La matière est composée d'entités microscopiques appelées **atomes** et **molécules**.

**1. États et caractéristiques macroscopiques des états de la matière**: la matièrepeut se présenter sous différents états :

* **L’état solide :** possède un volume et une forme bien définit ;
* **L’état liquide :** possède un volume mais aucune forme précise ;
* **L’état gazeux :** ne possède ni volume ni forme.

On peut considérer un quatrième état :

* **L’état plasma :** c’est un fluide gazeux ionisé.



**2. Changements d’états de la matière**

1. **Changements d’états physiques :**
2. **Changements d’états chimiques :** C’est une transformation qui change la nature d’une substance au moyen d’une réaction chimique : A + B → C

**3. Notions d’atome, molécule, mole et Nombre d’Avogadro :**

**3.1. L’atome :** C’est la plus petite particule de la matière (H, O..).

**3.2. Molécule :** C’est une union de deux atomes ou plus tel que : CO2, NaCl, O2.

**3.3. La mole :** c’est la quantité de matière contenue dans 12 g de 12C « 1mole =6.023.1023 ».

 **3.4. Le nombre d’Avogadro :** c’est nombre d’atome contenus dans 12g 12C (Ɲ=6,023.1023).

**4. Unité de masse atomique, masse molaire atomique et moléculaire, volume molaire :**

**4.1. Nombre de mole et d’atome ou molécule :**

Le nombre de mole est le rapport entre la masse du composé et sa masse molaire : $n=\frac{m}{M}$

Le nombre d’atome ou de molécule est donné par la relation **:** $N=n.Ɲ$

**4.2. Unité de masse atomique « uma » :**

$1uma= \frac{1}{12}×\frac{m\_{}}{Ɲ}= \frac{1}{12}×\frac{12}{Ɲ}= \frac{1}{Ɲ}= \frac{1}{6,023.10^{23}}=1.66.10^{-24}g=1.66.10^{-27}Kg$

**4.3. Masse atomique ou moléculaire :** c’est la masse d’un atome ou molécule exprimées en (**u.m.a**).

**4.4. Masse molaire d’un élément :** C’est la masse d'une mole d'atomes ou molécules (g/mol).

**M=m(uma)\*1/Ɲ\*Ɲ**

**4.5. Loi pondérale : Conservation de la masse (Lavoisier), réaction chimique :** Une réaction chimique doit obéir à la loi de (Lavoisier) de conservation : Masse des réactifs = Masse des produits​​

« Rien ne se perd, rien ne se crée, mais tout se transforme »

H2 + Cl2 → 2HCl

Réactifs : 2 atomes H (hydrogène) et 2 atomes Cl (chlore)

Produits : 2 atome de H et 2 atome de Cl

**4.6. Aspect qualitatif de la matière (Corps purs, mélange homogène et hétérogène) :**



Classification de la matière

**5. Les solutions soluté, solvant, solution aqueuse, dilution et saturation :**



 Solvant Soluté Solution

**5. 1. Les solutions en chimie :**

**Solution** **aqueuse :** c’est une solution dont le solvant est de l’eau,

**Solution saturée :** une solution est saturée lorsque le solvant ne peut plus dissoudre le soluté. Tout rajout de soluté se traduit par un précipité,

**Solution non saturée :** si le solvant peut encore dissoudre le soluté alors la solution est dite non saturée,

**Solution concentrée :** une solution concentrée est une solution plus au moins proche de la solution saturée.

|  |
| --- |
| 5.2. Aspect quantitatif de la matière : |
| Concentration molaire | $$C\_{M}= \frac{n}{V}= \frac{m}{M.V}$$ | **La fraction molaire** | $$ x\_{i}= \frac{n\_{i}}{n\_{totale}}$$ |
| Concentration molale ou molalité | $$M= C\_{m}= \frac{n\_{soluté}}{m\_{solvant}}$$ | **La fraction massique** |  |
| Concentration massique | $$C= \frac{m}{V}= \frac{n.M}{V}= C\_{M}.M$$ | **Le pourcentage molaire** | $\% molaire$ = $\frac{n\_{soluté}}{n\_{solution}}.100$ |
| Concentration normaleou normalité | $N= \frac{n\_{eq-g}}{V}= \frac{m.Z}{M.V}=C\_{M}.Z ; n\_{eq-g}=\frac{m}{m\_{1eq-g}}$ ; $m\_{1eq-g}=\frac{M}{Z}$ | **Le pourcentage massique** | $$\%massique=\frac{m\_{soluté}}{m\_{solution}}.100$$ |
| Densité | $$d(solide, liquide)= \frac{ρ\_{corps}}{ρ\_{H\_{2}O}}$$$$d(gaz)= \frac{ρ\_{gaz}}{ρ\_{air}}$$ | Dilution d’une solution aqueuse | ninitial = nfinal ⇒ CinitialeVinitial = CfinaleVfinal |