

PHYSIQUE – CHIMIE (COURS 8 EME ANNEE)

PHYSIQUE :

I- Le Poids d'un corps : la verticale

1- Définition :

Le poids d'un corps est strictement égal à la **quantité de matière** qu'il contient, c'est-à-dire au nombre et à la masse de chacun de ses **atomes**.

Comme tous les objets qui ont une masse (certaines particules comme le photon n'ont pas de masse), la Terre exerce sur les objets une force qui les attire vers le sol : c'est l'**attraction gravitationnelle** (également appelée **attraction terrestre, pesanteur, gravité** ou **gravitation**).

2- Caractéristiques du poids d'un corps :

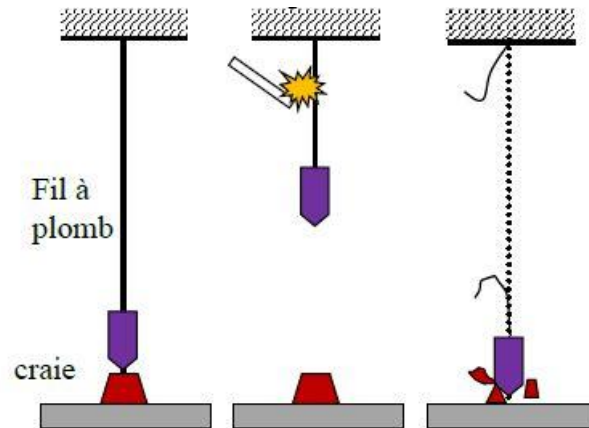
Le poids d'un corps est une force, appelée **poids de l'objet (noté P)**, s'exprime comme toutes les forces en **newtons (N)** et se mesure grâce à un **dynamomètre**.

Elle est proportionnelle à la **masse de l'objet** (notée **m**) et à l'**intensité de la pesanteur** (notée **g**) :
 $P = m \times g$.

C'est le poids qui provoque la chute d'un corps. Un corps lâché sans vitesse tombe verticalement, car seul son poids, dirigé vers le centre de la Terre, agit sur lui (exemple d'une pomme tombant d'un arbre sous l'effet de son poids).

Les caractéristiques du poids d'un corps sont :

- La direction : la verticale.
- Le Point d'application : le centre de gravité du corps.
- Le Sens : orienté vers le bas.
- L'intensité : ordre de grandeur de la force.



II- Notion de force – Unité :

1- Définition :

Force, grandeur physique sur laquelle sont fondées la **dynamique** et la **statique**.

Une force est définie comme un agent capable de modifier l'état de **repos** ou de **mouvement** d'un corps (en **dynamique**), ou de produire une déformation (en **statique**).

2- Caractéristiques :

De façon analogue, on peut agir sur un corps au repos (**par exemple**, en le poussant). Dans ce cas, le corps se met en mouvement et la force est définie (cette fois d'une façon dynamique) comme la cause du mouvement.

Agissant de façon identique sur des corps de masse différente, on peut faire, dans ce cas aussi, une comparaison des forces. On montre par l'expérience que la force est proportionnelle à l'**accélération** subie par le corps, et on peut la définir comme le produit de la masse au repos **m** du corps par l'accélération **a** qu'il subit (dans un repère fixe), c'est-à-dire **$F = ma$** . Cette équation est la **loi** fondamentale de la dynamique.

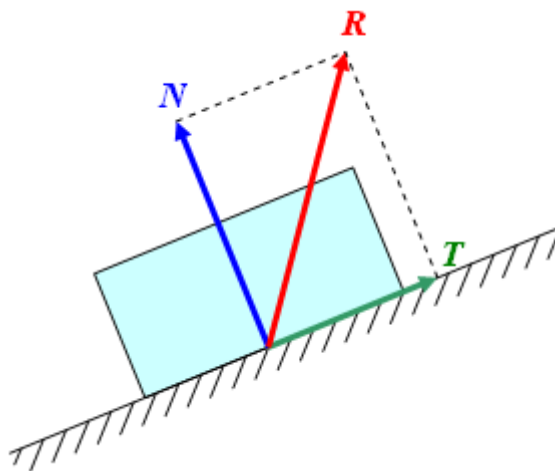
3- Classification :

Les forces peuvent être de différentes sortes : **électriques**, quand elles s'exercent entre charges électriques; **magnétiques**, quand elles se produisent entre **circuits** parcourus par des **courants** ou entre **dipôles** magnétiques, ou encore sur des **particules** chargées en mouvement ; **gravitationnelles**, si elles se manifestent entre masses gravitationnelles; **nucléaires**, si elles s'exercent entre particules du **noyau** d'un **atome** ; **intermoléculaires**, si elles s'exercent entre **molécules** d'un corps, etc.

Dans la plupart des cas, les forces ne sont pas directement appliquées au contact du corps, mais se manifestent comme des actions à distance.

4- Mesure :

On peut arriver à la définition conceptuelle de force et à sa mesure à partir de considérations tirées de l'**expérience**. Si, **par exemple**, on suspend un objet pesant à un ressort, ce dernier se déforme en s'allongeant. Dans ce cas, la force est définie comme la cause de la déformation. Si on suspend ensuite des objets de **masse double, triple**, etc., l'allongement correspondant du ressort est proportionnel à la masse.



Questions :

- 1- Quel est l'instrument de mesure de la force ?
- 2- Donne l'unité de mesure et le symbole du poids.

EXERCICE : On suspend successivement trois corps A, B, C à un dynamomètre. Le corps A provoque un allongement de 0,5 cm, le corps B provoque allongement de 0,8 cm et le corps c, un allongement de 1,5 cm.

Sachant qu'un poids de 15 N provoque un allongement de 10 mm, calcule le poids des corps A, B et C.

III- Notion de pression :

1- Définition :

On appelle **pression**, le **rapport** entre la **force** F_n exercée perpendiculairement et uniformément sur une **surface** A et cette surface : la pression s'écrit $P = F_n/A$ et s'exprime en N/m^2 .

Dans le cas des **fluides (liquides ou gaz)**, on considère une surface infinitésimale interne à la **masse** du fluide ou un élément de surface des parois. La « **force** » est alors l'échange ou le flux de quantité de mouvement par unité de temps à travers la surface considérée. La pression est alors le rapport entre F et la surface considérée.

2- Unité de mesure :

La force pressante étant en **newton** et la surface en m^2 , la pression s'exprime en **N** par m^2 (N/m^2). Le N/m^2 est appelé **pascal (Pa)**.

Le pascal est l'unité légale de pression ; c'est la pression exercée par une force de **1 newton** sur une surface de $1 m^2$.

On utilise couramment un multiple du pascal : le **bar**, $1bar = 100\ 000 Pa$.

3- Classification :

a- Pression atmosphérique :

Pression exercée par les **molécules** de l'**air**, qui varie en hauteur, ainsi qu'un endroit à l'autre, dans la mesure où elle dépend de la composition locale des masses d'air, de la **température** et des **vents**.

Entre l'**équateur** et 10° - 15° de l'**altitude**, les pressions sont de l'ordre de **1 000 millibars** (**basses pressions**) ; entre 10° - 15° et 30° - 40° de latitude, les pressions sont de l'ordre de **1 020 millibars**, **1 005 millibars** (**basses et moyennes pressions**) entre 30° - 40° et 60° - 70° de l'altitude et **1 030** (**hautes pressions**) sur la **calotte polaire**.

b- Pression hydrostatique :

Force exercée par un liquide au repos, en raison de son **poids**, sur une unité de surface des parois du récipient qui le contient (la pression peut aussi s'exercer sur un corps immergé dans le liquide).

La pression hydrostatique agit toujours dans une direction normale à la surface, son intensité est proportionnelle à la **profondeur h** à laquelle se trouve la surface considérée ainsi qu'au poids spécifique **γ** du liquide ($P = \gamma h$), et correspond donc au poids d'une colonne de liquide de base unité et de **hauteur h**.

Si la pression atmosphérique **P_a** agit sur la surface du liquide, la pression globale à la profondeur **h** sera :

$P = \gamma h + P_a$ (principe de **Stevin**). La pression hydrostatique s'exerce aussi sur le liquide lui-même en ce sens qu'une couche de liquide subit la pression des couches au-dessous d'elle (cette pression sur les couches du liquide peut d'ailleurs se manifester par des variations de densité). Inversement, si un liquide subit une pression **P** dans une conduite, la situation est la même que si elle subissait le poids d'une hauteur **h** de liquide, dite **hauteur piézométrique**.

EXERCICES :

- 1- Un corps solide pèse 7,5 N. il repose sur une table d'une surface de $0,5 \text{ m}^2$.
Calcule la pression moyenne qu'il exerce sur la table.
- 2- Un objet pesant 150 N exerce une pression de 250 Pa sur son support horizontal.
Détermine la surface de contact de cet objet avec son support.

Révision :

- 1- Définis le poids d'un corps.
- 2- Cite les caractéristiques du poids d'un corps.
- 3- Comment représente – on le poids d'un corps ?
- 4- Donne l'unité de mesure du poids d'un corps dans le système international.
- 5- Donne le nom de l'instrument de mesure du poids d'un corps.
- 6- Cite deux propriétés de la verticale.
- 7- Cite deux applications de la verticale.

IV- Etude qualitative de la dilatation :

1- Définition :

Augmentation des dimensions d'un corps due à l'augmentation de sa **température**.

2- Différents types :

La dilatation peut être **linéaire** (ainsi celle d'un rail), **superficielle** ou **cubique**.

3- Caractéristiques :

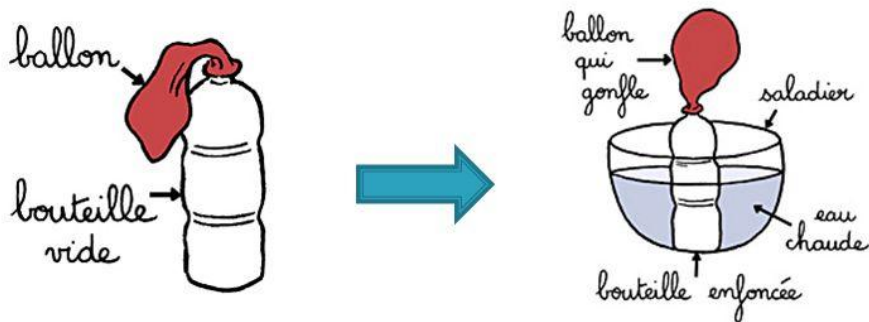
A ces **trois types** de dilatation, on définit pour chaque substance **trois coefficients** de dilatation, notés respectivement α , σ , γ et valables dans un intervalle déterminé de températures.

4- Mesure :

L'instrument destiné à mesurer la dilatation thermique et son coefficient est le **dilatomètre**. Puis que les effets observés sont généralement très petits, on a recours à des artifices spéciaux (système de leviers, amplificateurs, interférence optique).

La dilatation thermique

- ▶ La **dilatation thermique**: quand le volume d'une substance devient plus grand avec la chaleur.



- ▶ **Volume**: La quantité d'espace que substance occupe.

Questions :

- 1- Qu'est-ce que la dilatation ?
- 2- Cite les différents types de dilatation.
- 3- Quel est l'instrument de mesure de la dilatation ?

EXERCICES :

1- A 100°C, 1 m de fil de cuivre s'allonge de 1,7 mm.

Détermine l'allongement d'un fil de cuivre de 20 m, quand sa température est de 75°C.

2- Un rail en acier mesure 1 200 m à 0°C.

De combien s'allonge ce rail lorsque la température passe de 0°C à 50°C, sachant qu'une barre de 1 m du même acier s'allonge de 0,01 mm, quand sa température s'élève de 1°C.

V- Chaleur : Unités – Mesures

L'énergie **fait partie de l'Univers** dans lequel nous vivons. On ne la voit pas, mais on peut en observer les effets : c'est grâce à l'énergie que la Terre tourne autour du Soleil, que les végétaux poussent et que les animaux grandissent.

1- Définition :

La **chaleur**, **concept physique** dérivé de la **sensation thermique**. La chaleur est aujourd'hui considérée comme une forme d'**énergie** et plus précisément comme l'**énergie de mouvement** (ou **cinétique**) que possèdent les **atomes** et les **molécules** des corps : chauffer une substance signifie fournir de l'énergie aux particules qui la composent.

2- Mesure :

La quantité de chaleur, dite plus simplement chaleur, se mesure en **calories (cal)** ou en **joules (J)**, alors que la **température** est considérée comme un indice du niveau énergétique thermique d'un corps, et se mesure en **degrés**, dans toutes les échelles thermométriques utilisées).

Q : quantité de chaleur reçue ou cédée par le corps ; elle s'exprime en Joule (**J**).

m : masse du corps ; elle s'exprime en **kg**.

c : chaleur massique de la substance du corps ; elle s'exprime en **J/kg.K** ou **J.kg⁻¹K⁻¹**.

t₁ : température initiale du corps.

t₂ : température finale du corps.

Le produit **mC** est appelé capacité calorifique du corps ; il s'exprime en **J/K** ou **J/°C**.

La chaleur se transmet d'un objet à un autre par, ou entre les différentes régions d'un même corps par convection, conduction ou rayonnement. Elle passe toujours des corps ayant la température la plus élevée aux corps ayant une température inférieure.

Des masses égales de substance demandent des quantités de chaleur différentes pour que leur température s'élève de la même quantité.

Tableau : Chaleur massique de quelques substances en J/kg°C.

Plomb	$0,13 \cdot 10^3$	Mercure	$0,14 \cdot 10^3$
Etain	$0,21 \cdot 10^2$	Huile	$1,3 \cdot 10^3$
Cuivre	$0,4 \cdot 10^3$	Benzine	$1,9 \cdot 10^3$
Fer	$0,46 \cdot 10^3$	Pétrole	$2,09 \cdot 10^3$
Aluminium	$0,91 \cdot 10^3$	Alcool	$2,42 \cdot 10^3$
Glace	$2,09 \cdot 10^3$	Eau	$4,18 \cdot 10^3$

Les effets produits par la chaleur sont principalement la dilatation thermique et les changements d'états des différentes substances.

Les **lois** qui régissent les transformations possibles de chaleur en travail sont étudiées par la **thermodynamique** ; le **premier principe** de cette discipline affirme que la chaleur est une forme d'énergie, alors que le **second** donne des limites à la transformation de chaleur en travail.

Tableau : Pouvoir calorifique des principaux combustibles.

Combustibles	Pouvoir calorifique	Combustibles	Pouvoir calorifique
Hydrogène	124 700 k.J/m ³	Charbon	28 000 k.J/kg
Méthane	61 000 k.J/m ³	Méthanol	20 000 k.J/kg
Pétrole	42 000 k.J/kg	Ethanol	25 000 k.J/kg
Gaz naturel	37 600 k.J/m ³	Bois	17 000 k.J/kg
Gaz de ville	20 000 k.J/m ³	Essence	46 000 k.J/kg
Acétylène	50 160 k.J/m ³	Propane	94 000 k.J/kg
Fuel	41 800 k.J/kg		

Le pouvoir calorifique d'un combustible (solide, liquide) est la quantité de chaleur que dégage la combustion complète de **1 kg** de ce combustible ou de **1 m³** (mesuré dans les conditions normales de température et de pression) s'il est gazeux. Cette quantité s'exprime en général en **J/kg** ou **k.J/m³**.

3- Production :

La chaleur est produite par transformation d'un **travail mécanique (frottements, compression de gaz)** ; **absorption** de son, de la lumière et de l'énergie électromagnétique en général ; **dispersion diélectrique** et **hystérésis magnétique** ; lors des **réactions chimiques** ; lors des **réactions nucléaires** et des désintégrations des substances radioactives.

Questions :

- 1- Qu'est-ce que la chaleur ?
- 2- Cite les différentes sources de chaleur.
- 3- Quels sont les modes de transmission de la chaleur ?
- 4- Quelle est l'unité de mesure de la chaleur ?
- 5- Qu'est-ce que le pouvoir calorifique ?

EXERCICES :

- 1- Pendant la saison froide, Mariam veut chauffer 2 litres d'eau pour sa toilette matinale.

Détermine la quantité de chaleur qu'elle doit fournir à cette eau pour porter sa température de 15°C à 45°C.

2- On fournit à une masse m de 100 g d'eau prise initialement à la température de 25°C, une quantité de chaleur de 2 k.J.

Trouve la température finale de cette eau. On donne $C_e = 4,18 \cdot 10^3 \text{ J/kg}^\circ\text{C}$.

VI- Electrification :

1- Définition :

L' **électrification** est une expression qui indique aussi bien le passage de **charges électriques** à travers une surface donnée (généralement la **section** d'un **conducteur**), que la **mesure** qui correspond à ce passage, et qu'on appelle plus exactement **intensité du courant électrique**, représentée par **i** et définie comme la **charge q** qui traverse la surface donnée dans l'unité de **temps t** : **$i = q / t$** .

Il consiste à arracher ou à apporter des **électrons** à un corps.

2- Classification :

On distingue **deux types** d'électricité :

- **Electricité positive** (corps chargés positivement de signe **+**) ;
- **Electricité négative** (corps chargés négativement de signe **-**).

3- Intensité et tensions électriques :

- **Définitions :**

- **L'intensité électrique** est le **débit d'électricité** qui circule dans un circuit électrique.

L'unité principale de mesure de l'intensité du courant est l'**Ampère (A)**. On utilise couramment les unités tels que :

- **le milli-ampère** : $1 \text{ mA} = 10^{-3} \text{ A}$
- **le micro-ampère** : $1 \text{ UA} = 10^{-6} \text{ A}$
- **le nano-ampère** : $1 \text{ nA} = 10^{-9} \text{ A}$
- **le pico-ampère** : $1 \text{ PA} = 10^{-12} \text{ A}$

L'instrument de mesure de l'intensité du courant est l'ampèremètre qui est toujours monté en série. Son symbole est **A**.

+ -----A----- -

On distingue **deux types** d'ampèremètre :

- **Ampère mètre à aiguille ;**
- **Ampère mètre digital.**

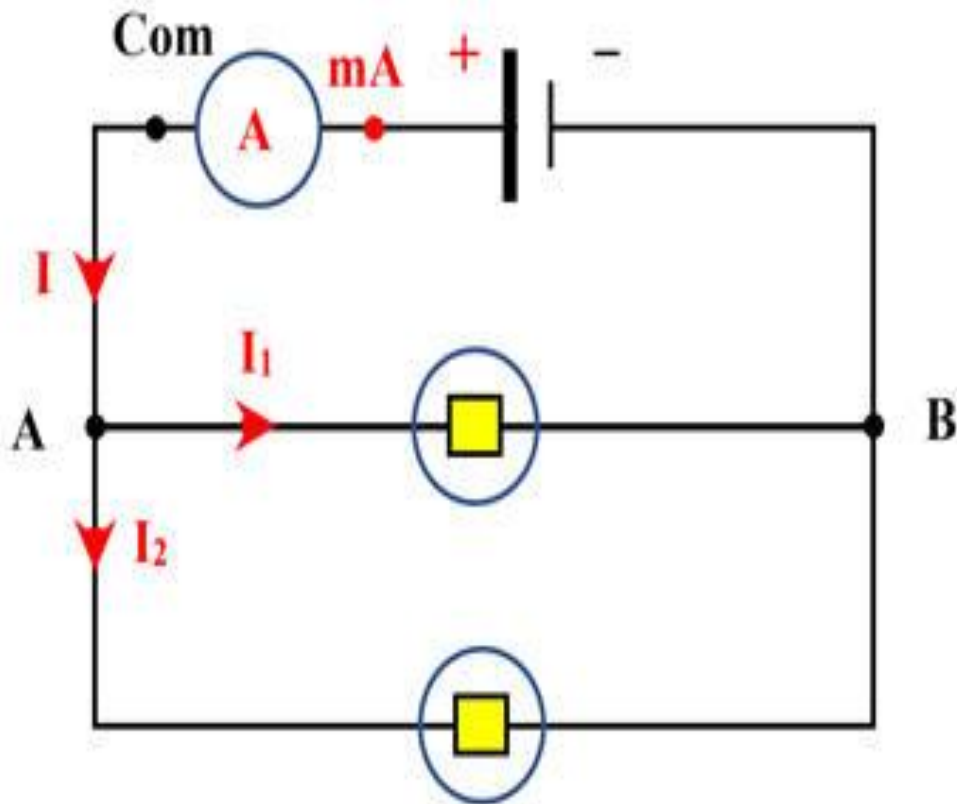


Ampèremètre

- **La tension** ou différence de potentiel électrique, expression issue de l'ancienne description

du **champ électrostatique**, comme altération élastique d'un hypothétique milieu appelé **éter**.

L'instrument de mesure de tension est le **voltmètre** de symbole (**V**).



Questions :

- 1- Qu'est-ce que l'électricité ?
- 2- Cite les différents types d'électricité.
- 3- Donne le nom de l'instrument de mesure de l'électricité et son symbole.
- 4- Quelles sont les unités de mesure de l'intensité du courant ?

4- Effets – sens :

a- Effet :

Le passage du courant électrique dans un circuit fermé produit des effets calorifique ou thermique, chimiques, magnétique.

- Effet calorifique ou thermique :

Il se manifeste par échauffement plus ou moins important de tout conducteur que le courant traverse.

L'effet calorifique trouve son application pratique dans les appareils de chauffage et d'éclairage électriques.

- Effet chimique :

Il se manifeste lors du passage du courant dans un **électrolyte** : on observe un dégagement gazeux ou un dépôt de métal. Les réactions de décomposition, les recharges de batteries sont des applications de l'effet chimique.

- Effet magnétique :

Des morceaux de fer sont attirés par un clou autour duquel est enroulé un fil conducteur traversé par un courant électrique.

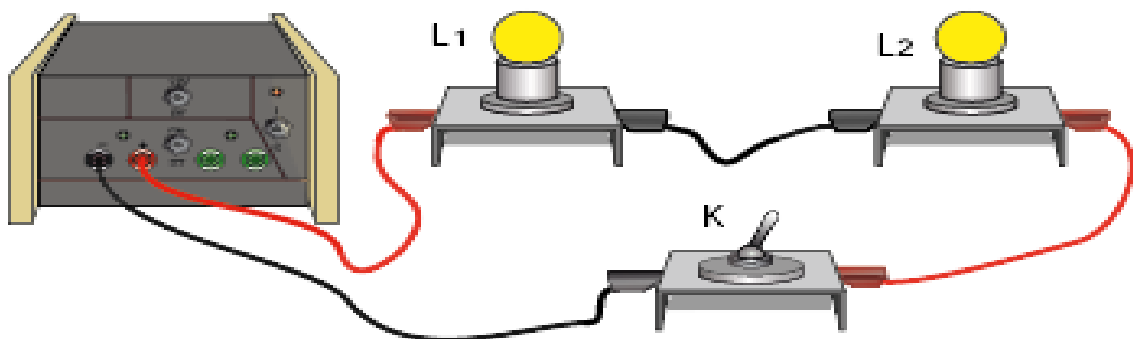
Les électro-aimants, les moteurs électriques, les clignotants... sont des applications de l'effet magnétique du courant.



(Générateur électrique)

b- Sens conventionnel du courant :

Dans une expérience d'électrolyse, lorsqu'on permute les bornes du générateur, les effets chimiques et magnétiques s'inversent. Ceci prouve que ces effets sont des phénomènes polarisés qui suivent les effets du courant.



(Circuit électrique)

CHIMIE :

I- Phénomènes physiques – phénomènes chimiques :

1- Définitions :

a- Phénomène physique :

Un phénomène physique est une transformation de la matière au cours de laquelle la **nature** propre des corps est conservée.

Exemple : La **solidification**, la **condensation**, la **vaporisation**.

b- Phénomène chimique :

Un phénomène chimique est une transformation de la matière au cours de laquelle des **espèces chimiques** disparaissent pour donner naissance à d'autres espèces chimiques.

Exemple: La combustion (charbon, bois, gaz, pétrole, soufre...)

$S + O_2 \rightarrow SO_2$ (soufre);

$C + O_2 \rightarrow CO_2$ (dioxyde de carbone), etc.

Les corps de départ sont appelés « **réactifs** » ou « **produits initiaux** » et les corps formés sont appelés « **produits finaux** ».

Questions :

- 1- Donne la différence entre un phénomène physique et un phénomène chimique.
- 2- Classe les phénomènes suivants dans la colonne qui convient :

Tableau :

Phénomènes	Chimiques	Physiques
Combustion de bois		
Dissolution du sel dans l'eau		
Combustion du pétrole		
Fusion de la glace		
Congélation des aliments		
Electrolyse d'une solution salée		
Cuisson d'un bœuf		

II- Mélanges et Combinaisons :

1- Définition :

On appelle **mélange** ou **combinaison**, un **ensemble** de **k éléments** pris dans un ensemble de **n éléments** (distincts), $k \leq n$; on parle de combinaisons simples si les répétitions ne sont pas admises ; dans le cas contraire, on parle de combinaison avec répétitions.

Une combinaison est une formation d'un composé à partir d'un ou de plusieurs corps qui s'unissent dans des proportions bien déterminées.

Exemples :

- Eau = $H + {}_2O$.
- Gaz carbonique = $C + O_2$.

2- Classification des mélanges :

On distingue deux types de mélange : le **mélange homogène** et les **mélange hétérogène**.

- **Mélange homogène**, type de mélange dans lequel il est impossible de distinguer les différents constituants même au microscope.

Exemple : l'eau sucrée ou salée, l'eau du robinet.

- **Un mélange hétérogène**, type de mélange dans lequel on peut distinguer les différents constituants à l'œil nu, à la loupe ou au microscope.

Exemple : Huile-eau, le sang, sable-riz, mil-gravier.

Questions :

- 1- Qu'est-ce qu'un mélange hétérogène, un mélange homogène, une combinaison ?
- 2- Donne deux exemples dans chaque cas.
- 3- Réponds par vrai ou faux :
 - a- Tous les gaz sont des mélanges.
 - b- Toutes les combinaisons sont des mélanges.
 - c- La matière est un mélange.

STRUCTURE DE LA MATIERE ET REACTIONS CHIMIQUES :

I- Atomes et molécules :

A- Atome :

1- Définitions :

- **Atome** est le constituant de base de toute chose, le « **grain** » de matière élémentaire. Une

molécule, quant à elle, est un **assemblage ordonné**, naturel ou artificiel, de différents atomes. Alors qu'il n'existe qu'un peu plus d'une centaine d'atomes différents, le nombre de molécules qui peuvent être assemblées semble infini.

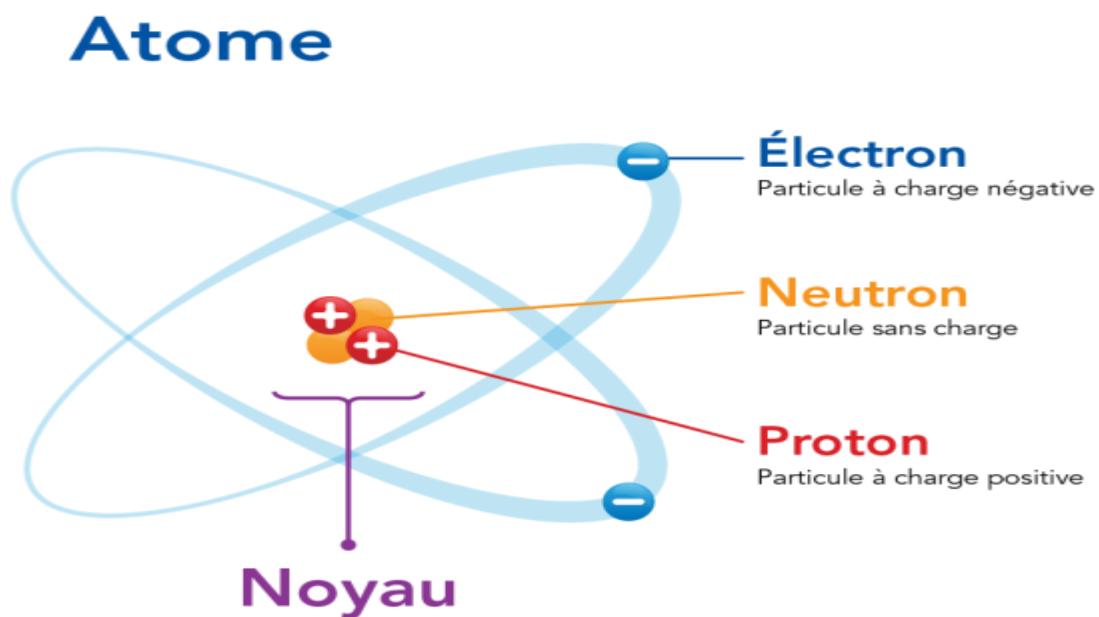
Les molécules sont partout, de l'air que nous respirons aux objets que nous fabriquons, en passant bien sûr par les êtres vivants dont elles sont les « **briques élémentaires** ».

- **Élément chimique**, est une substance qui ne contient qu'un seul type d'atome ; on dit que c'est un corps pur simple.

Exemple : l'eau est composée de deux types d'atomes : **oxygène** et **hydrogène** (H_2O).

- **Symbole**, tout élément chimique est représenté par un symbole. En principe, il s'agit de la première lettre (mise en majuscule). Mais, si le nom de plusieurs éléments commence par une même lettre, cette lettre est très souvent suivie d'une lettre minuscule.

Exemple : Hydrogène (**H**), oxygène (**O**), fer (**Fe**).



Structure de l'atome

2- Structure :

Il est possible de comparer la structure d'un atome à celle du Système solaire : le **noyau de l'atome** se trouve au centre (comme le Soleil), tandis qu'à sa périphérie gravitent les **électrons** (comme les planètes). Chaque type d'atome (ou **élément chimique**) possède un nombre fixe d'électrons (et de protons) : c'est le **nombre de charge** ou **numéro atomique** (noté **Z**).

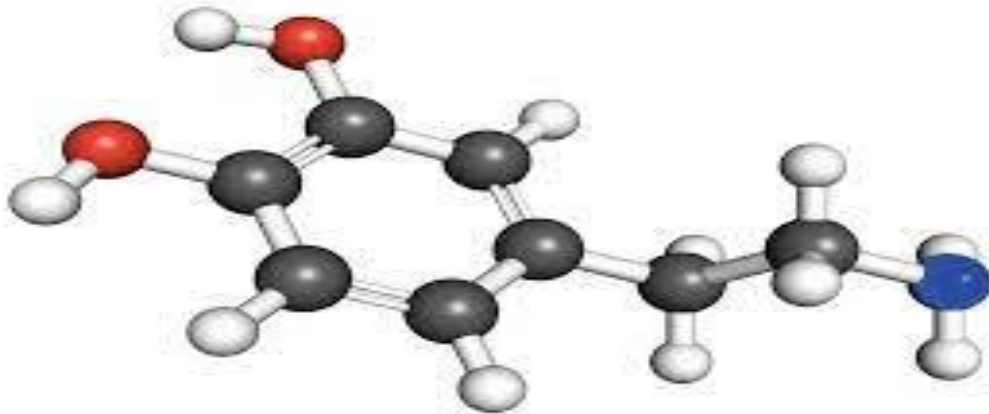
L'atome d'hydrogène ne possède **par exemple** qu'un seul électron, tandis que l'atome d'oxygène en possède huit. En 2003, l'élément chimique le plus lourd est l'ununhexium (c'est un élément radioactif créé artificiellement dans des accélérateurs de particules), de numéro atomique **116** (soit **116 protons**).

Les électrons d'un atome s'organisent par **couches électroniques** successives autour du noyau. Chaque couche électronique se situe à une certaine distance du noyau et ne peut contenir qu'un nombre limité d'**électrons** : **2** pour la première couche, **8** pour la deuxième, **18** pour la troisième... Les électrons se répartissent des couches les plus proches vers les plus éloignées du **noyau**.

B- La molécule :

1- Définitions :

- **Molécule** est la plus petite unité chimique d'un élément ou d'un composé, contenant toutes les particularités de cet élément ou composé.



Exemple : dans 0,012 kg de **carbone 12** (${}^{12}\text{C}$).

Dans **1 mole** entité, nous avons **N** entités élémentaires, soit un atome, une molécule ou un ion. $N = n - N$.

N est le nombre d'**Avogadro**. $N = 0,02.10^{24} \text{ mol}^{-1}$.

Avec **N** nombre de molécules, d'atomes ou d'ions.

n = nombre de moles.

$$n = \frac{V}{N} \quad \text{ou} \quad n = \frac{V_0}{V_0}$$

- **Corps simple** est un corps dont les molécules sont constituées d'atomes identiques.

Exemple : Hydrogène (H_2) ; azote (N_2) ; brome (Br) ; chlore (Cl).

- **Corps composé** est un corps dont les molécules sont constituées d'atomes différents.

Exemple : eau (H_2O) ; soude (NaOH) ; acide sulfurique (H_2SO_4).

EXERCICES :

1- Donne la liste des corps purs simples et des corps composés contenus dans le tableau suivant :

H_2O	H_2	O_2	CO_2	CH_4	N_2
--------	-------	-------	--------	--------	-------

2- Ecris la formule de la molécule qui est composée de :

- Deux atomes d'azote.
- Un atome de carbone et deux atomes d'oxygène.
- Deux atomes d'hydrogène, un atome de soufre et quatre atomes d'oxygène.

II- Classification périodique des éléments :

Pendant longtemps, les chimistes eurent pour but de découvrir les propriétés particulières à chaque corps. Ils avaient déjà observé les **analogies chimiques** entre certains corps.

En 1869, le chimiste russe **Mendéléïev**, après avoir classé les éléments par **masse atomique** croissante, les disposa sur un tableau en plaçant sur une même verticale, les corps qui présentaient les mêmes analogies chimiques.

Il avait laissé certaines cases vides dans ce tableau car il avait prévu l'existence d'autres éléments.

La classification proposée par **Mendeleïev** comprend des **périodes** ou **lignes** et des **groupes** ou **familles** ou **colonnes**.

TABLEAU PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS

Le tableau périodique des éléments est présenté avec les numéros atomiques et les masses atomiques. Un exemple de l'élément Fer (Fe) est détaillé :

- Masse atomique : 55.845
- Numéro atomique (nombre de protons dans le noyau) : 26
- Symbole chimique : Fe
- Nom : fer

La légende de classification est la suivante :

- ☐ métaux alcalins
- ☐ alcalino-terreux
- ☐ métaux pauvres
- ☐ métaux de transition
- ☐ métalloïdes
- ☐ non-métaux
- ☐ halogènes
- ☐ gaz rares

Sources : IUPAC, Wikimedia Commons

1- Structure du tableau périodique :

a- Les Périodes :

Le tableau périodique renferme **7 périodes** dont **3 courtes** et **4 longues**.

- **Périodes courtes**, la **première** ne renferme que deux éléments (**hydrogène H** et **l'hélium H₂**) ; tandis que les **deux autres** renferment **8 éléments** chacune.

- **Périodes longues**, la **4^{ème}** et la **5^{ème}** renferment chacune **18 éléments** chacune, la **6^{ème}** renferme **32 éléments** et la **7^{ème}** est incomplète.

b- Les Groupes :

Il existe deux **grands groupes** : le **groupe des métaux** et le **groupe des non- métaux**. Le tableau périodique est composé de **8 groupes** constitués de **8 sous-groupes** secondaires.

d- Groupe I :

C'est le groupe des **métaux alcalins** (**hydrogène H, lithium Li, sodium Na, potassium K**). Ces éléments ont tendance à céder (**perdre**) un électron pour saturer leurs couches électroniques périphériques.

e- Groupe II :

C'est le groupe des **métaux alcalins-terreux** (**Béryllium B₂, Magnésium Mg, Calcium Ca**). Ces métaux ont tendance à céder **deux électrons** pour saturer leurs dernières couches électroniques.

f- Groupe III :

C'est le groupe des **allogènes** (**Fluor F, Chlore Cl, Brome Br, Iode I**). Ces éléments ont tendance à capter (gagner) un électron pour saturer leurs couches électroniques périphériques.

g- Groupe IV :

C'est le groupe des **gaz rares** (**Hélium H₂, Néon Ne, Argon Ar, Krypton Kr**). Leurs dernières couches électroniques sont saturées. Les gaz rares ne sont pas prêts à capter ni à perdre un électron, donc ils n'admettent pas de réactions chimiques. On dit qu'ils sont **inertes**.

2- Importance de la classification périodique :

a- La Période : indique le nombre total de couches ou de l'élément possédé. Elle représente aussi le numéro de la dernière couche.

b- Le groupe : indique le nombre d'électrons se trouvant sur la dernière couche ou le nombre d'électron de valence.

Le groupe permet aussi de déterminer la valence d'un élément.

Comment ?

Du **groupe I** au **groupe IV**, la valence de l'élément est le numéro du groupe.

Exemple : **Na** est un élément du **groupe I**, alors sa valence est **1**.

Du **groupe 5** au **groupe 8**, la valence de l'élément est la différence de (**8** - le numéro du groupe).

Exemple : l'**oxygène O** est l'élément du **groupe VI**, alors sa valence est $(8 - 6) = 2$.

c- La valence d'un élément :

C'est le nombre d'électrons qu'il peut capter ou céder au cours d'une réaction.

d- Élément électropositif :

C'est un élément qui a tendance à perdre un ou plusieurs électrons pour avoir la structure électronique du gaz rare le plus proche dans la classification périodique, en le transformant en un **ion positif (cation)**.

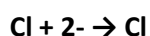
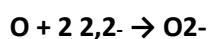
Exemple : Na et Mg sont des éléments électropositifs.



e- Élément électronégatif :

C'est un élément qui a gagné un ou plusieurs électrons pour avoir la structure électronique du gaz rare le plus proche en devenant un **ion négatif** ou (**anion**).

O, Cl sont des éléments électronégatifs.



3- Les Liaisons chimiques :

Les atomes ont une tendance naturelle à **remplir leurs couches électroniques externes** pour augmenter leur stabilité. Ainsi, ils sont souvent amenés à mettre en commun, avec d'autres atomes, certains des électrons (dits **électrons de valence**) de leurs couches externes.

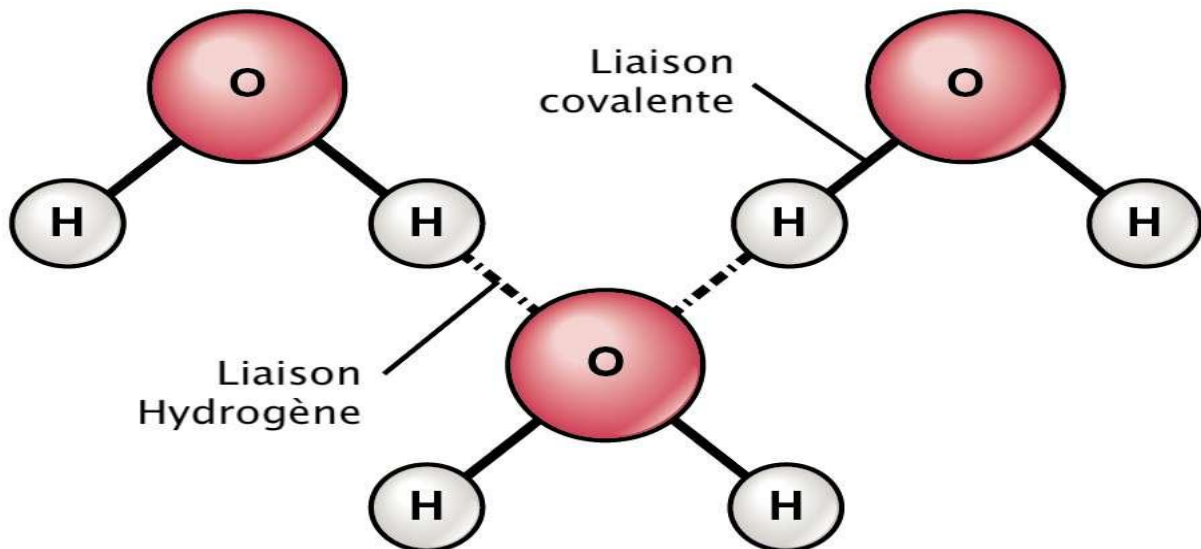
La **mise en commun de deux électrons de valence** entre deux atomes constitue une liaison forte appelée **liaison de covalence** : les deux atomes liés forment alors une **molécule**, c'est-à-dire un **assemblage électriquement neutre d'atomes**.

Selon sa structure électronique, un atome peut réaliser une ou plusieurs liaisons covalentes avec un ou plusieurs atomes. Ainsi la molécule d'eau, de formule chimique H_2O , est-elle constituée d'un atome d'oxygène (O) lié à deux atomes d'hydrogène (H) par deux liaisons covalentes simples. H_2O est une molécule triatomique, c'est-à-dire qu'elle est constituée de trois atomes.

Il existe également de très grosses molécules (naturelles ou artificielles) pouvant comporter des millions d'atomes : ce sont les **macromolécules**.

La plupart d'entre elles sont **synthétisées** (fabriquées artificiellement) par l'**industrie chimique**, comme les plastiques (plexiglas, polyester, etc.) ou les textiles (**Nylon**, **Tergal**, etc.). En revanche, la molécule d'ADN est une macromolécule biologique, dont la longueur est proche du **millimètre** (pour l'ADN humain).

C'est la molécule clé de toute forme de vie sur Terre : elle permet notamment de stocker et de transmettre l'information génétique au cœur des cellules de chaque être vivant.



(Schéma d'une liaison chimique)

EXERCICES :

- 1- Le noyau d'un atome contient 15 protons et 16 neutrons.
 - a- Donne le nombre d'électrons dans le nuage électronique.
 - b- Trouve son nombre de masse et son numéro atomique.
 - c- Identifie l'élément et donne son symbole chimique.

2- Un atome X a un nombre de masse $A = 14$, son noyau contient 7 neutrons.

a- Calcule le nombre de protons et d'électrons qu'il contient.

b- Donne le nom de cet élément.

III- Notion de valence :

1- Définition :

La valence est la capacité qu'a un **élément** de se combiner avec d'autres éléments pour donner des **composés**.

Autrefois, la valence était exprimée numériquement par le nombre d'**atomes d'hydrogène** pouvant se combiner avec un atome de l'élément considéré.

L'**hydrogène** avait été pris comme référence, comme présentant toujours un **pouvoir de combinaison** égal à **1**.

Ainsi, le **fluor**, le **chlore**, le **sodium**, le **lithium** sont des **monovalents**, car ils se combinent avec l'hydrogène dans le rapport de **1 à 1** ; le **calcium**, le **magnésium**, l'**oxygène** sont **bivalents** parce qu'ils se combinent avec l'hydrogène dans leur rapport de **1 à 2**, etc.

Quand un élément ne forme pas de composés avec l'hydrogène, sa valence peut se déduire du nombre d'atomes d'un autre élément monovalent qui se combinent avec l'élément considéré ; par **exemple** : le **zinc** est bivalent car il se combine avec **deux atomes** de **chlore** (monovalent) pour donner du **chlorure de zinc**.

Seuls quelques éléments n'ont dans leurs composés qu'une seule valence (par **exemple** : les **métaux alcalins** et **alcalinoterreux**), tandis que la plupart des éléments ont une valence qui varie suivant le composé que l'on considère ; le **civre** peut être monovalent (**composés cuivreux**) ou bivalent (**composés cuivriques**), l'**azote** **mono-**, **bi-**, **tri-**, **tétra-** et **pentavalent**, le soufre **bi-**, **tétra-** et **hexavalent**, etc.

Si **deux éléments** ont la même valence, ils se combinent dans le rapport de **1 à 1** ; si, au contraire, ils ont des valences différentes, le rapport suivant avec lequel ils se combinent est l'inverse du rapport de leurs valences ; ainsi, l'**oxygène** et l'**aluminium** qui ont respectivement pour valence **2** et **3** se combinent pour donner **Al₂O₃**.

Aujourd'hui, se fondant sur la **théorie électronique**, on exprime la valence des éléments par le nombre d'**électrons** qu'un élément est capable de céder, d'acquérir ou de mettre en commun avec d'autres éléments avec lesquels il forme une **combinaison**.

2- Classification :

On peut distinguer les concepts de **valence effective** et de **valence formelle** d'un élément.

- **La valence effective** est la charge électrique, exprimée en unités électroniques, effectivement présente autour de l'élément ; elle dépendra du type de liaison chimique à laquelle l'élément participe.

- **La valence formelle** est déterminée, quant à elle, en attribuant complètement les électrons qui interviennent dans une liaison chimique donnée entre **deux éléments** à celui qui est le plus **électronégatif**.

Par exemple : dans le composé **acide chlorhydrique (HCl)**, le **chlore** est beaucoup plus électronégatif que l'**hydrogène**, donc les **deux électrons** engagés dans la liaison **H – Cl** sont attribués au **chlore** qui aura par conséquent un électron de plus qu'il n'en avait dans l'état d'atome isolé, tandis que l'**hydrogène** en aura un de moins.

La valence formelle du **chlore** est ainsi **-1**, celle de l'**hydrogène** **+1** ; on peut donc écrire la formule du composé : **H⁺ - Cl⁻**.

En réalité, cette subdivision est formelle, car le pourcentage de caractère ionique dans la liaison **H – Cl** est seulement de **17%** ; c'est pourquoi la charge effective (c'est-à-dire la valeur effective) des **deux atomes** est **+ 0,17** pour l'**hydrogène** et **- 0,17** pour le **chlore**.

La valence formelle d'un élément est synonyme de **degré** (ou **nombre**) d'**oxydation** et, en définitive, désigne aussi la valence en dans le langage courant.

EXERCICE :

Détermine la valence des éléments Zinc (Zn), Sodium (Na), Calcium (Ca), Azote (N), Aluminium (Al) dans les composés suivants : ZnCl₂ ; NaCl ; CaO, NH₃ ; AlCl₃.

Ecris chacun de ces composés en représentant symboliquement la valence des éléments.

IV- Notation chimique :

Les atomes sont des entités très petites à l'échelle humaine. Aussi, pour faciliter la manipulation des atomes, les chimistes les utilisent par groupe appelé mole.

1- Définitions :

- La mole :

La mole est la quantité de matière d'un système contenant autant de particules qu'il y a d'atomes de carbone réels dans 12 g de carbone.

Elle est représentée par le symbole (**mol**), unité de mesure de la quantité de matière dans le système S.I.

- Le Volume molaire d'un gaz :

Le volume molaire d'un gaz est le volume d'une mole de ce gaz.

$V_0 = 22,4 \text{ l/m}$ ou l.mol^{-1} .

Dans les conditions normales de température ($T_0 = 273 \text{ K}$) et de pression ($P_0 = 1,013 \cdot 10^5$)

- La Masse molaire atomique :

La masse molaire atomique est la masse d'une mole d'atome. Elle s'exprime en g/mol^{-1} .

$M/C = 12\text{g/mol}^{-1}$.

- **La Masse molaire moléculaire :**

La masse molaire moléculaire est la masse d'une mole de molécule. Elle correspond à la somme des masses molaires atomiques des différents éléments entrant dans la composition du corps.

Exemple: $M(\text{CO}_2) = M(\text{C}) + M(\text{O}) \times 2$

$$= 12 + 16 \times 2$$

$$= 12 + 32 = 44 \text{ g/mol}$$

2- Loi d'Avogadro-Ampère :

Dans les mêmes conditions de température et de pression, les volumes égaux de n'importe quel gaz renferment les mêmes nombres de mole.

EXERCICES :

1- Détermine la masse molaire des composés suivants : l'anhydride sulfureux SO_2 , la soude

Caustique NaOH , l'acide chlorhydrique HCl , l'acide sulfurique H_2SO_4 , le sulfure de fer FeS , le trioxyde d'aluminium Al_2O_3 .

$M(\text{S}) = 32 \text{ g/mol}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$; $M(\text{Na}) = 23 \text{ g/mol}$; $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$; $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$; $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g/mol}$; $M(\text{Al}) = 27 \text{ g/mol}$.

2- Ecris la formule des composés suivants : dioxyde de carbone, bromure d'hydrogène,

trichlorure d'aluminium, tétrachlorure de carbone, oxyde magnétique de fer (III), oxyde de sodium.

3- Détermine la masse molaire d'un gaz donné si un litre de ce gaz a une masse de 2 g dans les conditions normales.

4- Calcule :

a- Le nombre de moles d'atomes de fer dans 1,67 g de fer.

b- Le nombre d'atomes de fer dans 1,67 g de fer.
 $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g/mol}$; $N = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

V- Réactions et Equations chimiques :

Une réaction chimique est une transformation de la matière au cours de laquelle des **espèces chimiques** mises en réaction disparaissent pour donner naissance à d'autres espèces chimiques.

Exemple: $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$ (soufre);

$\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$ (dioxyde de carbone), etc.

Les corps de départ sont appelés « **réactifs** » ou « **produits initiaux** » et les corps formés sont appelés « **produits finaux** ».

A- La Réaction de décomposition :

Exemple : analyse de l'eau par le courant électrique

$\text{H}_2\text{O} \text{ ----> } \text{H}_2 + 2 \text{O}_2$.

1- Densité d'un gaz par rapport à l'air :

a- Définition :

La densité d'un **gaz** par rapport à l'**air** est le quotient de la masse d'un certain volume de ce gaz par rapport à la masse du même volume d'air (les **deux volumes** étant mesurés dans les mêmes conditions de température et de pression).

m (masse du gaz)

d = -----

m (masse de l'air)

2- Description de l'expérience :

Un courant de **dihydrogène** est envoyé sur l'**oxyde de cuivre II** (oxyde cuivrique **CuO**) chauffé à environ **410°C**.

Progressivement, l'oxyde de cuivre noir est remplacé par un corps solide d'aspect métallique et rougeâtre.

Le gaz qui s'échappe à l'extrémité du tube donne par condensation sur une paroi froide des gouttelettes d'eau.

L'équation bilan s'écrit :

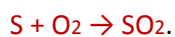


B- Equation bilan d'une réaction – Loi de Lavoisier :

1- Définition :

Equation bilan d'une réaction est la représentation schématique de cette réaction chimique.

Exemple : la réaction de combustion du **soufre**, son équation s'écrit :



Le bilan d'une réaction se traduit par :

c- la conservation des éléments.

d- la conservation du nombre des atomes.

2- Loi de Lavoisier :

Au cours d'une réaction chimique la masse des réactifs est égale à la masse des produits formés.

3- Réaction stœchiométrique :

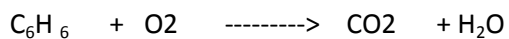
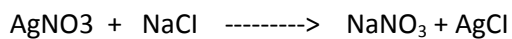
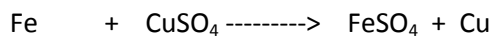
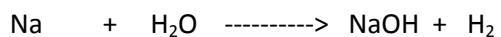
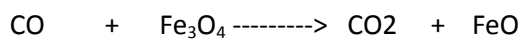
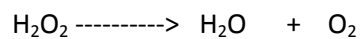
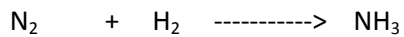
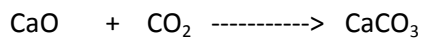
Une réaction stœchiométrique est une réaction au cours de laquelle tous les réactifs disparaissent totalement.

4- Réaction non stœchiométrique :

C'est une réaction au cours de laquelle un seul réactif disparaît, appelé **réactif en déférence**.

EXERCICE :

Équilibrez s'il y a lieu les équations suivantes :



VI- Combustion :

1- Définition :

Réaction chimique d'oxydation d'un **combustible** par un **carburant** (air ou **oxygène**), se produisant en général avec une vitesse élevée et un important dégagement d'**énergie thermique**, ce qui permet d'atteindre des températures élevées.

On désigne sous le nom de combustion l'oxydation des éléments inflammables de **matériaux combustibles** ; c'est une réaction **exothermique**.

Ces matériaux contiennent principalement du **carbone C** et de l'**hydrogène H** dont la combustion donne naissance au **gaz carbonique CO₂** et de la **vapeur d'eau H₂O**.

Le procédé de combustion est déclenché dans le cas de combustibles **solides** par **réchauffage**, et dans le cas de combustibles **liquides** ou **gazeux** par déplacement momentané de la limite d'inflammabilité à l'aide d'étincelles d'allumage.

2- Pouvoir calorifique :

La température qu'on obtient du **pouvoir calorifique** du combustible, du type de carburant utilisé et du rapport **combustible-carburant**.

La quantité de chaleur libérée lors de la **combustion complète** d'un matériau est appelée **chaleur de combustion** (k.j/kg ou k.j/m³). L'**indice n** de mⁿ3 signifie que l'analyse a été amenée aux conditions de références (volume neutre).

Pour les matériaux combustibles qui contiennent de l'**hydrogène** et par conséquent pour lesquels on retrouve de la vapeur d'eau dans les produits de combustion, on distingue le **pouvoir calorifique supérieur** et le **pouvoir calorifique inférieur** suivant que l'on prend en compte ou non la chaleur de **vaporisation** de l'eau des gaz brûlés.

La différence entre ces **deux** pouvoirs calorifiques correspond donc à la chaleur de vaporisation de l'eau.

Dans la plupart des cas l'eau se trouve à l'état de vapeur dans les gaz brûlés si bien qu'en général les calculs relatifs à la combustion se font à partir du pouvoir calorifique inférieur. On a donc :

$$(PCS) = (PCI) + r_w \text{ en k.j/kg ou k.j/m}^3$$

r = chaleur de vaporisation de l'eau = 2 500 k.J/kg soit 2 000 k.l/m³ à 0°C

w = quantité d'eau contenue dans les gaz brûlés en kg/kg ou m³/m³.

Pour les combustions solides et liquides (d'après **Boie**) :

$$PCI \approx 34,8 e + 93,9 h + 10,5 s + 6,3 n - 10,8 o - 2,5 w \text{ en M.J/kg}$$

c = teneur en carbone kg/kg

h = teneur en hydrogène kg/kg

n = teneur en azote kg/kg

o = teneur en oxygène kg/kg

s = teneur en soufre kg/kg

w = teneur en eau kg/kg

Pour **coke** :

$$PCI = 33\,200 (1 - s - w) - 2\,500 w \text{ en k.j/kg}$$

a = teneur en cendre kg/kg

pour le **fuel** domestique on peut prendre en l'absence d'indications :

$$PCI = 42\,000 \text{ k.j/kg.}$$

Pour les combustions résultant du mélange de plusieurs gaz, le pouvoir calorifique est égal à la somme du pouvoir calorifique de chaque gaz :

$$PCI = 10,78 H_2 + 12,62 CO + 35,87 CH_4 + 59,48 C_2H_4 + 56,51 C_2H_2 \text{ en M.J/m}^3$$

$$PCS = 12,75 H_2 + 12,62 CO + 39,81 CH_4 + 63,42 C_2H_4 + 58,48 C_2H_2 \text{ en M.J/m}^3$$

avec H₂ = teneur en hydrogène en m³/m³

CO = teneur en oxyde de carbone en m³/m³, etc.

Les égalités précédentes doivent être complétées lorsque les combustions contiennent d'autres éléments.

Pour avoir une combustion complète et profiter ainsi entièrement de l'énergie chimique disponible, on opère avec un excès de carburant (variable suivant le type de combustible et l'appareil utilisé) par rapport à la quantité théoriquement nécessaire; l'augmentation au-delà d'une certaine limite de l'excès de carburant n'est pas opportune, car elle provoque une diminution de la **température** maximale qu'on peut obtenir.

VII- Formation de la rouille : la corrosion

1- Définitions :

- **Rouille**, produit poreux, rouge brun qui se forme sous l'action de l'**oxygène**, de l'**eau** et des impuretés du métal.

La formation de la rouille est une véritable réaction chimique. Le constituant essentiel de la rouille est l'**oxyde ferrique** (ou **oxyde de fer III**) de formule Fe_2O_3 .

- **Corrosion**, **phénomène** de nature physicochimique qui provoque la **détérioration** progressive d'une **substance**, généralement un **métal**, sous l'effet d'agents extérieurs.

2- La Corrosion :

On peut distinguer essentiellement une **corrosion chimique** et une **corrosion électrochimique**.

a- Corrosion chimique :

Elle peut être causée par les agents atmosphériques (**oxygène**, **humidité**, **anhydride carbonique**, **anhydride sulfureux** et autres produits de dégagement provenant de l'industrie) ; elle consiste généralement en la transformation des métaux en **oxydes**.

La couche d'oxyde formée superficiellement est dans certains cas **squameuse**, peu compacte (**par exemple**, la **rouille** formée sur le **fer** par l'**oxygène** et l'**humidité** de l'**air**), et la corrosion continue ainsi son action sur la couche sous-jacente jusqu'à dégrader complètement le métal.

Dans d'autres cas, la couche superficielle d'oxydation adhère fortement et de façon uniforme au métal ; elle constitue alors une protection contre une corrosion ultérieure ; un tel phénomène, dit **passivation**, se manifeste en particulier dans le cas de l'**aluminium** et du **chrome**.

Un autre type de corrosion chimique est celle qui se produit sous l'action de produits chimiques corrosifs (**par exemple**, le **tantale** est en pratique l'unique métal qui résiste à l'**acide chlorhydrique** concentré) ; la **résine** plastique **téflon** est pratiquement aussi inerte que le **verre**.

b- Corrosion électrochimique :

Elle se produit quand **deux métaux** différents au contact l'un de l'autre sont plongés dans une solution saline ; il se forme alors une véritable **pile**, ce qui entraîne la corrosion du métal le moins noble.

Un cas très fréquent de corrosion électrochimique est celui des parties métalliques placées dans des terrains humides.

La corrosion électrochimique d'un objet métallique peut se ramener au schéma suivant : la **partie anodique** se corrode ; la **partie cathodique** est constituée par une partie métallique qui ne se corrode pas; la **partie électrolytique** est constituée par un milieu humide de contact entre les **deux parties** métalliques.

La corrosion de la partie anodique est accompagnée du passage d'un courant dans l'**électrolyte**, courant qui va de l'**anode** vers la **cathode**.



(Formation de la rouille)

3- Lutte contre la corrosion :

Pour lutter contre la corrosion des métaux, on doit :

- Empêcher tout contact du métal avec l'atmosphère en le recouvrant de peinture, de vernis, de matière plastique, ou en le couvrant d'une couche d'un autre métal inaltérable.

- Elaborer des **alliages** inoxydables (acier, nickel ou chrome).

EXERCICE :

Le père de Moussa a un autobus ayant une carrosserie de surface totale égale à 10 m^2 . Il le recouvre de couches de peinture ayant chacune une épaisseur de $0,2 \text{ mm}$.

Calcule le nombre de litres de peinture utilisée.

FONCTION ACIDE – BASE ET SEL :

Généralité :

Classes étroitement liées de composés chimiques qui, en se combinant, donnent naissance aux **sels**.

Il n'existe pas en chimie moderne de définition universellement acceptée pour **acide** et **base**, et les différentes théories donnent des définitions qui ne se recouvrent pas entièrement ; de plus, il est impossible d'établir une limite très nette entre les substances appartenant à une classe ou à l'autre.

La plus simple définition moderne, bien qu'incomplète, retient pour acides les substances qui se dissocient en solution aqueuse, libérant des **ions hydrogène (H^+)**, et pour bases celles qui se dissocient en libérant des **ions oxhydriles**, ou **hydroxyles (OH^-)**.

Cette définition se réfère directement à l'eau, qui se dissocie toujours faiblement en **ions hydrogène** et **ions hydroxyles** selon l'équation $\text{H}_2\text{O} = \text{H}^+ + \text{OH}^-$.

La mesure de la dissociation de l'eau se est exprimée par une constante dite **produit ionique (K_e)** donnée par le produit des concentrations des deux ions.

Dans des conditions normales, pour l'eau à 23°C , on a **$K_e = 10^{-14} \text{ mol}^{-1}$** et, de la, en considérant l'eau comme élément de référence neutre, c'est-à-dire ni acide ni basique, on admet la concentration des deux types d'ions égale à **10^{-7} mol^{-1}** .

Pour des raisons historiques, l'intérêt s'est porté sur la concentration des ions hydrogène, exprimée par le **logarithme** de leur concentration en solution aqueuse (**pH**).

Puisqu'on a dans le cas de l'eau **pH = 7**, cette valeur a été choisie pour désigner la neutralité ; si la valeur est inférieure (**ions H+ en excès**) la substance est acide, si la valeur est supérieure (**ions H+ en défaut**) la substance est basique.

A- Les Acides :

1- Acide chlorhydrique :

a- Propriétés physiques :

Composé binaire du **chlore** avec l'**hydrogène**, de formule **HCl**. C'est un gaz incolore, d'odeur irritante, liquéfiable à **- 83,7°C**.

b- Propriétés chimiques :

L'acide chlorhydrique est un liquide incolore à l'état pur, mais dans le commerce, les acides chlorhydriques sont colorés en jaune.

En solution aqueuse aux **35-38%** de son poids, il est vendu dans le commerce sous le nom d'**acide mariatique**. Dans la nature, on le trouve dans les émanations volcaniques et dans le suc gastrique (le suc gastrique humain en contient jusqu'à **0,5%**).

L'acide chlorhydrique agit sur les indicateurs colorés, attaque certains métaux comme le fer, zinc, aluminium, magnésium.

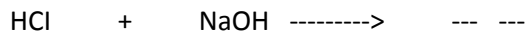
c- Utilisation :

L'acide chlorhydrique est utilisé dans la production d'une vaste gamme de composés organiques, comme **réactif** en **chimie analytique**, comme **catalyseur** en **chimie organique**, dans la production de

chlorures métalliques, de **gommes (chloroprènes)**, dans le polissage des métaux ou dans la fabrication de matières plastiques (**P.V.C.**).

EXERCICES :

a- Complète puis équilibre s'il y a lieu les équations suivantes :



b- On veut obtenir 5 litres d'hydrogène mesurés dans les conditions normales en attaquant le zinc, le fer et l'aluminium par une solution d'acide chlorhydrique.

Détermine la masse de chacun de ces métaux qu'il faut utiliser.

$M(\text{Zn}) = 65 \text{ g/mol}$; $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g/mol}$; $M(\text{Al}) = 27 \text{ g/mol}$; $V_0 = 22,4 \text{ l/mol}$.

2- Acide sulfurique :

a- Propriétés physiques :

Composé chimique de formule **H_2SO_4** , correspondant au degré d'oxydation **+6** du **soufre**. Il existe à l'état libre ou sous forme de **sels** ou d'**éthers**. C'est un **liquide sirupeux**, **p. C. 10°C** , **p. éb. 317°C** , **dens. $1,85 \text{ g/cm}^3$** .

L'acide sulfurique est un liquide incolore et visqueux ; plus lourd que l'eau, il est aussi très volatil.

b- Propriétés chimiques :

En solution, il se dissocie en libérant **deux ions hydrogène (H⁺)** ; cette **dissociation** est pratiquement complète dans le **premier stade** (production de H⁺ et de HSO₄⁻) et elle est très poussée aussi dans la **deuxième phase** (production de H⁺ et de SO₄⁻²) / C'est donc un acide très fort. Ses sels sont les **sulfates**.

L'acide sulfurique réagit sur les indicateurs colorés comme le fait l'acide chlorhydrique, conduit le courant électrique ; c'est un **électrolyte**.

c- Utilisation :

L'acide sulfurique est le produit le plus important de l'industrie chimique : il est nécessaire, directement ou indirectement, à la fabrication d'une bonne partie d'autres produits chimiques.

Environ les **deux tiers** de la quantité produite sont utilisés pour la fabrication d'**engrais** (principalement du **sulfate d'ammonium** à partir de l'**ammoniac synthétique**, et d'**engrais phosphatiques** variés provenant de phosphorite naturelle) et de **sulfate de cuivre** à usage agricole ; le reste est employé principalement dans le **raffinage** des **pétroles** par **désulfuration**, dans la **nitration** des produits organiques (d'où des produits intermédiaires, des **explosifs**) dans la fabrication d'autres acides et de sulfates.

L'acide sulfurique est commercialisé sous forme de d'acide concentré à **66° Bé**, dit encore **monohydrate** (car, correspondant presque à **100%** de H₂SO₄, il provient de la combinaison d'une molécule d'**anhydride sulfurique SO₃**, avec une molécule d'**eau**), ou encore sous forme d'acides plus dilués, à savoir **52° Bé** (correspondant en poids à environ **65%** de H₂SO₄), appelé **acide des chambres**, et à **60° Bé** (environ **80%** en poids) appelé **acide du Glower**.

Il existe ensuite les **oléums**, ou **acide sulfurique fumant**, à savoir des solutions d'anhydride sulfurique dans l'acide sulfurique.

L'acide sulfurique concentré et l'oléum peuvent être conservés et transportés dans des récipients en **acier** courant ; l'acide dilué demande des récipients dont l'intérieur est tapissé de **plomb**, de **matières plastiques** convenablement choisies ou de **matériaux céramiques**.

3- Fonction acide :

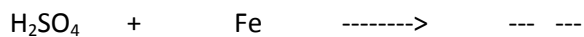
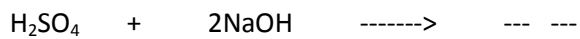
L'étude des acides chlorhydrique et sulfurique nous a permis de constater qu'ils présentent en commune un ensemble de propriétés qui se traduit par une série de réactions chimiques de même type : c'est la **fonction acide**.

La fonction acide se caractérise par un certain nombre de propriétés générales :

- La solution acide a une saveur aigrelette.
- Les acides agissent sur les indicateurs colorés.
- En solution aqueuse, les acides deviennent des électrolytes.
- Acide + Base -----> Sel + Eau.
- Les acides attaquent les métaux en dégageant de l'hydrogène.

EXERCICES :

1- Complète et équilibre s'il y a lieu les équations suivantes :



2-

a- Ecris l'équation de la réaction de l'acide sulfurique étendu et froid sur le zinc.

b- Donne le volume d'hydrogène obtenu par l'attaque de 6,5 g de zinc.

$M(\text{Zn}) = 65 \text{ g/mol}$; $M(\text{S}) = 32 \text{ g/mol}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$; $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$; $V_0 = 22,4 \text{ l/mol}$.

B- Les Bases - Sels :

1- **Généralité :**

Bases, corps composé qui neutralise un acide en libérant un sel et de l'eau et dont la molécule contient un ou plusieurs radicaux oxydryles **OH**.

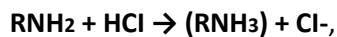
Sels, composés chimiques, dérivant d'une **réaction** entre **acides** et **bases**, **minéraux** ou **organiques**.

Les sels minéraux sont en général solides à la température ordinaire et sont les constituants principaux de la croûte terrestre.

Si l'on désigne par **AH** un acide donné, par **BOH** une base donnée, la réaction la plus simple (dite **neutralisation**) pour obtenir un sel est la suivante : **AH + BOH → AB + H₂O**, où **AB** est le sel.

Dans un sens plus général, les sels se forment par action d'une substance basique qui peut mettre en commun une paire d'**électrons** avec une **substance acide** qui possède une **lacune électronique**.

C'est ce qui se passe, par exemple : dans la formation de sels organiques à partir d'une **amine (RNH₂)** et d'**acide chlorhydrique (HCl)** :



où l'**azote** de l'amine a une paire d'électrons qu'elle peut fournir, faisant **fonction** de base, à l'**hydrogène** de l'acide chlorhydrique qui, sous forme de **proton H⁺**, renferme une lacune électronique.

Pratiquement, tous les sels mis en **solution aqueuse** se dissocient en un ou plusieurs **cations (B⁺)**, dans le cas d'un **sel AB**) et en un ou plusieurs **anions (A⁻)** ; les uns et les autres sont responsables de la **conductibilité électronique** de l'eau.

L'acide ou la **basicité** donnée à l'eau par **dissolution** d'un sel, est précisément due aux réactions d'**hydrolyse** différentes de ces **ions**.

Dans le cas où les sels dérivent d'acides ou de bases forts, les **ions B⁺** et **A⁻** ne subissent aucune hydrolyse et le **sel AB** ne modifie pas le **pH** initial de l'eau (**pH = 7** à **25°C**).

C'est ce qui se passe avec le sel de cuisine usuel ou **chlorure de sodium (NaCl)**.

2- Classification :

Suivant leur action sur l'eau, les sels se divisent en **sels à réaction acide**, **sels à réaction basique**, **sels à réaction neutre**.

Cette **classification** ne doit pas être confondue avec celle qui les classe en **sels neutres**, **acides** et **basiques**.

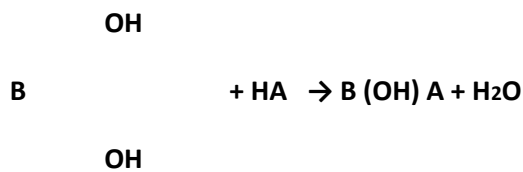
- **Les sels neutres** sont ceux dans lesquels tous les **atomes** d'hydrogène de l'acide ont été

Remplacés par des **cations métalliques** : par exemple, l'**acide sulfurique H₂SO₄** a **deux atomes** d'hydrogène susceptibles d'être remplacés. Le sel neutre est celui qui correspond à la formule **Me₂SO₄** (**Me** est un métal donné **monovalent**).

- **Le sel acide** (toujours en se référant à l'acide sulfurique) est celui dans lequel il reste encore **un atome** d'hydrogène à remplacer, et qui peut donc être représenté par la formule **MeHSO₄**. Pour les acides contenant plus de **deux atomes** d'hydrogène (par exemple, l'**acide phosphorique H₃PO₄**), on a **deux types** de sels suivant qu'il reste encore **un** ou **deux atomes** d'hydrogène à remplacer.

- **Les sels basiques** enfin sont ceux dont la molécule contient **un** ou **plusieurs** groupes

Oxydyle (OH), c'est-à-dire ceux qui dérivent formellement de bases du type **B (OH)₂** ou **B (OH)₃**, ou un des groupes **OH** ont été neutralisés par un acide :



où **B(OH)A** est un sel basique. Les sels qui contiennent des cations de métaux différents liés au même anion sont appelés **sels doubles**.

a- Hydroxyde de sodium :

- **Propriétés physiques :**

Élément chimique (Na), n. at. 11, p. at. 22,9898, p. f. 97,8°C, p. éb. 892°C, dens. 0,97g/cm³, réseau cristallin cubique centré.

C'est un des éléments les plus courants : il appartient à la famille des **éléments alcalins** dont il est, avec le **potassium**, le plus abondant dans la **nature**. Il est qualifié de caustique, d'où le nom de soude caustique.

- **Propriétés chimiques :**

De couleur **blanc argent, mou**, il s'oxyde rapidement dans l'**air** en présence de **vapeur d'eau** ; on le conserve dans du **pétrole**, car il peut décomposer l'eau avec violence en libérant de l'**hydrogène** ; il brûle l'air avec une **lumière** jaune intense.

Ses **sels** sont très répandus dans la **croûte terrestre** ; parmi ses composés, le plus typique est le **chlorure de sodium (NaCl)** présent dans l'eau de mer et constituant le **sel gemme**.

La soude est un électrolyte, c'est-à-dire qui laisse passer le courant électrique.

- Extraction :

La préparation de l'élément sodium est fondée sur l'**électrolyse** du chlorure de sodium fondu : le chlorure se dirige vers l'**anode** de **graphite** et le sodium est recueilli à la **cathode** en fer.

A l'état d'élément, le sodium, en raison de son pouvoir réducteur énergétique, est employé dans de nombreuses réactions de réduction ; il est également utilisé comme réducteur sous forme d'**amalgame** ; à l'état fondu, il sert de liquide échangeur de chaleur pour les réacteurs nucléaires, et est utilisé dans la préparation de nombreux composés.

La **détermination qualitative** du sodium est facile puisque tous ses composés, spécialement le **chlorure**, donnent à la **flamme** du **bec Bunsen** une intense coloration jaune.

Au contraire, la **détermination qualitative** du sodium est très difficile : elle peut se faire par voie **gravimétrique** comme chlorure ou **sulfate de sodium**, ou encore comme **acétate d'uranyle**, de **zinc** et de **sodium**, si le potassium est aussi présent.

Actuellement, il existe des **électrodes** spécifiques qui permettent un **titrage potentiométrique** direct.

b- Hydroxyde de calcium :

- Propriétés physiques :

Elément chimique (Ca), n.at.20, p.at. 40,08, p. 810°C, p.éb. 1170 °C, dens. 1,55 g/cm³.

C'est un métal blanc argenté à structure réticulo-cristalline cubique à faces centrées ; il est très répandu à la surface de la terre sous forme de minéraux, et surtout de **calcaires** : il en constitue les **3,45%**.

L'hydroxyde de calcium ou **chaux éteinte** donne avec l'eau le lait de chaux et l'eau de chaux.

- Propriétés chimiques :

Le métal peut être obtenu par électrolyse du **chlorure** fondu ; à l'état élémentaire, il est principalement utilisé dans divers alliages et comme **désoxydant**. Appartenant à la famille des

éléments **alcalinoterreux**, le calcium a un comportement métallique typique : il décompose l'eau en libérant de l'**hydrogène** et est facilement oxydable.

Dans ses composés, il présente exclusivement le degré d'oxydation **+2** : l'**oxyde de calcium CaO**, constitue la chaux vive ; le **carbonate de calcium CaCO₃** est un constituant des **marbres**, des **concrétions calcaires**, de la **Pierre à chaux**, mais on peut aussi l'obtenir artificiellement et il est utilisé dans diverses industries (**pigments, papier**) ; le sulfate de **calcium CaSO₄** dans sa forme **bihydrate** constitue le **gypse**.

Le calcium peut également former des complexes chimiques : avec l'acide **éthylènediamine-tétracétique**, par exemple, il donne des **complexes chélateurs** appelés **sequestrènes**, utilisés comme engrais et pour adoucir l'eau.

Le calcium contenu dans les **eaux de source** et les **eaux marines**, dans tous les **organismes animaux** et **végétaux**, dans les **os**, dans les **dents**, etc. est un élément essentiel de la **vie**.

3- La fonction Base :

L'étude de la soude (**NaOH**) et de la chaux éteinte (**Ca(OH)₂**) montre que ces corps renferment dans leur formule un groupement **oxhydyle OH** uni à un métal.

L'ensemble des propriétés communes aux bases caractérise une même fonction chimique : c'est la fonction base.

Les bases présentent les propriétés générales :

- Ils réagissent sur les indicateurs colorés.
- Ils conduisent le courant électrique.
- Ils neutralisent un acide en donnant un sel et de l'eau
Acide + Base -----> Sel + Eau.
- Ils réagissent sur certains métaux avec un dégagement d'hydrogène.

EXERCICE :

On fait agir 40 g de soude pure sur 40 g d'acide chlorhydrique pur.

- a- Donne le nom du produit formé en plus de l'eau.
- b- Trouve le réactif en excès.
- c- Calcule la masse de cet excès.

4- Fonction sel :

Les acides réagissent vivement sur les bases pour donner un sel et de l'eau.

On peut définir un sel comme un corps composé qui résulte de la neutralisation d'un acide par une base ou inversement.

Acide + Base -----> Sel + Eau. Cette réaction de neutralisation s'appelle **salification**.

HCl + NaOH -----> NaCl + H₂O + Q (chaleur).

La plupart des sels sont solubles dans l'eau. Certains y sont peu solubles, d'autres insolubles. Fondus ou en solution aqueuse, les sels sont des électrolytes. Un acide décompose un sel pour donner un nouveau sel et un nouvel acide.

EXERCICE :

On fait agir de l'acide sulfurique sur 15 g d'hydroxyde de sodium.

- a- Ecris l'équation de la réaction et nomme le sel formé.
- b- Détermine la quantité d'acide utilisée.

$M(\text{Na}) = 23 \text{ g/mol}$; $M(\text{S}) = 32 \text{ g/mol}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$.