

I. Les états de la matière

I.1. Description d'un système

I.1.1. Paramètres

L'état d'un système est caractérisé par des **grandeurs macroscopiques mesurables**, appelées **variables (ou paramètres) d'état**. (Masse, pression, température, charge, potentiel électrique...) La liste des paramètres d'état d'un système n'est pas universelle: elle dépend des conditions expérimentales et des phénomènes que l'on souhaite étudier.

On distingue deux groupes de paramètres ou variables d'état, pour cela on isole par la pensée une partie **homogène** du système :

- **La variable** est dite **extensive** si elle est **proportionnelle à la quantité** de matière (paramètres additifs).

Exemples: la masse, le volume, la charge électrique...

- **La variable** est dite **intensive** dans le cas contraire (paramètres non additifs).

Exemples: la pression, la température...

Remarque: le rapport de 2 paramètres extensifs est un paramètre intensif.

Exemples : la concentration, la masse volumique.

I.1.2. Phases

- **Phase d'un système** : partie homogène c'est-à-dire partie du système telle que les paramètres intensifs ont la même valeur en tout point.
La concentration, la pression, la température...sont les même en tout point d'une phase du système.
- **Système monophasé** : système ne comportant qu'une seule phase.
- **Système polyphasé** : système comportant plusieurs phases.
- **Equation d'état**: toute relation liant des variables d'état relatives à une phase du système.

Exemples:

- Un fluide homogène de nature et de masse données est caractérisé par trois variables à l'équilibre : P, V et T. Deux seulement sont indépendantes : $f(P, V, T) = 0$

Gaz parfaits : $PV = nRT$

Gaz de van Der Waals : $(P + \frac{n^2 a}{V^2})(V - nb) = nRT$

- Un fil élastique : $f(F, l, T) = 0$ où F est la tension, l la longueur et T la température.

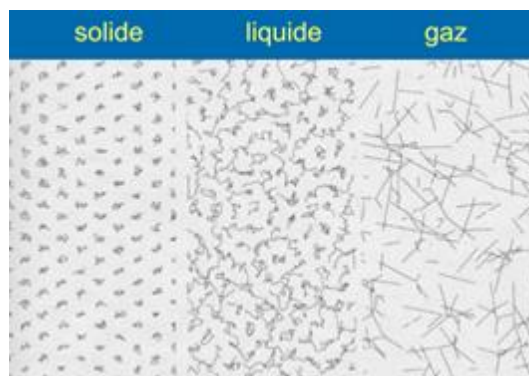
Il n'est pas toujours possible de donner une expression mathématique rigoureuse, mais il suffit de savoir que cette relation existe pour l'utiliser.

I.2. Les différentes phases d'un corps pur

- On s'intéresse aux corps purs susceptibles d'exister sous trois phases :
Liquide, solide, vapeur

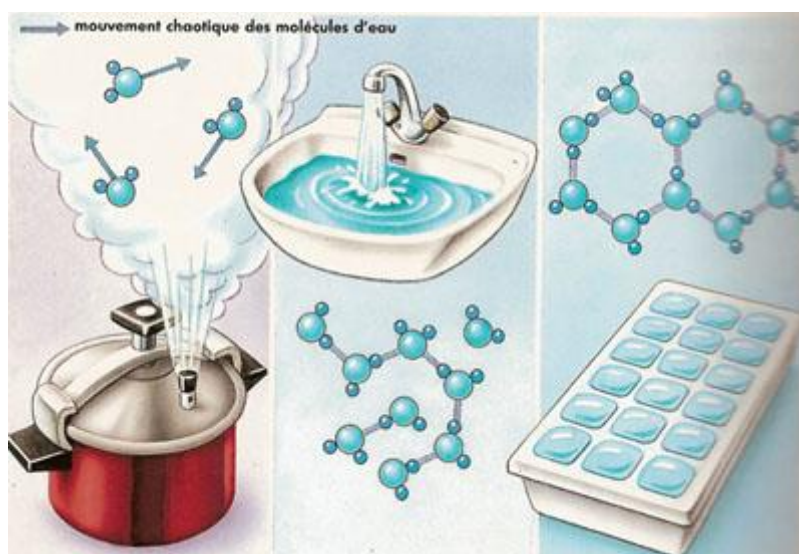
Si deux phases coexistent elles sont séparées par l'effet de la pesanteur, en effet elles n'ont pas la même masse volumique. La phase la moins dense se trouve au-dessus de la phase la plus dense.

L'interface est visible car les deux phases n'ont pas le même indice lumineux (phénomène de réflexion). Au niveau moléculaire leur structure microscopique est très différente.



• Description des trois états :

- Etat gazeux : Le corps pur diffuse dans tout l'espace qui lui est offert.
Les molécules soumises à l'agitation thermique se déplacent suivant des mouvements désordonnés.
Lorsque la pression est faible, les molécules sont suffisamment éloignées les unes des autres pour que l'on puisse négliger les forces d'interactions : modèle du gaz parfait.
Pour le gaz réel, il faut tenir compte des forces intermoléculaires qui restent toutefois faibles.
- Etat liquide : Un liquide, bien plus dense et bien moins compressible se différencie du gaz par l'ordre de grandeur des forces d'attractions entre les molécules.
Les interactions moléculaires sont suffisantes pour empêcher le liquide de diffuser comme le gaz. Le liquide occupe donc un volume limité.
- Etat solide : Les particules sont fortement liées entre elles, ce qui assure la cohésion de l'édifice.
L'état solide représente donc l'état le plus ordonné de la matière.

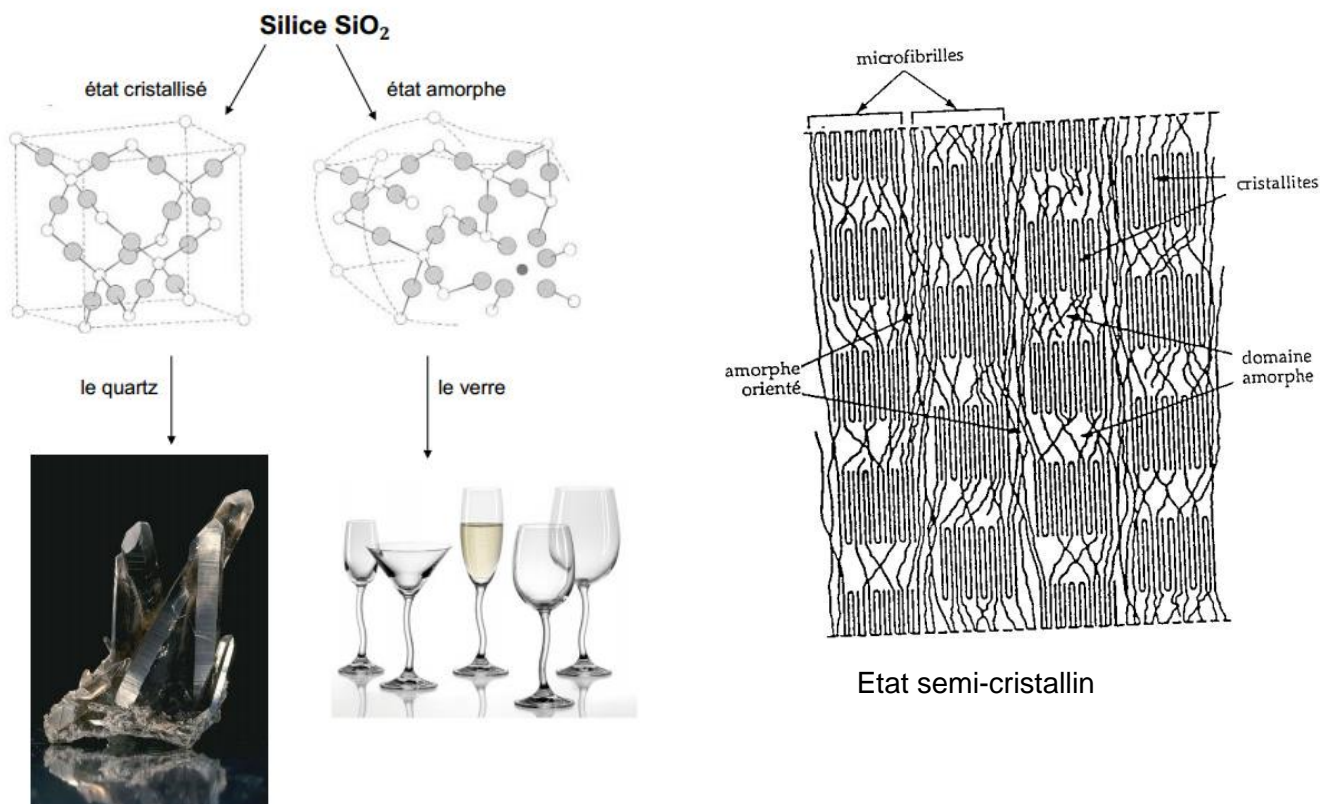


• Cas des solides :

→ Le solide le plus ordonné est le solide **cristallin**, dans lequel les atomes (ou molécules) suivent une géométrie régulière, périodique. Ils sont placés sur un réseau cristallin, une maille cristalline.

→ À l'autre extrême, dans un solide **amorphe**, les atomes ou molécules ne sont pas arrangés de façon régulière sur de longues distances. C'est le cas par exemple lorsque de trop nombreux défauts brise la régularité, ou encore lorsque les atomes ou molécules sont placées au hasard les unes par rapport aux autres. Un solide complètement amorphe est en quelque sorte un liquide figé.

→ De nombreux solides présentent des degrés d'ordre intermédiaire entre un état complètement amorphe et un arrangement parfaitement cristallin. Ce sont les solides **semi-cristallins**.



Certains éléments peuvent en fonction des conditions de pression et de température se présenter sous différentes variétés (généralement notées α , β ...) différant par leurs formes physique, arrangements atomiques ou moléculaires, densités, mais possédant des propriétés chimiques très proches. On dit qu'ils présentent différentes formes allotropiques

II. Les transformations physiques

II.1. Définition

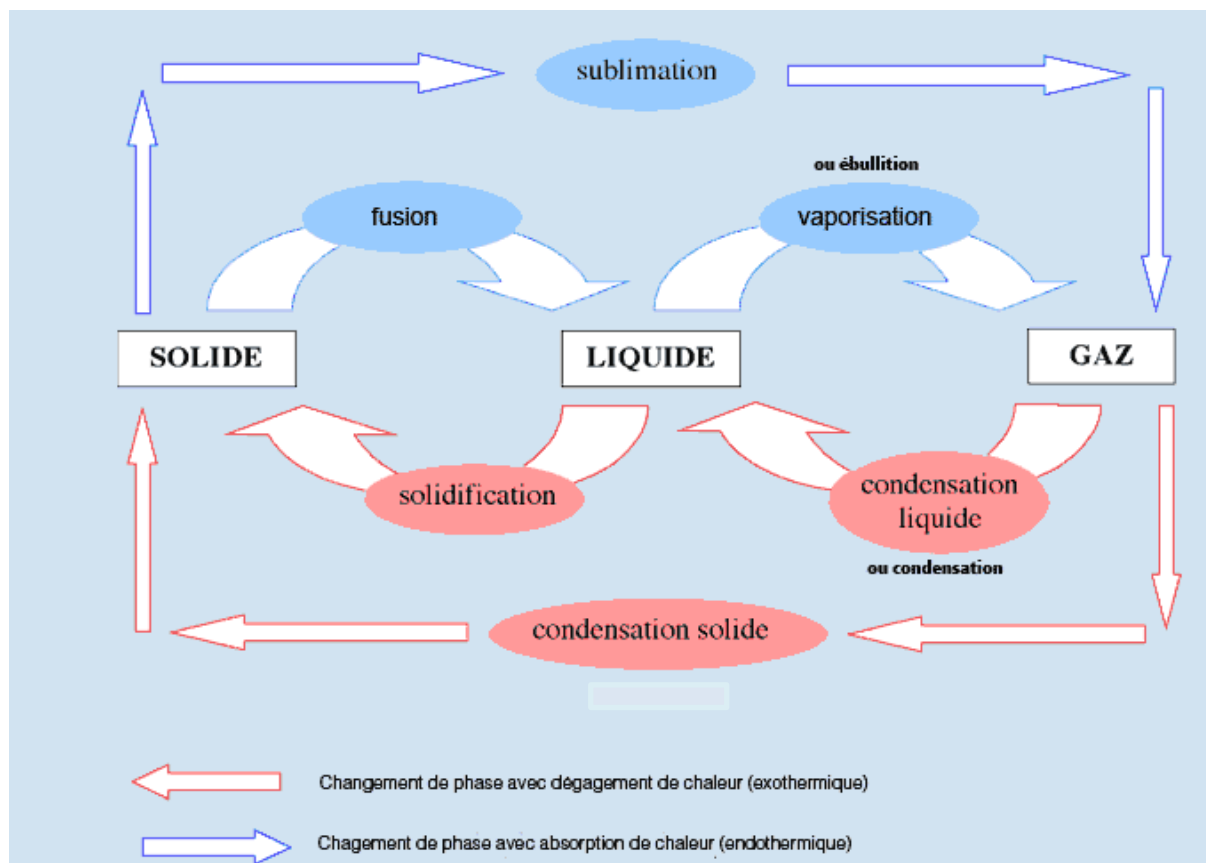
Les transformations physiques

- elles ne modifient ni la nature ni les propriétés caractéristiques de la matière
- elles ne produisent pas de nouvelle substance
- seule la forme ou l'état change
- elles impliquent une faible quantité d'énergie (10^1 à 10^2 kJ/mol)

II.2. Changement d'état

II.2.1. Transitions de phases

• On appelle **changement d'état** ou **transition de phase** toute évolution conduisant tout ou une partie d'un système d'une phase à l'autre. C'est donc une transformation physique.



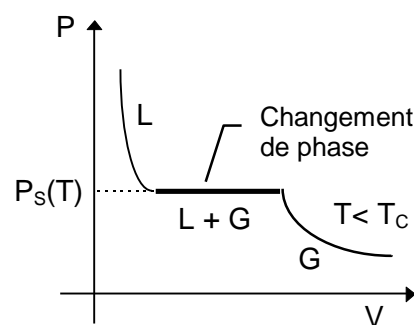
II.2.2. Résultats expérimentaux

Lors des changements de phase la température et la pression sont liées: $P = \mu(T)$.
En voici deux exemples:

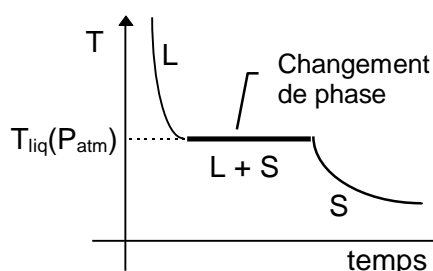
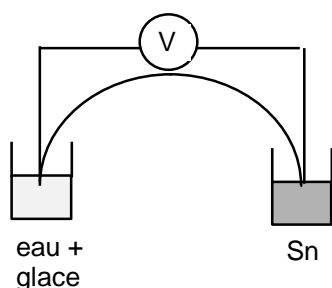
☞ Isothermes d'un fluide

Pour $T < T_c$ (T_c : température critique, caractéristique du corps pur) la compression isotherme d'un gaz conduit à la liquéfaction de celui-ci. Ce changement de phase a lieu à $P = \text{cte}$ (isobare) pour T fixée. En effet tant que les deux phases coexistent la pression est constante, c'est la pression de vapeur saturante à la température T : $P_s(T)$.

La pression du gaz en l'absence de liquide est parfois appelée pression de vapeur sèche.



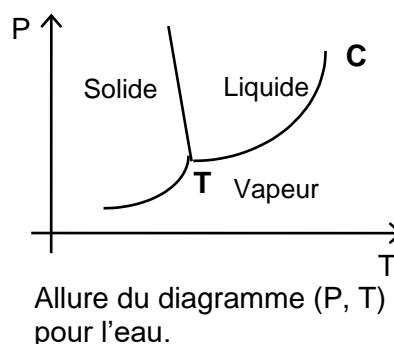
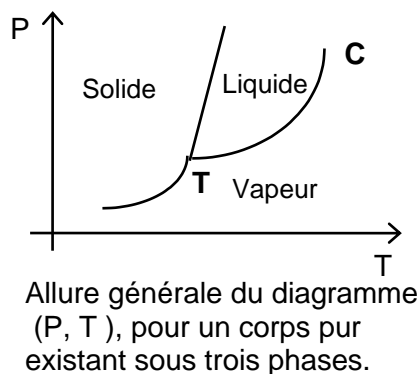
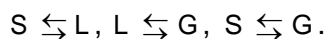
☞ Refroidissement d'un métal à pression constante (= pression atmosphérique)



On suit l'évolution de la température de l'étain initialement liquide à l'aide d'un thermocouple. On observe un palier de solidification: tant que le liquide et le solide coexistent la température est constante (sous $P = \text{cte}$).

III.2.3. Diagramme (P,T)

Le diagramme (P, T) est le graphe représentatif des fonctions $P = \mu(T)$ liant la température et la pression d'un corps pur lorsque deux phases coexistent et ceci pour les trois équilibres:



Sur ces diagrammes, on distingue deux points particuliers :

- Le point triple T est le point d'intersection des trois courbes. En ce point, il y a coexistence des trois phases : solide, liquide et vapeur. Pour un corps pur donné T_T et P_T sont entièrement déterminées, elles sont caractéristiques de ce corps.
- La courbe $P = \mu(T)$ pour l'équilibre liquide vapeur est limitée par un point C appelé point critique. Ainsi pour $P > P_C$ ou $T > T_C$, il existe un état fluide, il n'est pas possible de préciser s'il s'agit d'un état liquide ou vapeur. Nous admettrons que dans ce domaine les propriétés du liquide et de la vapeur sont identiques, entre autres la masse volumique est la même ce qui explique l'inexistence d'interface.

III. Autres transformations

III.1. Transformations chimiques

- Les transformations chimiques
 - elles modifient la nature et les propriétés caractéristiques de la matière
 - elles forment de nouvelles substances avec de nouvelles propriétés, les atomes ne changent pas mais sont réassemblés en de nouvelles molécules
 - elles impliquent une importante quantité d'énergie (10^2 à 10^3 kJ/mol)

On trouve ainsi les synthèses (synthèses organiques par exemple la formation de l'aspirine), les décompositions (exemple : action de l'eau sur un acide, combustion ...), les oxydations (exemple formation de la rouille), les précipitations

- Certains indices permettent de reconnaître un changement chimique :
 - Un dégagement gazeux
 - Un dégagement ou une absorption de chaleur
 - Un changement de couleur
 - Une formation d'un précipité
 -

- La loi de la conservation de la matière ou de la masse

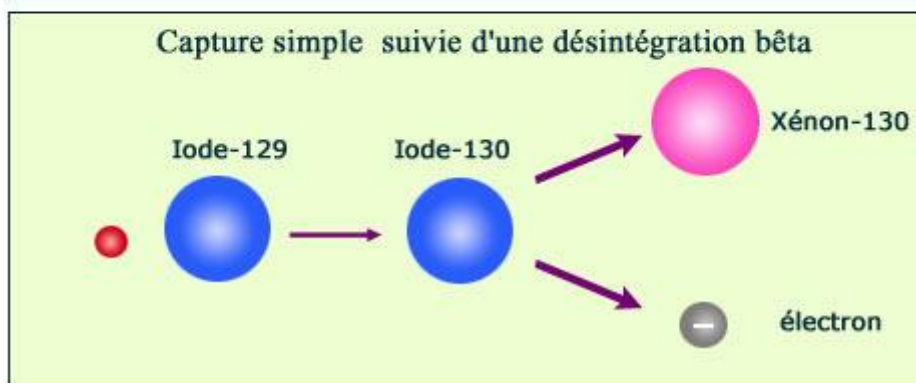
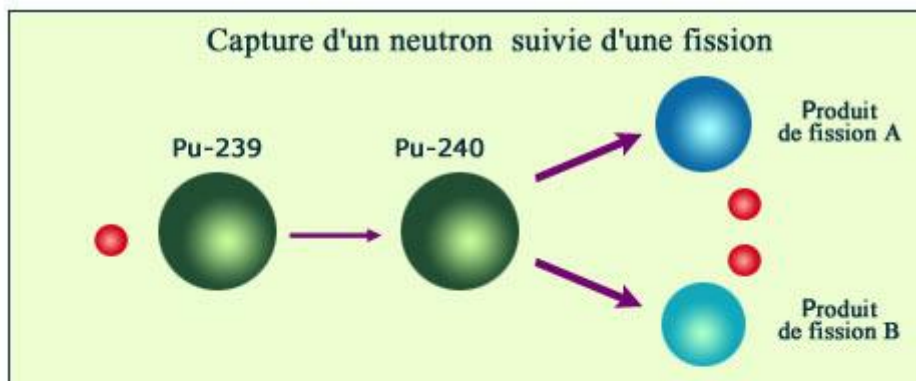
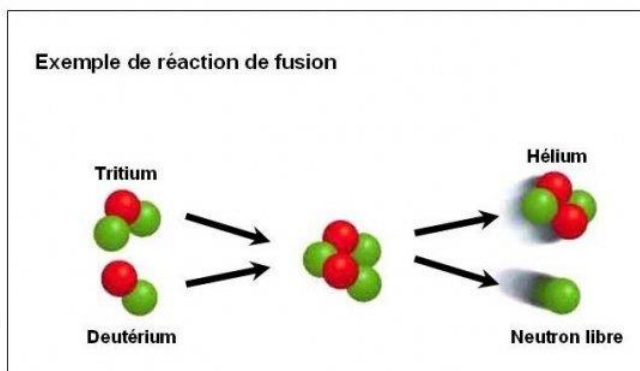
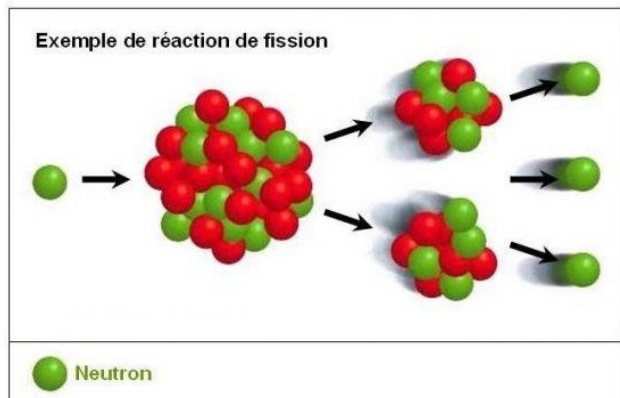
Quel que soit la nature du changement chimique, la quantité de matière (la masse) demeure toujours constante (RIEN NE SE PERD, RIEN NE SE CREE, TOUT SE TRANSFORME). Les atomes se réorganisent ou non pour former de nouvelles molécules, mais les atomes eux-mêmes ne sont jamais modifiés.

III.2. Transformations nucléaires

- Les transformations nucléaires

→ elles modifient la structure du noyau de l'atome soit par fusion, par fission ou par transmutation (est la transformation d'un élément chimique en un autre par une modification du noyau atomique).

→ elles impliquent une très grande quantité d'énergie (10^7 à 10^8 kJ/mol)



Lors de l'écriture d'une réaction nucléaire, il convient de veiller à la conservation du nombre de protons et du nombre de neutrons.

IV. Système physico-chimique

IV.1. Constituants physico-chimiques

- Une espèce chimique désigne :

- soit un corps simple, qu'on désigne par sa formule moléculaire s'il forme des molécules (O_2 , I_2 ...) ou par le symbole de son élément pour les métaux (Zn...) ou les non-métaux
- soit un corps composé de formule chimique définie, c'est-à-dire ne pouvant varier (Al_2O_3 , CO_2 ,...).

- Un constituant physicochimique est une espèce chimique dans état physique donné (phase donnée)
On le note en général par la formule de l'espèce chimique avec, en indice, la phase à laquelle il appartient.

Exemples : C_{graphite} ; C_{diamant} ; $Zn_{(l)}$; $Zn_{(s)}$; $H_2O_{(g)}$; $CH_3CH_2OH_{(aq)}$ (pour désigner de l'éthanol dissous dans une phase aqueuse); etc...

Le graphite et le diamant sont deux constituants physico-chimiques différents, mais il s'agit de la même espèce chimique. De même pour le zinc liquide et solide, etc...

- Lorsque deux systèmes sont constitués des mêmes constituants physicochimiques, on dit qu'il s'agit du même système physicochimique.
Si ces deux systèmes sont différents (la pression, la température ou les quantités de matières de l'un au moins des constituants sont différents), on dit qu'il s'agit de deux états d'un même système physicochimique.

IV.2. Corps purs et mélanges

- Un corps pur est une substance (solide, liquide ou gaz) qui n'est constituée que d'une seule sorte de molécule.

Exemples:

- L'eau distillée.
- Le dioxygène.

- Un mélange est une substance (solide, liquide ou gaz) qui est constituée de plusieurs sortes de molécules.

Exemples:

- L'air est un mélange, il est constitué : dioxygène, diazote, dioxyde de carbone etc.
- Une solution aqueuse est un mélange constitué du solvant (l'eau) et de soluté (par exemple l'acide)

IV.3. Caractérisation d'un mélange

Les systèmes que l'on étudie sont constitués en général de plusieurs composés chimiques. Il faut trouver un moyen de décrire sa composition à l'aide d'une grandeur physique.

• Fraction molaire

Le système est constitué de différents composés A_i avec n_i le nombre de moles de A_i dans le système.
On définit la fraction (on dit aussi titre) molaire du composé A_i par :

$$X_i = \frac{n_i}{n}$$

avec $n = \sum n_i$ le nombre totale de moles.

On a évidemment $\sum X_i = 1$

• Fraction massique

On caractérise cette fois le composé A_i avec m_i la masse de A_i dans le système. On définit la fraction (on dit aussi titre) massique du composé A_i par :

$$w_i = \frac{m_i}{m}$$

avec $m = \sum m_i$ la masse totale du système.

On a évidemment $\sum w_i = 1$

On l'utilise peu en chimie.

• Concentration molaire

Le système est constitué de différents composés A_i avec n_i le nombre de moles de A_i dans le système..
On définit la concentration molaire par :

$$C_i = [A_i] = \frac{n_i}{V}$$

avec V le volume total de la phase étudiée.

$[A_i]$ qui s'exprime en mol.L^{-1} est très utilisée dans le cas de solutions liquide.

• Pression partielle

On considère un mélange de gaz parfaits. Soit n_i le nombre de moles du composé gazeux A_i . Le mélange est encore un gaz parfait (il n'y a toujours pas d'interaction entre les diverses molécules du gaz).

La pression totale du gaz vaut $P = n \frac{RT}{V} = \sum n_i \frac{RT}{V}$

Pour chaque composé A_i on a $P_i = n_i \frac{RT}{V}$ où P_i est la pression partielle du gaz, c'est-à-dire la pression qu'exercerait le gaz s'il était seul dans le volume V à T . En effet comme on ne considère que des gaz parfaits (donc sans interactions), la présence d'un composé n'a aucune influence sur les autres composés présents (cela n'est plus vrai pour un mélange de gaz réels).

On remarque alors $\frac{RT}{V} = \frac{P}{n} = \frac{P_i}{n_i}$

on a donc la relation : $P_i = \frac{n_i}{n} P = X_i P$

Ces dernières relations sont considérées comme définissant la pression partielle d'un gaz et elles sont valables pour un mélange de gaz parfaits mais aussi pour un mélange de gaz réels.

Cependant dans ce dernier cas, la pression partielle ne peut plus être identifiée à la pression qu'exercerait le gaz s'il était seul (en effet il y a, cette fois, des interactions entre les molécules).

• Densité

m masse d'un volume V du composé A

$m_{\text{réf}}$ masse du même volume V d'un composé de référence

$$d = \frac{m}{m_{\text{réf}}} = \frac{mV}{m_{\text{réf}}V} = \frac{\rho}{\rho_{\text{réf}}}$$

ρ et $\rho_{\text{réf}}$ les masses volumiques du composé A et du composé de référence mesurées à la même température et à la même pression.

La densité est un nombre sans dimension.

→ Si A est liquide ou solide : la référence est l'eau liquide

$\rho = d$ dans unité où $\rho_{\text{eau liquide}} = 1$ soit en kg L^{-1} , soit en g mL^{-1}

→ Si A est gazeux : la référence est l'air

$PV = nRT$ donc à même T et P le volume V est proportionnel au nombre de moles

Prenons le volume d'une mol

$D = M / M_{\text{air}}$ avec $M_{\text{air}} = 0,21 \times 32 + 0,79 \times 28 = 29 \text{ g mol}^{-1}$

C1 : ETATS PHYSIQUES ET TRANSFORMATIONS DE LA MATIERE

<u>I. Les états de la matière</u>	<u>1</u>
<u>I.1. Description d'un système</u>	<u>1</u>
I.1.1. Paramètres.....	1
I.1.2. Phases	1
<u>I.2. Les différentes phases d'un corps pur</u>	<u>1</u>
<u>II. Les transformations physiques</u>	<u>3</u>
<u>II.1. Définition</u>	<u>3</u>
<u>II.2. Changement d'état</u>	<u>3</u>
II.2.1. Transitions de phases	3
II.2.2. Résultats expérimentaux.....	4
II.2.3. Diagramme (P,T)	5
<u>III. Autres transformations</u>	<u>5</u>
<u>III.1. Transformations chimiques</u>	<u>5</u>
<u>III.2. Transformations nucléaires</u>	<u>6</u>
<u>IV. Système physico-chimique</u>	<u>6</u>
<u>IV.1. Constituants physico-chimiques</u>	<u>6</u>
<u>IV.2. Corps purs et mélanges</u>	<u>7</u>
<u>IV.3. Caractérisation d'un mélange</u>	<u>7</u>