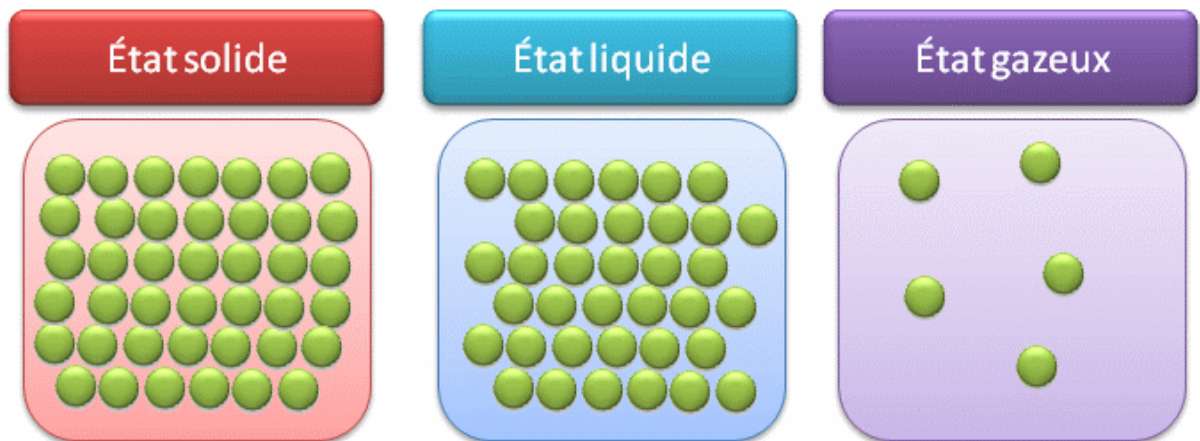


Chapitre 1: Généralité

1) L'état de la matière

La matière se compose de 3 états physiques
Différentes : solide ; liquide et gaz



molécules ordonnées
très rapprochées
liées

caractéristiques :

- Forme invariable
- Volume invariable

molécules
désordonnées
rapprochées
peu liées

caractéristiques :

- Forme variable
- Volume invariable

Molécules
désordonnées
espacées
très agitées

caractéristiques :

- Forme variable
- Volume variable

Les gaz:

Occupent tout leurs espace mis à leurs disposition se dilatant et se compriment facilement.

Les liquides:

Sont compacts mais assez fluides pour s'adapter à la forme du récipient qui les contient jusqu'au niveau correspondant à leur volume.

Remarque ; Les liquides sont pratiquement incompressibles.

Les solides:

Sont des corps rigides qui conservent un volume défini et une forme définie.

1.2 La phase :

Dans un système (point isolé de l'univers matériel) la matière peut exister sous divers états qui peuvent constituer différentes phases.

Qu'est-ce qu'une **phase** ?

Définition: au sein **d'un mélange** une substance qui se **distingue** des autres constitue **une phase**.

Exemples

- Deux couches liquides distinctes constituent chacune une phase.
- Si des particules solides sont en suspension dans un liquide alors le liquide et le solide forment chacun une phase.
- Si une poudre est constituée de grains différents (par exemple des grains de fer et des grains de sel) alors chaque type de grains correspond à une phase.
- Si des bulles de gaz se forment dans un liquide alors le mélange comporte une phase liquide et une phase gazeuse.

1.2.1 Mélanges homogènes

Définition: un mélange est **homogène** s'il n'est constitué que d'une **seule phase**.

On ne peut donc y distinguer qu'un seul constituant qui peut être un liquide, un solide ou un gaz.

Exemples

- L'air est un mélange de dioxygène, de diazote, de vapeur d'eau et d'autres gaz à l'état de trace.
- L'eau minérale est un mélange d'eau et de minéraux dissous
- Une eau pétillante est un mélange d'eau et de dioxyde de carbone dissous
- Le jus de citron est un mélange d'eau, d'acide citrique, de vitamine C et d'autres espèces chimiques.

Remarque

- Des gaz forment toujours un mélange homogène
- Tant que sa limite de solubilité n'est pas dépassée un solide dissous dans un solvant constitue avec ce dernier un mélange homogène.
- Deux liquides mélangés ne formant qu'une seule phase sont dits miscibles entre eux

1.2.2 Mélanges hétérogènes

Définition: un mélange est **hétérogène** s'il comporte au moins **deux phases**

On peut donc toujours distinguer au moins deux constituants d'un mélange hétérogène

Exemples

- De l'eau et de l'huile
- De l'eau et du sable
- De l'eau et de la terre
- De l'huile et du sel
- Des bulles de dioxyde de carbone dans de l'eau

une **phase** est un milieu dans lequel les paramètres varient de manière continue ;

en **biologie**, les phases sont définies dans les cycles de **vie** selon la ploïdie des cellules.

2 - Structure de la matière

Si on prend un morceau de fer et qu'on le divise en morceaux de plus en plus petits, il arrivera un moment où il ne sera plus possible de le diviser en morceaux de fer.

Ce plus petit morceau de fer possible est l'atome de fer.

Donc : La matière est constituée par l'association de plusieurs **atomes** infiniment petits .

Si on prend de l'eau et qu'on la divise en parties de plus en plus petites, il arrivera aussi un moment où il ne sera plus possible de la diviser en parties d'eau.

La plus petite partie d'eau possible est la molécule d'eau.

La molécule d'eau peut être divisée mais les morceaux qui restent après la division ne sont plus de l'eau : ce sont un atome d'oxygène et deux atomes d'hydrogène (la molécule d'eau est donc notée H_2O)...

Donc : **La molécule** est formée par l'assemblage de particules neutres qui sont les **atomes**.

Ainsi, il est possible de faire de l'eau avec de l'oxygène et de l'hydrogène, au cours d'une réaction chimique.
Par contre, il n'est pas possible de faire du fer par une réaction chimique .

Les atomes → les molécules

Certains corps, tels que l'eau, sont des corps **composés**, leur plus petite partie est une molécule, d'autres, comme le fer, sont des corps **purs**, leur plus petite partie est un atome. La **chimie** permet de faire des corps composés à partir de corps purs, mais pas de faire des corps purs à partir d'autres corps purs..

Remarque

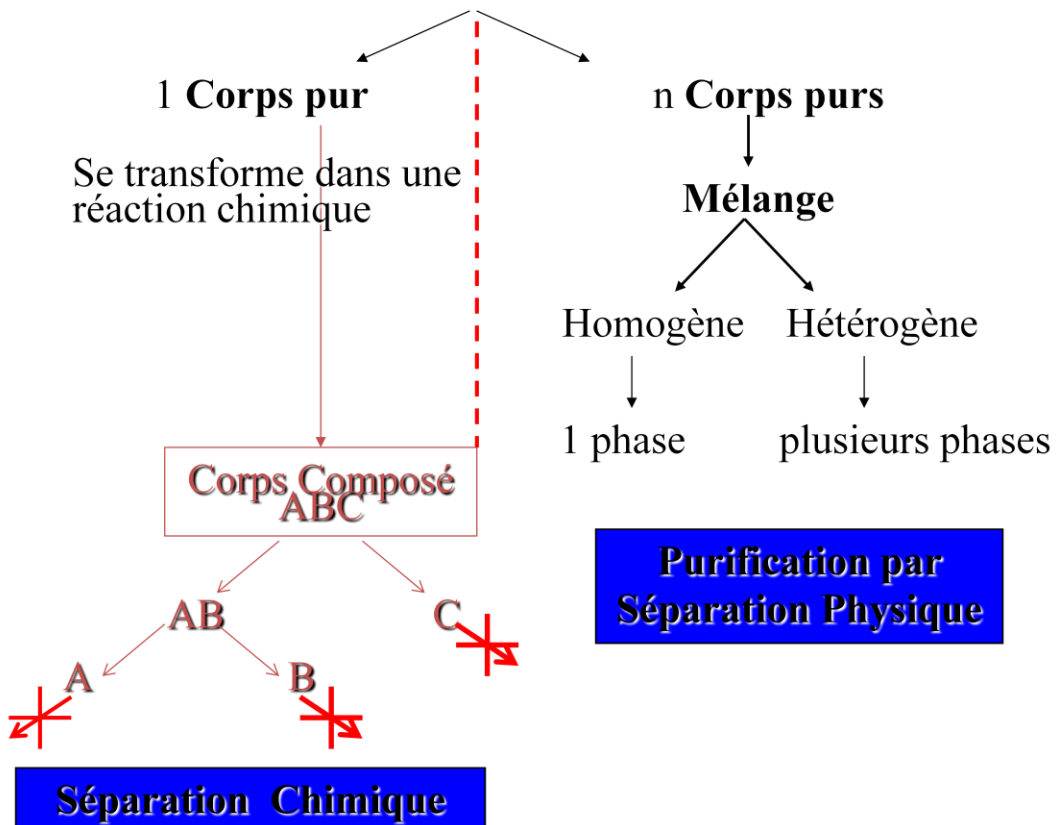
Une substance qui ne contient qu'une seule espèce chimique est un corps pur, ces corps sont caractérisés par des constantes physiques telles que le point de fusion, le point d'ébullition, la masse volumique ...

Exemple de corps simples : O_2 , Br_2 , I_2 , ...

Exemple de corps composés : H_2O , $NaCl$, $CaCl_2$

...

Substance Matérielle.



2.1 La Mole :

Qu'est-ce qu'une mole ?

2.1.1 Définition pratique d une mole :

C'est une « collection » de $6,02 \cdot 10^{23}$ particules microscopiques.

Remarques

- Le terme de « collection » désigne un paquet, un ensemble de particules qui ne sont plus considérées séparément mais par groupe de $6,02 \cdot 10^{23}$.

Les particules microscopiques concernées par l'utilisation de la mole sont en général les atomes, les molécules ou les ions.

Elle a été définie aussi comme la masse en gramme de toute substance numérique égale à la masse moléculaire.

Exemple: O₂

Exemple: O₂ → 32g = 1Mole.
 H₂O → 18g = 1Mole.
 H₂SO₄ → 98g = 1Mole.

Combien de molécules contient une Mole? (nbr d'AVOGADRO)

Une Mole est une quantité de substances dont le système contient $6,023 \cdot 10^{23}$ molécules. $N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$.

Par analogie avec la Mole ou molécule gramme on déduit un atome gramme = N atomes.

Exemple: H₂O = 18g = 1Mole = $6,023 \cdot 10^{23}$ molécule H₂O. •

→ Un atome gramme représente un lot de $6,023 \cdot 10^{23}$.

2.2 Unité de masse atomique

L'unité de masse atomique unifiée (en [anglais](#) : *unified atomic mass unit*), de symbole « u », est une [unité de mesure](#) standard, utilisée pour exprimer la [masse](#) des [atomes](#) et des [molécules](#).

Cette unité n'appartient pas au [Système international](#) (SI), et sa valeur est obtenue expérimentalement. Elle est définie comme $1/12$ de la masse d'un atome du [nucléide](#) ^{12}C ([carbone 12](#)), non lié, au repos et dans son état fondamental. En d'autres termes, un atome de ^{12}C a une masse d'exactly 12 u, et une mole d'atomes de ^{12}C (N atomes, où N désigne le [nombre d'Avogadro](#)) a une masse d'exactly 12 g. En conséquence, 1 u vaut approximativement $1,660\,538\,921 \times 10^{-27}$ kg^[1].

L'**unité de masse atomique** (sans le qualificatif *unifiée*), de symbole uma (amu en anglais), est une unité de masse obsolète de valeur voisine. Elle était définie comme $1/16$ de la masse d'un atome du [nucléide](#) ^{16}O ([oxygène 16](#)). On voit encore aujourd'hui le symbole uma (ou amu) au lieu de u, mais avec pour valeur l'unité de masse atomique unifiée actuelle.

Exemple: une Mole de ^{12}C pèse $12\text{g} = 12 \cdot 10^{-3}$ Kg.
 une Mole de $^{12}\text{C} \rightarrow N_A$ atome
 $x \quad \quad \quad x \rightarrow 1 \text{ atome}$
 $x = 12 \cdot 10^{-3} / 6,023 \cdot 10^{23}$
 donc 1 u.m.a. = $1/12 \cdot x = 1,66 \cdot 10^{-27}$ Kg = $1,66 \cdot 10^{-24}$ g.

3) Lois pondérales de la chimie

3.1 Conservation de la masse (loi de Lavoisier)

Il n'y a pas de gains ou de pertes de masse au cours d'une transformation chimique.

Exemple:

C + O ₂	→	CO ₂
12 + 32	→	44

a) Loi des Proportions Définies - PROUST :

Lorsque des corps simples s'unissent pour former un corps composé défini, le rapport entre les masses de chaque réactif qui ont été consommées dans la réaction chimique est constant.

Exemple: La proportion du H₂O est 11,2% de H et 88,8% de O.
 18g d'eau → 100%
 16g d'oxygène → x
 2g d'hydrogène → y

$$x = (16 \cdot 100) / 18 = 88,8$$

$$y = (2 \cdot 100) / 18 = 11,2$$

b)Loi des proportions multiples de DALTON

Lorsque deux corps simples peuvent former plusieurs composés, les masses de l'un des constituants s'unissant à une même masse de l'autre sont toujours dans des rapports de nombres entiers..

Exemple: H₂O et H₂O₂
MM = 18 et 34

pourcentage en H dans H₂O₂ pourcentage
34g → 100%
2g → x
 $x = (2 \cdot 100) / 34 = 5,88$

pourcentage en O dans H₂O₂
34g → 100%
32g → y
 $y = (32 \cdot 100) / 34 = 94,12$
pourcentage en H dans H₂O = 11,2 %
pourcentage en O dans H₂O = 88,8 %

Le rapport O/H (H₂O) = 88,8/11,2 = 7,93
H/O (H₂O) = 11,2/88,8 = 0,126
Le rapport O/H (H₂O₂) = 94,12/5,89 = 15,9797
H/O (H₂O₂) = 5,89/94,12 = 0,0626
O/H = 7,93/15,9797=1/2
H/O =0,126/0,0626=2/1

Il existe différentes manières de définir la quantité de soluté dans une solution.

3.2/ Concentration pondérale (au teneur T)

Objectifs :

On peut lire sur une étiquette de sérum physiologique « Concentration massique en chlorure de sodium $C_m = 9,0 \text{ g.L}^{-1}$ ».

Qu'est-ce que cela signifie ? Comment prépare-t-on une solution par dissolution, d'un point de vue expérimental ?

1. Concentration massique

a. Définition

La concentration massique d'un soluté, notée C_m , représente la masse m de soluté dissous par litre de solution. L'unité de la concentration massique généralement utilisée est le « g.L^{-1} ».

Elle se calcule de la façon suivante : Soit V le volume d'une solution et m la masse de soluté dissous dans ce volume, alors sa concentration massique est :

$$C_m = \frac{m}{V} \quad \left| \begin{array}{l} m \text{ en g} \\ V \text{ en L} \\ C_m \text{ en g.L}^{-1} \end{array} \right.$$

b. Détermination d'une concentration massique d'un médicament

On peut lire sur la boîte d' « aspirine 500 vitaminée » ceci :

« Chaque comprimé contient 500 mg d'aspirine (acide acétylsalicylique) et 200 mg de vitamine C (acide ascorbique). »

On peut déterminer les concentrations massiques des 2 composés sachant qu'il faut 150 ml d'eau pour dissoudre totalement un comprimé.

• Concentration massique de l'aspirine :

$$C_m = \frac{m}{V} = \frac{0,5}{0,15} = 3,33 \text{ g.L}^{-1} \quad \left| \begin{array}{l} m = 500\text{mg} = 0,5 \text{ g} \\ V = 150 \text{ mL} = 0,15 \text{ L} \end{array} \right.$$

• Concentration massique de la vitamine C :

$$C_m = \frac{m}{V} = \frac{0,2}{0,15} = 1,33 \text{ g.L}^{-1} \quad \left| \begin{array}{l} m = 200\text{mg} = 0,2 \text{ g} \\ V = 150 \text{ mL} = 0,15 \text{ L} \end{array} \right.$$

3.3/ Pourcentage massique

c'est le nombre de gramme de soluté par 100 grammes de solution.

$$\% = \frac{\text{masse de soluté}}{\text{masse de solution}} \times 100$$

Exemple: une solution aqueuse de NaCl à 10%.
c-à-d 10g de NaCl pour 100 gramme de solution.
Donc on a 10g de NaCl mélanger à 90g d'eau qui nous fait 100g de solution.

3.4/ Concentration équivalente (normalité)

C'est le nombre d'équivalent-gramme de soluté contenue dans un litre solution.

$$C_N = \text{nbr d' équivalent gramme de soluté de } / V \text{ solution}$$

•Pour un acide un équivalent-gramme est la quantité qui contient où apporté une mole de H^+ .

Exemple: HCl: $E_{HCl} = (M_{HCl}/1)$; (E est l'équivalent)
 H_2SO_4 : $E_{H_2SO_4} = (M_{H_2SO_4}/2)$

•Pour une base un équivalent-gramme est la quantité qui contient où apporté une mole de OH^- .

Exemple: $Mg(OH)_2$

•La masse équivalente d'un agent oxydant où réducteur pour une réaction particulière est égale à sa masse formulaire divisé par le nombre total d'électrons gramme dans la réaction d' d'électrons gramme dans la réaction d'une unité de formule.

3.5/ Concentration molaire (molarité)

C'est le nombre de moles de soluté contenue dans un litre de solution.
une unité de formule.

$$C = \text{nbr de moles de soluté} / V \text{ solution}$$

Exemple: une solution de H_2SO_4 0,5 molaire (0,5 M) contient 49,04 g/l de solution.

Puisque 49,04 représente la moitié de la masse moléculaire de H_2SO_4 (98,08 g).

3.6/ La molalité

est le nombre de mole de soluté par kg de solvant. 4 (98,08 g).

$$C = \text{nbr de moles de soluté} / \text{masse du solvant de Kg}$$

3.7/ Fraction molaire

C'est le rapport du nombre de mole de soluté par le nombre total de mole de tous les constituants. La somme des fractions molaires de tous les constituants d'une solution égale à 1

$$X_i = n_i / n_{\text{total}}$$

