/mL} = 10 \text{ g}$$

*On sait que l'électrolyse complète de 9 g d'eau aboutit à la formation de 8 g de dioxygène et de 1 g de dihydrogène. La masse du dihydrogène sera donc :*

$$10 \text{ g} \div 9 = 1,1111 \text{ g}$$

*Le volume du dihydrogène sera donc :*

$$1,111 \text{ g} \div 0,0897 \text{ g/L} = 12,387 \text{ L}$$

### **3.3. MÉLANGES ET SUBSTANCES PURES**

Toute la matière qui existe autour de nous peut se subdiviser en deux grandes classes:

- Les substances qui montrent plusieurs phases sont des **matières hétérogènes** et sont nécessairement des **mélanges**.
- Les substances qui ne présentent qu'une phase sont des **matières homogènes**. Elles ont un aspect uniforme et se subdivisent elles-mêmes en mélanges homogènes ou solutions (l'eau salée par exemple) et en substances pures. Les substances pures sont constituées d'une seule sorte de particules fondamentales (atomes ou molécules): l'eau ne contient que la particule «eau» et l'or (24 carats) ne contient que la particule «or». L'or et l'eau, même s'ils sont tous les deux des substances pures, possèdent une différence fondamentale. Si l'on essaye de décomposer l'or par des procédés physiques ou chimiques, on ne pourra pas obtenir autre chose que de l'or, alors que l'eau peut être décomposée chimiquement par plusieurs moyens, comme le courant électrique dans l'électrolyse ou les hautes températures.

Nous allons donc subdiviser les substances pures en deux grandes catégories:

- **Les substances pures qui ne peuvent pas être décomposées** par des procédés chimiques (le chlore et l'or) : ce sont des **éléments**. Un élément est représenté par un symbole chimique. L'or est un élément chimique, parce qu'il est formé d'une seule sorte de particules, la particule fondamentale «OR». Prenons un petit fil en or et coupons-le en deux. Si l'on continuait cette opération indéfiniment, il arriverait un moment où le petit morceau isolé serait si petit que, si on le coupait une nouvelle fois en deux, on n'aurait plus de l'or. Cette particule ainsi isolée est l'atome d'or. C'est la plus petite partie d'un élément chimique qui puisse être isolée sans perdre ses propriétés. Pour représenter un élément on utilise un symbole chimique. Il est en général formé de la première lettre du nom en MAJUSCULE. Lorsqu'il y a deux lettres dans le symbole, la deuxième lettre est minuscule. Les métaux et les gaz rares sont en général des éléments atomiques. Les éléments non-métalliques sont en général des éléments moléculaires. On représente les éléments atomiques par un symbole et les éléments moléculaires par une formule moléculaire.
- **Les substances pures qui peuvent être décomposées par des procédés chimiques** (l'eau et l'alcool) : ce sont des **composés**. Un composé est formé d'une seule sorte de molécule, mais sa molécule renferme plusieurs sortes d'atomes. Pour représenter un composé on utilise une formule chimique : elle correspond à la molécule et indique la nature et le nombre des atomes qui y sont contenus. La molécule est la plus petite partie d'un composé qui puisse exister sans perdre ses propriétés.

*Les constituants d'un mélange*

- 1 Sont séparés par des procédés physiques.*
- 2 Conservent leurs propriétés.*
- 3 Sont plusieurs sortes de molécules d'atomes.*
- 4 Peuvent former plusieurs phases.*

*Les constituants d'un composé*

- 1 Sont séparés par des procédés chimiques.*
- 2 Perdent leurs propriétés.*
- 3 Sont des atomes différents appartenant à une même sorte de molécule.*
- 4 Forment toujours une phase.*

© René-Yves Hervé2009