Introduction :

La chimie est une science qui a pour objet l'étude de la matière et ses transformations. La matière est tout ce qui compose un corps ou un objet ayant une réalité physique. Elle est composée d'entités microscopiques appelées ***atomes*** et ***molécules***. C'est l'assemblage des atomes et des molécules qui définissent la nature d'un échantillon de matière. Exemples : L'air, l'eau, le sable, le bois et les organismes vivants.

I.1. États et caractéristiques macroscopiques des états de la matière :

En fonction des conditions extérieure (température et pression), une même substance peut se présenter sous forme solide, liquide ou gazeuse.

- **L'état solide :** possède un volume et une forme bien définit (état ordonné, rigide et microscopique).
- **L'état liquide :** possède un volume mais aucune forme précise, il prend la forme de son contenant (état désordonné et incompressible).
- **L'état gazeux :** ne possède ni volume ni forme, il prend la forme et le volume de son contenant (état désordonné et compressible).



Figure I.1 : Disposition des particules dans les solides, les liquides et les gaz

I. 2. Changements d'états de la matière

a- Changements d'états physiques :

Le changement d'état physique est une transformation qui ne change pas la nature de la substance, il implique simplement un changement dans son état physique.

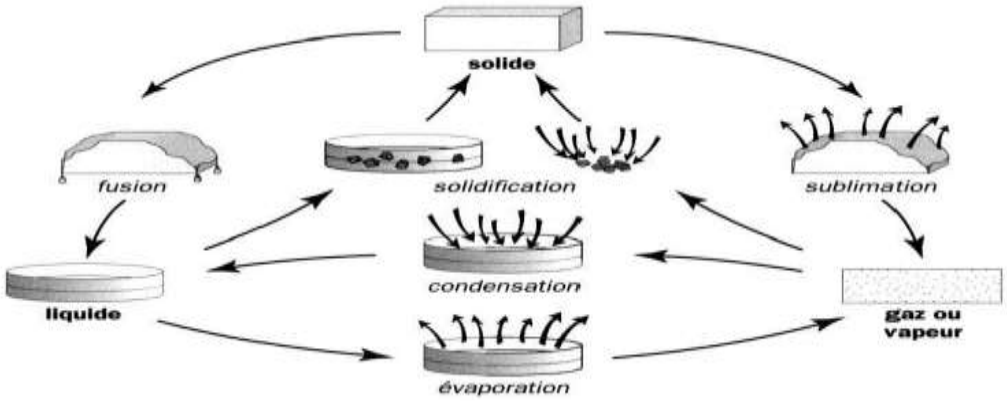


Figure I.2 - Changements d'état physiqu

b- Changements d'états chimiques :

C'est une transformation qui change la nature d'une substance au moyen d'une réaction chimique.

I. 3. Notions d'atome, molécule, mole et Nombre d'Avogadro :

I.3.1. L'atome : C'est la plus petite particule de la matière (H, O..). Les atomes s'associent pour former une molécule.

I.3.2. Molécule : C'est une union de deux atomes ou plus tel que : CO_2, NaCl, O_2.

I.3.3. La mole : Une mole est définit comme étant la quantité de matière contenue dans 12 grammes de carbone ^{12}C, elle correspond à un ensemble de Na entités chimiques identique (atomes, ions, molécules……). « $1mole = 6.023.10^{23}$ ».

I.3.4. Le nombre d'Avogadro Na : Na est une constante appelé nombre d'Avogadro qui correspond au nombre d'atome contenus dans 12gramme du carbone ^{12}C ($Na=6.023.10^{23}$).

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

I.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 **:** $N = n.Na$

n : nombre de mole ; m : masse du composé en gramme ; M : masse molaire du composé en gramme/mol ; N : nombre d''atome et Na : nombre d'Avogadro.

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

L'unité de masse atomique **u.m.a** est définie comme étant la masse de 1/12 de l'atome de carbone 12.

Ou bien : $1uma = \frac{1}{12} \times \frac{m_{^{12}_6C}}{Na} = \frac{1}{12} \times \frac{12}{Na} = \frac{1}{Na} = \frac{1}{6.023.10^{23}} = 1.66.10^{-24}g = 1.66.10^{-27}Kg$

I.4.3. Masse atomique ou moléculaire et masse molaire d'un élément :

On appelle masse atomique ou moléculaire la masse d'un atome ou d'une molécule exprimées en unité de masse atomique (**u.m.a**). La masse molaire atomique d'un élément chimique, est la masse d'une mole d'atomes ou de molécules exprimée en grammes/mole.

Exemple : la masse d'un atome de carbone est 12 fois la masse de l'unité de masse atomique, **mC = 12,011 uma = 12,011*1/Na = 12,011*1,66.10^{-24} = 19,93.10^{-24} g.**

Les deux masse (atomique et molaire) sont telle que les deux valeurs d'un atome ou d'une mole exprimée chacune avec sa propre unité sont ***numériquement égales***.

Exemple :

a- 1 atome de carbone a une masse de 12,01115uma et 1mole de carbone a une masse de :

$$M = m_{(uma)} * 1/Na * Na$$

M = 12,011*1/Na*Na = 12.011g

b- 1 molécule de CO_2 a une masse de 44,009 uma et 1mole de carbone a une masse de :

M = 44,009*1/Na*Na = 44,009g

I.4.4. Loi pondérale : Conservation de la masse (Lavoisier), réaction chimique

Soit la réaction chimique suivante :

$$\mathbf{a\,A + bB \rightarrow cC + dD}$$

Tel que A et B sont les réactifs, C et D sont les produits et a, b, c et d sont les coefficients stœchiométriques. Une réaction chimique doit obéir à la loi de (Lavoisier) de conservation : de masse (la masse des produits doit être égale à la masse des réactifs) (les atomes de départ se conservent après réaction), de charge et matière.

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

La matière se trouve sous forme de ***corps purs*** (simples ou composés) et de ***mélanges*** (homogènes ou hétérogènes). Les corps purs sont caractérisés par leurs propriétés physiques (température de fusion, température d'ébullition, masse volumique, indice de réfraction, etc…) ou chimiques. Ils se subdivisent en deux espèces :

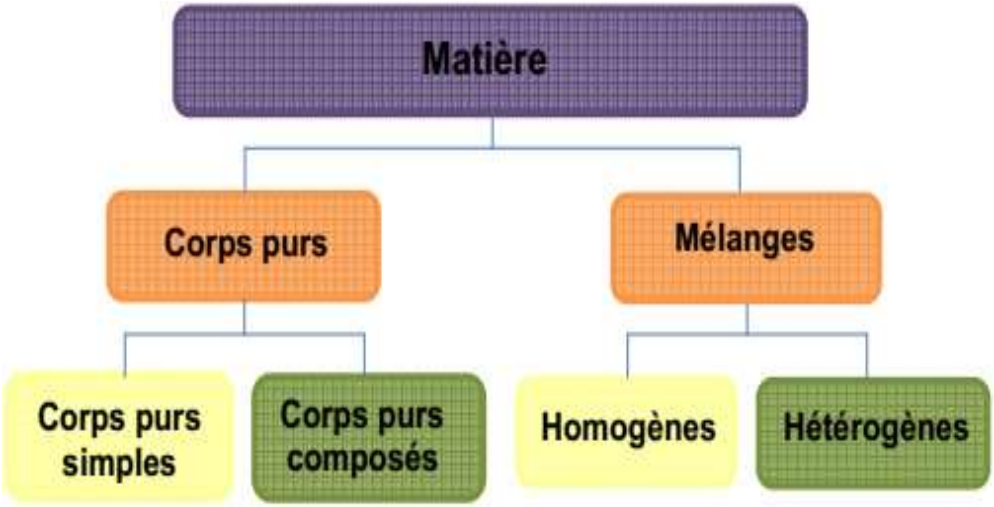


Figure I-4 : Classification de la matière

- Un corps pur est un corps constitué d'une seule sorte d'entité chimique (atome, ion ou molécule). Exemple : H_2O, CO_2.
- Un corps pur simple est un corps pur constitue d'un seul élément chimique. Exemple : le dioxygène O_2.
- Un corps pur composé est un corps pur constitue de plusieurs éléments chimiques. Exemple : CH_4
- Un mélange est formé d'un corps pur auquel est associé un ou plusieurs corps de nature différente. On distingue deux types de mélanges :

a. **Mélanges hétérogènes :** au sein desquels, on peut distinguer, à l'œil ou à l'aide d'un microscope, des parties ayant des aspects différents (deux ou plusieurs phases). Exemple : mélange eau-huile, sable, eau naturelle non filtrée, etc...

b. **Mélanges homogènes :** qui ont le même aspect (mêmes propriétés) en tous leurs points et au sein desquels, il est impossible de discerner plusieurs constituants. Ils forment une seule phase. Exemples : eau salée ou sucrée (solutions), air, acier (alliages), etc...

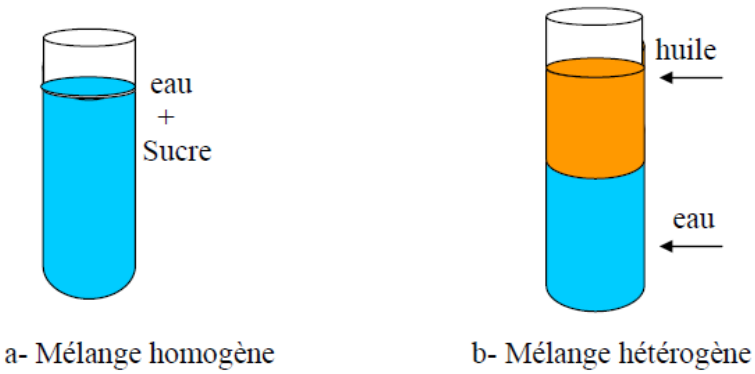


Figure I-3 : Présentation des mélanges

I.4.7. Méthodes de séparation des constituants d'un mélange et des corps purs composés

1. **Corps purs composés :** les procédés utilisés pour séparer les corps purs composés sont de nature chimique, on cite essentiellement :

- La thermolyse ou pyrolyse : qui est la décomposition d'une substance par la chaleur.

- La radiolyse : décomposition d'une substance par des radiations lumineuses (UV, visibles ou IR).
- L'électrolyse : décomposition d'une substance par l'électricité ($2H_2O \rightarrow 2H_2 + O_2$).

2. **Mélanges :** la séparation des mélanges se base sur les différentes propriétés physiques de chaque constituant. Les méthodes utilisées dans ce cas permettent de séparer les mélanges en corps purs.

➢ **Mélanges hétérogènes :** les procédés utilisés varient suivant les cas :

a. Mélange de solides : on utilise principalement :

→ *Tamisage* : si les particules sont de dimensions différentes.

→ *Lévigation* : si les particules ont des masses volumiques différentes, on utilise des courants d'eau (séparation de l'or du sable).

→ *Dissolution* : si l'un des constituants est soluble dans l'eau ou un autre liquide.

→ *Triage magnétique :* Si l'un des solides est magnétique (fer, nickel ou cobalt), on pourra le séparer à l'aide d'un aimant.

b. Mélange constitué de solide et de liquide

→ *Filtration :* permet la séparation des constituants d'une suspension (suspension de sable dans l'eau).

→ *Centrifugation*

c. Mélange de liquides

→ *Décantation* : se base sur la masse volumique des différents liquides non miscibles (eau + huile).

➢ **Mélanges homogènes**

a. Mélange de liquides : *distillation* : se base sur la différence de températures d'ébullition des liquides (séparation du pétrole brut : essence – mazout).

b. Mélange solide-liquide : *cristallisation* (l'eau de mer : eau + sel)

Principe : solide → dissolution → évaporation → solide.

c. Mélange gazeux : *liquéfaction* puis *distillation, adsorption.*

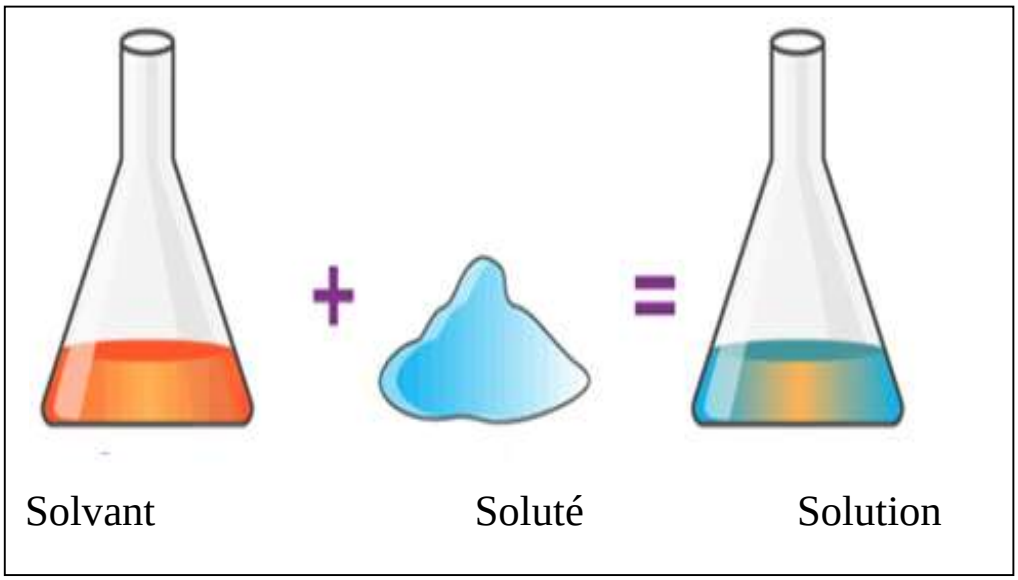
I.5. Les solutions soluté, solvant, solution aqueuse, dilution et saturation :

I.5. 1. Les solutions en chimie :

Une solution est obtenue par dissolution d'une espèce chimique dans un solvant. L'espèce chimique dissoute s'appelle le soluté, tandis que l'espèce qui fait dissoudre s'appelle solvant. Une solution est dite aqueuse si le solvant est l'eau.

Exemple :

Dans une solution d'eau salée, le sel constitue le soluté, tandis que l'eau joue le rôle de solvant. Une solution est dite saturée quand le solvant ne peut plus dissoudre le soluté.



FigureI- 5 : Solution chimique

I.5.2. Aspect quantitatif de la matière :

Concentration molaire ou molarité **:** La concentration molaire d'une espèce chimique présente en solution est la quantité de matière de cette espèce par litre de solution. Pour une espèce *i*,

elle se note C ou [*i*] et son unité est la mole par litre (mol.L^{-1}).

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

Avec : n_i nombre de mole (mol), V : volume en litres (L), *Ci* ou concentration en mole par litre (mol.L^{-1}).

Concentration massique **:** La concentration massique, notée C_m, correspond à la masse de soluté dissous dans un litre de solution. Elle s'exprime en grammes par litre (g.L^{-1}).

$$C_m = \frac{m_i}{V}$$

Avec : m_i masse du soluté *i* (g), V : volume en litres (L), *Cm* concentration massique.

Cependant, ces deux expressions de la concentration sont liées entre elles : connaissant l'une, il est possible d'en déduire l'autre.

En effet, $m_i = M_i \times n_i \Leftrightarrow C_m = \frac{m_i}{V} = \frac{M_i \times n_i}{V}$.On retrouve alors l'expression de la concentration molaire *C* du soluté « i ». Ainsi, $C_m = C$ x M_i.

Exemple : Sur l'étiquette d'une eau minérale, on peut lire « calcium 486 mg.L^{-1} ». Cette information correspond à la concentration massique des ions calcium dans l'eau. Calculons la quantité d'ions calcium contenue dans un verre d'eau d'une contenance égale à 150 mL.

La concentration molaire des ions calcium dans cette eau vaut:

$$[Ca^{2+}] = \frac{C_m}{M_{Ca^{2+}}} = \frac{486.10^{-3}}{40{,}1} = 1{,}21.10^{-2}\, mol.L^{-1}$$

La quantité d'ions calcium se déduit du résultat précédent, connaissant le volume de la solution :

$$[Ca^{2+}] = \frac{n_{Ca^{2+}}}{V_{solution}} \Leftrightarrow n_{Ca^{2+}} = [Ca^{2+}] \times V_{solution}$$

$$n_{Ca^{2+}} = 1{,}21.10^{-2} \times 150.10^{-3} = 1{,}82.10^{-3}\, moles$$

Molalité **:** La molalité d'un constituant *i* est définie comme la quantité de matière de *i* rapportée à la masse de solvant. Son unité est la mole par kilogramme (mol.Kg^{-1}) et elle se note normalement m_i. Cependant, la confusion évidente que l'on peut avoir avec la masse entraîne l'utilisation d'autres notations pas toujours universelles. On l'a notera ici par b_i suggérée par l'IUPAC.

$$b_i = \frac{n_i}{m_{solvant}}$$ Avec

n_i : quantité de matière du soluté *i* et $m_{solvant}$: la masse du solvant (Kg).

Concentration normale ou normalité **:** La normalité *N* exprime le nombre d'équivalents-grammes de soluté par litre de solution. L'équivalent-gramme est la quantité de substance comprenant une mole des particules considérées (H^+, OH^-, e^-, etc…). L'unité de la normalité est eq/L ou eq/mL.

$$N = \frac{n_{eq-gramme\ de\ soluté}}{V_{solvant}} \qquad avec: \qquad n_{eq-gramme\ de\ soluté} = \frac{m}{M_{eq-gramme}}$$

Et : $M_{eq-gramme} = \frac{M}{Z}$; $M_{eq\text{-}gramme}$: masse équivalente et *M* est la masse moléculaire du soluté.

Z représente le nombre de protons H^+ dans le cas d'un soluté acide et le nombre d'hydroxyde OH^- dans le cas d'un soluté basique.

Exemple : Calcul de la normalité d'une solution H_2SO_4 1M.

$H_2SO_4 \rightarrow 2H^+ + SO_4^{-2}$ ($Z = 2$ et $M_{H2SO4} = 158\ g.mol^{-1}$)

- dans le cas d'un sel : le nombre d'électrons de valence (exemple, pour NaCL, Z = 1

-dans le cas d'une base : le nombre d'anions OH^- libéré, exenple : NaOH (Z = 1), $Ca(OH)_2$ (Z = 2).

Tableau I- 1 : EXPRESSIONS DE CONCENTRATION

Concentration	Définition	Expression
Concentration molaire ou molarité	C'est le nombre de mole de soluté par litre de solution. **Unité :** (mol / l) ou M	$C_M = \frac{n}{V} = \frac{m}{M.V}$
Concentration molale ou molalité	La molalité correspond à la quantité (nombre de moles) de soluté contenue dans 1 000 grammes de solvant. **Unité :** (mol/kg) ou molale	$M = C_m = \frac{n_{soluté}}{m_{solvant}}$
Concentration normale ou normalité	C'est le nombre d'équivalent gramme par litre de solution. **Unité :** (éqg/l ou N)	$N = \frac{n_{eq-g}}{V}$; $n_{eq-g} = \frac{m}{m_{1eq-g}}$; $m_{1eq-g} = \frac{M}{Z}$

		$N = \frac{m.Z}{M.V} = C_M.Z$
Concentration massique	C'est la masse de soluté par litre de solution. **Unité :** (g/l)	$C = \frac{m}{V} = \frac{n.M}{V} = C_M.M$

I.5.3. Les fractions :

a. La fraction molaire : si on considère n_1 moles de solvant et n_2 moles de soluté, les fractions molaires du solvant et du soluté sont respectivement :

$$x_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2} \quad ; \quad x_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$$

b. La fraction massique : c'est le pourcentage massique

$$\%massique = \frac{masse_{soluté}}{masse_{solution}}.100$$

Note : lorsqu'on dispose du volume de la solution, on peut le transformer en masse à l'aide de la densité de la solution.

I.5.4. Densité :

c. Solide-Liquide: la densité d'un corps solide ou liquide par rapport à l'eau est le rapport de la masse d'un certain volume de ce corps à la masse du même volume d'eau.

$$d = \frac{\rho_{corps(s\ ou\ l)}}{\rho_{H_2O}} = \frac{m/V}{m'/V} = \frac{m}{m'} = \frac{masse\ d'un\ certain\ volume\ de\ corps}{masse\ du\ meme\ volume\ d'eau}$$

d. Gaz : la densité d'un gaz par rapport à l'air est le rapport de la masse d'un certain volume de ce gaz à la masse du même volume d'air dans les mêmes conditions de température et de pression.

Dans les conditions normales, la masse volumique de l'air est de 1,293 g/l. Autrement dit :

1 litre d'air → 1,293g

22,4 l → M_{air}

$$M_{air} = \frac{1,293 \,.\, 22,4}{1} \approx 29\ g/mol$$

M_{air} est la masse molaire du gaz.

$$d_{gaz} = \frac{masse\ d'un\ volume\ V\ du\ gaz}{masse\ du\ volume\ V\ d'air} = \frac{M_{gaz}}{M_{air}} = \frac{M_{gaz}}{29} \Rightarrow M_{gaz} = d_{gaz} . 29$$

Exemple : Calculer la masse molaire de l'air dans les conditions normales (P=1 atm et T=0°C et n =1mol).

La masse volumique de l'air à P =1 atm et T=0°C est : ρ_{air} = 1,293 $g.L^{-1}$

Dans les conditions normales, une mole d'air occupe un volume V_m qui est de 22,4 L. Donc, la masse d'air correspondante à 22.4 L correspond à la masse molaire (M_{air}) de l'air:

On sait que : 1 L d'air → 1,293 g

1mole d'air, soit 22,4 L → x

Donc : x = (22,4 × 1,293)/1 = 29 g, c'est-à-dire 22,4 L d'air pèse 29 g.

$d = \frac{M}{M_{air}} = \frac{M}{29} \Rightarrow M = 29.d$ qui est la masse moléculaire du gaz.

I.5.5. Dilution d'une solution aqueuse :

La dilution d'une solution aqueuse consiste à en diminuer la concentration par ajout de solvant (eau). La solution initiale de concentration supérieure est appelée **solution-mère**. La solution finale de concentration inférieure est appelée **solution-fille (solution diluée)**.

Lors d'une dilution, il y a conservation de la quantité de matière de soluté de telle sorte que l'on peut écrire :

$$n_i = n_f \Rightarrow C_i V_i = C_f V_f$$

Avec n : quantité de matière ; V : volume et C : concentration

i : initial c'est-à-dire relatif à la solution-mère.

f: final c'est-à-dire relatif à la solution diluée.

Vi: volume de solution-mère à prélever

Vf: volume de solution diluée correspondant à celui de la fiole jaugée.

Exercices d'application

Exercice 1 :

Le sucre de table (saccharose ou disaccharides) de formule chimique $C_{12}H_{22}O_{11}$ fait partie des glucides. On considère l'oxydation de 2g de sucre au niveau des cellules en produisant de l'énergie et du gaz carbonique (CO_2).

1) Écrire la réaction d'oxydation de la molécule du sucre.

2) Déduire les masses du CO_2 et H_2O qui résultent de l'oxydation complète du sucre.

3) Évaluer la masse de sucre en nombre de moles et en nombre de molécules.

4) Donner les masses des éléments qui constituent une molécule de sucre.

5) Donner le nombre d'atome de C, O et H présent dans 2g de sucre.

Exercice 2 :

Un mélange est constituer d'oxygène, d'hydrogène et de soufre dont la composition est de 64 g d'oxygène, 3,6138 .1024 atomes d'hydrogène et une mole de soufre.

1- Quel est le nombre de moles d'atomes d'hydrogène et d'oxygène

2- On fait réagir ces trois éléments et on obtient H_2SO_4 selon la réaction :

$S(s) + H_2(g) + O_2(g) \rightarrow H_2SO_4(s)$

a- Le mélange réactionnel constituent-ils un mélange homogène ? justifier votre réponse en précisant le nombre de phases.

b- Donner les corps qui sont simples et ceux qui sont composés dans le mélange réactionnel.

c- Y-a-t-il un élément en excès ? quelle est sa masse ?

Exercice 3

On dispose d'une solution aqueuse (S1) d'acide acétique (CH_3COOH) à 856 g d'acide par litre de solution.

1) Quels volumes de la solution S1 et d'eau faut-il mélanger pour préparer un litre (1000 cm

3) d'une solution S2 de molarité 2,14 mol/L.

2) Quel est le pourcentage d'acide dans la solution S2, sachant que sa densité est de 1,016.

Exercice 4

I- Calculer la normalité d'une solution de H_2SO_4 à 60,65 % en poids dont la masse volumique vaut 1,51 g/ml. Combien d'équivalents-grammes de H_2SO_4 sont-ils présents dans 160 ml de cette solution ?

II- On veut préparer 100ml d'une solution de KOH de concentration 0,1M (solution fille) à partir de la solution mère à 12% en poids.

1- Calculer le volume de la solution mère à prélever pour réaliser cette préparation. 2- Déterminer la masse de KOH contenu dans cette solution.

3- Calculer les fractions molaires de KOH et d'eau dans cette solution. *Données* :M H_2SO_4 =98,076 g/mol ; MKOH = 56,109 g/mol.

Exercice 5

On dissout complètement 1g de NaCl dans 90 ml d'eau dont la masse volumique est de 0.998 g/ml .On obtient une solution aqueuse de Chlorure de Sodium de 90ml.

1-Quel est le pourcentage massique en NaCl de cette solution.

2- Quelle est la fraction molaire de NaCl de cette solution.

3-Quelle est la molalité de NaCl.

4-Quelle est la concentration molaire de NaCl.

5-Quelle est la concentration massique de cette solution.

Données : MNa : 23 g/mole; MCl : 35,5 g/mole

Exercice 6

Lequel des échantillons suivants contiennent le plus de fer ?

-0.2 moles de $Fe_2(SO_4)_3$

-20g de fer

-0.3 atome- gramme de fer

-2.5x1023 atomes de fer

Données : MFe=56g.mol-1 MS=32g.mol^{-1}, Nombre d'Avogadro N =6,023. 10^{23}