



Ressources Educatives Libres

LA MATIERE ET SES CARACTERISTIQUES

Université Nationale des Sciences,
Technologies, Ingénierie et Mathématiques d'Abomey



Novembre 2023

Objectifs

A la fin du cours, l'apprenant doit être capable de :

- Connaître la matière et ses propriétés
- Connaître les différents états de la matière et ses transformations.
- Caractériser la matière.
- Calculer les diverses concentrations d'une solution.

I. DEFINITION ET PROPRIETES DE LA MATIERE

I.1 DEFINITION

La matière est tout ce qui a une masse et qui occupe l'espace. Tous les objets que nous voyons autour de nous sont constitués de matière. Les gaz qui constituent l'atmosphère, même s'ils sont invisibles, sont de la matière. Ils occupent l'espace et ils ont une masse. Les propriétés sont des caractéristiques qui nous permettent de distinguer un échantillon de matière d'un autre échantillon.

I.2 PROPRIETES

On peut définir une propriété comme étant physique ou chimique (Figure 1). Une propriété physique est une propriété qui se manifeste ou que l'on observe sans que la nature d'une substance ne soit modifiée, alors qu'une propriété chimique décrit le comportement d'une substance lorsqu'elle prend part à une réaction chimique.

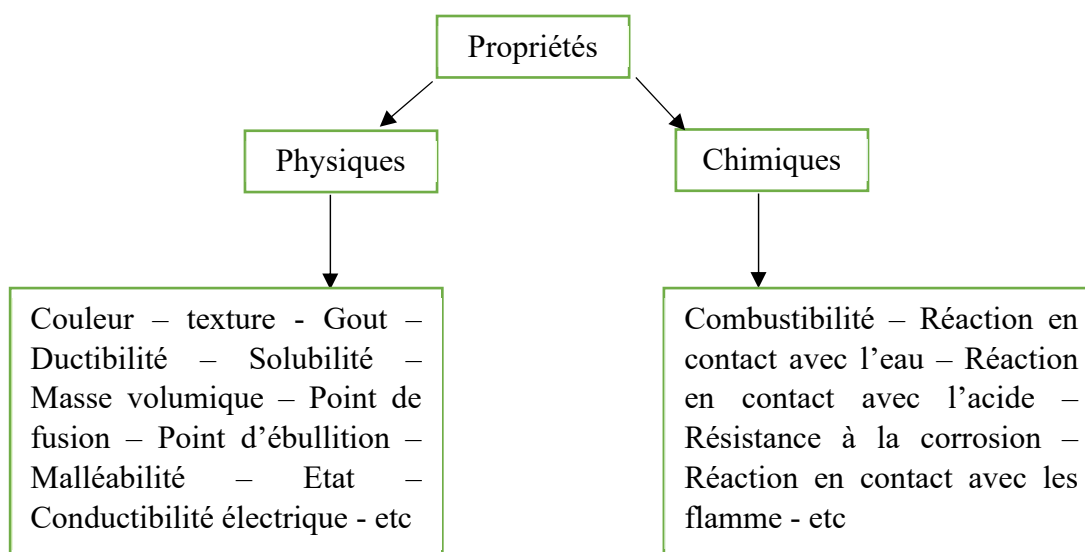


Figure 1 : Les propriétés physiques et chimiques de la matière

De plus, une propriété peut être caractéristique ou non caractéristique. Les propriétés non caractéristiques sont communes à plusieurs substances alors que les propriétés caractéristiques sont uniques à une substance.

1. Les propriétés non caractéristiques

Ce type de propriété ne permet ni d'identifier une substance, ni de déterminer l'usage qui peut être fait de ladite substance, ni de prévoir l'effet de ladite substance sur l'environnement. Il existe plusieurs propriétés non caractéristiques : La masse et le poids - Le volume - La température - Les états de la matière (solide, liquide et gaz) - La forme...

2. Les propriétés caractéristiques

Pour pouvoir identifier précisément une substance, on doit connaître les propriétés qui lui sont propres et qui ne varient pas. Ainsi, les propriétés caractéristiques sont des propriétés qui permettent :

- d'identifier une substance ou un objet;
- de déterminer l'usage qui peut être fait d'une substance ou d'un objet;
- de prévoir l'effet d'une substance ou d'un objet sur l'environnement.

Par exemple, quelle que soit sa quantité, l'eau bout toujours à 100 °C

II. LES ETATS DE LA MATIERE ET SES TRANSFORMATIONS

II.1 ETATS DE LA MATIERE

La matière se trouve généralement sous trois formes physiques appelées états : solide, liquide et gaz (ou vapeur).

1. L'état solide

Le monde qui nous entoure est particulièrement formé d'espèces solides (matériaux, métaux, matière plastique, alliages...). Les solides ont un volume défini, une forme définie et sont incompressibles. Les particules sont peu mobiles et très proches. En plus des propriétés physiques (température de fusion, masse volumique, conductivité électrique, solubilité, etc.), les solides possèdent des propriétés mécaniques qui conditionnent leur utilisation : dureté, malléabilité, ténacité, ductilité.

2. L'état liquide

Contrairement au solide, qui est rigide, dans un liquide les particules sont proches et se déplacent lentement aléatoirement. D'autre part, contrairement au gaz, les liquides sont pratiquement incompressibles. Ils transmettent donc la pression et cette propriété est utilisée dans les circuits de commande hydrauliques. Le liquide n'a pas de forme propre. Il prend la forme de son contenant et peut s'écouler, ou circuler dans les canalisations.

3. L'état gazeux

La matière n'est pas seulement ce que nous pouvons voir, toucher, peser. Les gaz sont aussi de la matière. Ils sont d'ailleurs perceptibles par leurs mouvements (vent), leur odeur (ammoniac) ou encore leur couleur et même par leur résistance à la compression. Un échantillon de gaz n'a pas de volume défini ; il occupe toujours la totalité du volume qui lui est offert, si grand soit-il. Un gaz est expansible sans limites et cette expansion est spontanée. Les particules sont séparées par de grandes distances et se déplacent très rapidement aléatoirement.

La quantité de matière, le volume, la pression et la température sont les variables d'état qui caractérisent un échantillon de matière à l'état gazeux.

Le comportement physique des gaz à des lois simples, tant qu'on peut leur appliquer l'approximation du gaz parfait. Il n'existe pas de gaz parfait.

On appelle gaz parfait un gaz dans lequel sont absentes les forces d'interactions moléculaires. Avec une précision suffisante, les gaz sont admis parfaits si leurs états sont considérés loin des domaines de transformations de phase.

Notion de volume molaire d'un gaz parfait

On appelle volume molaire, le volume occupé par une mole de substance. Le volume molaire des liquides et des solides peut être quelconque ; on le calcule à partir de la masse de la mole et de la densité du corps considéré. Le volume molaire des gaz varie avec la température et la pression, mais ne dépend pas de la nature du gaz, à condition de se maintenir dans un domaine où le comportement du gaz est idéal. Dans les conditions normales de température et de pression (CNTP) à savoir : $t = 0^{\circ}\text{C}$; $P = 1 \text{ atm}$; le volume molaire d'un gaz quelconque et donc d'un mélange gazeux vaut $V=22,414$ litres.

Le volume molaire dans d'autres conditions de température et de pression peut être calculé, si le gaz a un comportement idéal où la loi des gaz parfaits est vérifiée.

$$PV = nRT$$

R = constante des gaz parfaits

n = nombre de moles de gaz

T = température en degré Kelvin ($^{\circ}\text{K}$)

Si P , la pression est donnée en atmosphère et V le volume en litre

$R = 0,082 \text{ L. atm.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$ ou $8,314 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$ est la constante des gaz parfaits

A 25°C le volume molaire d'un gaz parfait

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{1 \text{ mol} \times 0,082 \times 298,15}{1 \text{ atm}} = 24,448 \text{ L}$$

II.2 TRANSFORMATIONS DE LA MATIERE

En général, la matière peut subir deux sortes de transformation :

1. La transformation chimique

Dans ce cas les espèces chimiques peuvent réagir entre elles. Les espèces de départ (initiales) réagissent pour donner d'autres espèces chimiques (produits). L'ensemble est alors une transformation chimique, car il y a modification de la nature et des caractéristiques de la matière. Des espèces chimiques disparaissent (les réactifs) et de nouvelles espèces chimiques apparaissent (les produits).

Si on met un clou en fer dans une solution d'acide chlorhydrique, il disparaît peu à peu, pendant que se dégagent de la solution des bulles d'un gaz qui est du dihydrogène. Il se forme par ailleurs, dans la solution du chlorure de fer, qu'on peut récupérer sous la forme de cristaux en évaporant l'eau. La nature chimique de la matière a été modifiée : des substances ont disparu (le fer et l'acide) et d'autres, qui n'existaient pas au début (le dihydrogène et le chlorure de fer) sont apparues. La transformation est de nature chimique : il y a eu réaction.

2. La transformation physique

C'est une transformation qui ne change pas la matière, les espèces chimiques qui composent la matière ne sont pas modifiées. En général, chaque état de la matière, solide, liquide ou gaz, peut se transformer en l'un des deux autres états. Ces transformations sont appelées changements d'état (figure 2).

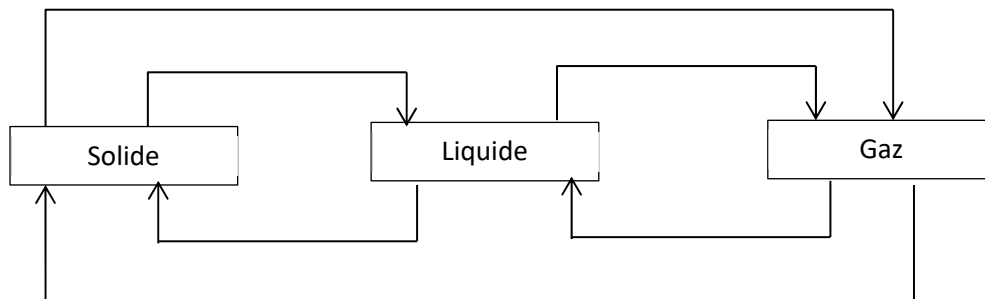


Figure 2 : Les différents changements d'état de la matière

Lorsqu'on dissout du sucre dans l'eau, il y a disparition du solide, mais la nature chimique des substances en présence n'est pas modifiée. L'évaporation de l'eau permet de récupérer ce sucre ; il s'agit d'une transformation physique (passage de l'état solide à l'état dissous).

III. CLASSIFICATION DE LA MATIERE

On classe la matière en deux catégories : les corps purs et les mélanges (Figure 3).

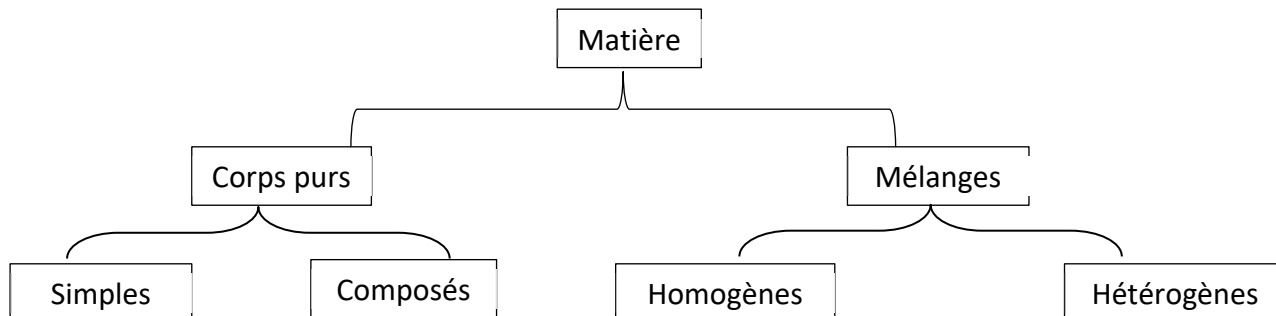


Figure 3 : Les différentes classes de la matière

La première question que se pose un chimiste à propos d'un échantillon de matière inconnu est de savoir s'il s'agit d'une substance pure ou d'un mélange. Chaque échantillon de matière est l'un ou l'autre.

III.1 LES CORPS PURS SIMPLES

Un corps pur simple est le type le plus simple de composition de la matière. Il s'agit d'un assemblage d'atomes d'un seul élément avec des propriétés physiques et chimiques uniques.

Exemple : Si, Cu, Fe, Cl₂, O₂...

Un morceau de silicium ne contient que des atomes de silicium et un morceau de cuivre ne contient que des atomes de cuivre. Les propriétés macroscopiques d'un morceau de silicium, comme la couleur ou la densité, sont différentes de celles d'un morceau de cuivre, car les propriétés submicroscopiques des atomes de silicium sont différentes de celles des atomes de cuivre.

III.2 LES CORPS PURS COMPOSES

Un corps pur composé est constitué de deux ou plusieurs éléments différents qui sont liés ensemble chimiquement.

Les particules qui forment un corps pur composé sont des atomes qui sont liés ensemble suite à une réaction chimique. Ces atomes ne sont pas simplement mélangés ensemble. Par exemple, l'eau (H_2O) est un corps pur composé constitué de deux éléments, l'hydrogène et l'oxygène. Ces éléments sont combinés d'une manière très spécifique, deux atomes d'hydrogène pour un atome d'oxygène (d'où H_2O). Plusieurs composés contiennent de l'hydrogène et de l'oxygène, mais un seul a ce rapport spécifique de 2 pour 1, c'est l'eau. Un corps pur composé a des propriétés physiques et chimiques différentes de celles des éléments qui le composent.

III.3 LES MELANGES

Un mélange est constitué de deux ou plusieurs substances (corps pur simple ou composé) qui sont physiquement mêlées, mais non liées chimiquement. Les mélanges peuvent être homogènes ou hétérogènes. Ces deux termes sont introduits pour qualifier ce qui peut être différencié à l'oeil.

1. Les mélanges hétérogènes

Ce sont des mélanges qui possèdent deux ou plusieurs phases distinctes. Leurs propriétés ne sont pas identiques en tout point au sein de celui-ci. Exemple : l'eau et l'huile

2. Les mélanges homogènes

Une solution est un mélange homogène de deux ou plusieurs constituants (en phase liquide, gazeuse, ou solide)

Solution = soluté + solvant

- Le **solvant** est toute substance liquide qui a le pouvoir de dissoudre d'autres substances.
- Le **soluté** est une espèce chimique (moléculaire ou ionique) dissoute dans un solvant.
- Le solvant est toujours en quantité très supérieure au(x) soluté(s).
- Une solution peut être :
 - Solution diluée : contient peu de soluté
 - Solution concentrée : contient beaucoup de soluté
 - Solution non saturée : peut encore dissoudre de soluté
 - Solution saturée : ne peut plus dissoudre de soluté à cette température et à cette pression

NB : Ce mélange homogène (solvant + soluté) est appelé **solution aqueuse** si le solvant est l'eau.

2.1 Notion de concentration des solutions

Les concentrations sont des grandeurs avec unités permettant de déterminer la proportion des solutés par rapport à celle du solvant, selon la nature de l'unité choisie, on distingue :

a- *Pourcentage massique (P_m)*

Le pourcentage massique est la masse de soluté dissoute dans 100 masses de solutions

$$\textbf{Pourcentage massique} = \frac{m_1}{m} \times 100$$

m₁ : masse du soluté **m**: masse de la solution

b- *Titre pondéral (T_p)*

Le titre pondéral est la masse du soluté contenu dans un litre de solution. L'unité du titre pondérale est g/L ou mg/L.

$$\textbf{Titre pondéral} = \frac{m}{v}$$

c- *Concentration molaire ou Molarité (C_M)*

La molarité est le nombre de moles (n) de soluté contenu dans un litre (v) de solution. Son unité est molle par litre (mol/L).

$$\textbf{Molarité} = \frac{n}{v}$$

Une solution est dite :

- molaire (1M) lorsque sa molarité est de 1 mol/L
- décimolaire (0,1M) lorsque sa molarité est de 0,1 mol/L
- centimolaire (0,01M) lorsque sa molarité est de 0,01 mol/L
- millimolaire (0,001M) lorsque sa molarité est de 0,001 mol/L

NB : Il existe une relation entre le titre pondéral et la molarité :

$$\textbf{Titre pondéral} = C_M \cdot M$$

Avec C_M = Molarité et M = masse molaire moléculaire

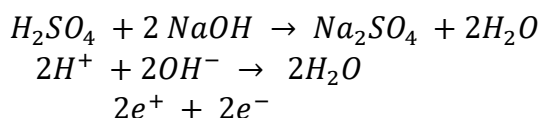
d- *Concentration normale ou Normalité (C_N)*

Normalité = Nb d'équivalents de soluté / Volume de solution (en L) ; son unité est équivalent-gramme par litre (éq-g/L).

$$\textbf{Normalité} = \frac{n \text{ éq.g}}{v} = \frac{n \text{ mol.éq}}{v}$$

L'équivalent-gramme d'un composé est la quantité de matière qui, dans une réaction, met en jeu un électron-gramme (e⁻)

Exemple :



Une mole de H_2SO_4 met en jeu dans cette réaction, deux électrons-gramme. Une mole de H_2SO_4 contient donc 2 équivalents-gramme de H_2SO_4 . Un équivalent gramme de $\text{H}_2\text{SO}_4 = \frac{1}{2}$ mole
 $M'(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ mole de } \text{H}_2\text{SO}_4 / 2 = M(\text{H}_2\text{SO}_4) / 2$

$$1 \text{ équivalent} - \text{gramme} = \frac{1 \text{ mole}}{\text{nombre de charges des ions positifs ou négatifs}}$$

La normalité peut être déterminé par :

- ✓ Equivalent-gramme : $M' = \frac{M}{ne}$
- ✓ Nombre d'équivalents-grammes : $n \text{ éq.g} = \frac{m}{M'} = \frac{m.ne}{M}$
- ✓ Normalité $C_N = \frac{n \text{ éq-g}}{V} = \frac{m}{M' \cdot V} = \frac{m.ne}{M.V}$

Il existe aussi une relation entre la normalité et la molarité : $C_N = ne \cdot C_M$ (**ne** représente le nombre de H^+ , d'électron ou de charge des ions). La notion de normalité est généralement réservée aux solutions acides, basiques et salines, mais elle peut être utilisée pour toutes solutions d'électrolytes.

Une solution est dite :

- Normale (1N) lorsque sa normalité est égale à 1 éq.g/L
- Décinormale (0,1N) lorsque sa normalité est égale à 0,1 éq.g/L
- Centinormale (0,01N) lorsque sa normalité est égale à 0,01 éq.g/L
- Millinormale (0,001N) lorsque sa normalité est égale à 0,001 éq.g/L

e- Molalité

La molalité est le nombre de moles (n) de soluté par kg de solvant. Son unité est mole par kg (mole/kg).

$$\text{Molalité} = \frac{n}{\text{masse du solant (kg)}}$$

f- Fraction molaire

La fraction molaire X_i d'un composé i dans une solution est égale, au rapport du nombre de moles (n_i) au nombre total de moles (N) dans le mélange.

$$\text{Fraction molaire} = X_i = \frac{n_i}{N}$$

La somme des fractions molaires des composants est égale à l'unité : $\sum x_i = 1$

NB : Lorsque les substances sont présentes sous forme de trace dans une solution, il est courant d'utiliser les notions de ppm ppb et ppt.

Parties par million = ppm = 1 mg/L

Parties par billion = ppb = 1 µg/L

Parties par trillion = ppt = 1 ng/L

2.2 Lois des solutions diluées : Les lois de Raoult

Les lois de Raoult sont constituées des techniques de : la tonométrie, l'ébullioscopie et la cryoscopie. Ces techniques permettent de déterminer la masse molaire du corps dissous (soluté) ainsi que la concentration de la solution.

Elles prennent en compte la pression de vapeur, de température d'ébullition et de congélation entre le solvant et la solution.

Si P_0 , t_e et t_c sont respectivement la tension de vapeur saturante, les températures d'ébullition et de congélation du solvant.

Si P , t_e' et t_c' ces mêmes paramètres pour la solution on a :

$$P \ll P_0 \quad t_c' < t_c \quad t_e < t_e'$$

a- Tonométrie

C'est la mesure des écarts de pression de vapeur entre la solution et le solvant. Soit X_1 et X_2 les fractions molaires respectives du solvant et du soluté, on a :

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = x_2 \quad \text{d'où} \quad P = x_1 \cdot P_0$$

b- L'ébullioscopie

C'est la mesure de l'écart de température d'ébullition entre la solution et le solvant

$$\Delta t_e = t_e' - t_e = i \cdot k_e \cdot m \quad (m = \text{molalité})$$

Si n_2 mole du soluté sont dissous dans m_1 g du solvant, $m = 1000 \cdot n_2 / m_1$

$$\Delta t_e = t_e' - t_e = \frac{1000 \cdot n_2 \cdot k_e \cdot i}{m_1} = \frac{1000 \cdot m_2 \cdot k_e \cdot i}{m_1 \cdot M_2}$$

m_2 et M_2 : masse et masse molaire du soluté

m_1 : masse du solvant

i : nombre de particules dissociées par unité formulaire de soluté

k_e : constante ébullioscopique, ne dépend que de la nature du solvant.

c- La cryoscopie

C'est la mesure de l'écart de température de congélation entre la solution et le solvant

$$\Delta t_c = t_c - t_c' = i \cdot k_c \cdot m \quad (m = \text{molalité})$$

Si n_2 mole du soluté sont dissous dans m_1 g du solvant, $m = 1000 \cdot n_2 / m_1$

$$\Delta t_c = t_c - t_c' = \frac{1000 \cdot n_2 \cdot k_c \cdot i}{m_1} = \frac{1000 \cdot m_2 \cdot k_c \cdot i}{m_1 \cdot M_2}$$

m_2 et M_2 : masse et masse molaire du soluté

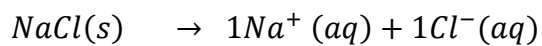
m_1 : masse du solvant

i : nombre de particules dissociées par unité formulaire de soluté

k_c : constante cryoscopique, ne dépend que de la nature du solvant.

NB :

- $i = 1$ pour les molécules non-électrolytes (la plupart des composés organiques)
- Pour les composés électrolytes qui s'ionisent (les sels par exemple), il faut tenir compte des coefficients qui affectent chaque ion dans l'équation de dissociation.



Dans ce cas $i = 1 + 1 = 2$