

MINISTERE DE L'EDUCATION
NATIONALE
ACADEMIE D'ENSEIGNEMENT
CENTRE D'ANIMATION
PEDAGOGIQUE

REPUBLIQUE DU MALI
UN PEUPLE – UN BUT – UNE FOI



COURS DE CHIMIE

9^{ème} ANNEE

Sommaire

I. <u>Chimie générale</u> :	3 - 15
1. Rappel des équations de réactions.....	3 - 5
2. Structure de l'atome.....	6 - 8
3. Classification périodique des éléments chimiques.....	9 - 10
4. Oxydation - Réduction - Oxydo -réduction).....	11 - 15
II. <u>Chimie minérale</u>.....	16 - 27
5. Introduction à l'étude des métaux.....	16
6. L'Aluminium.....	17 - 22
7. Le Fer.....	23 - 27
III. <u>Chimie Organique</u>.....	28 - 39
8. Notion de la chimie organique.....	28 - 30
9. Le Méthane.....	31 - 35
10. L'Éthanol.....	36 - 39

Rappels des Réactions et équations chimiques :

I. Réaction chimique :

1. **Définition :** Une réaction chimique est une transformation au cours de laquelle la ou les espèces chimiques mises en présence disparaissent en donnant naissance à une ou d'autres espèces.

2. Exemples :

Carbone + Dioxygène \rightarrow dioxyde de carbone ou gaz carbonique

Dihydrogène + Dioxygène \rightarrow Eau

Aluminium + Eau \rightarrow Alumine + Dihydrogène

II. Equation bilan d'une réaction chimique :

1. **Définition :** L'équation d'une réaction chimique traduit le bilan de cette réaction.

L'équation bilan est une représentation symbolique qui prend en compte les états initial et final d'une réaction chimique.

2. Exemples d'équations chimiques

➤ Combustion du carbone



➤ Combustion du soufre



➤ Formation du sulfure de fer:



III. Les Fonctions Acides, Bases et Sels :

1. Fonction Acide :

a. **Définition :** un acide est un composé chimique renfermant un ou plusieurs atomes d'hydrogène remplaçables par un métal.

b. Exemples :

Acide + Métal \rightarrow Sel + Hydrogène

Acide + Oxyde Métallique \rightarrow Sel + Eau

Acide + Sel \rightarrow Nouveau Sel + Nouvel Acide

Acide + Base \rightarrow Sel + Eau

$2\text{HCl} + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2^{\uparrow}$

$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Mg} \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2^{\uparrow}$

$3\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

$\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

$2\text{HCl} + \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{CO}_3$

$6\text{HCl} + \text{Al} \rightarrow \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2$

$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

$2\text{HNO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

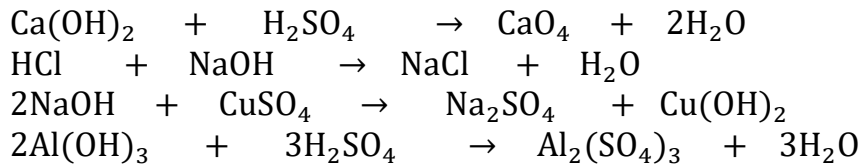
2. Fonction Base :

a. **Définition :** la molécule d'une base contient un métal et un ou plusieurs groupes OH.

b. Exemples :

Base + Acide \rightarrow Sel + Eau

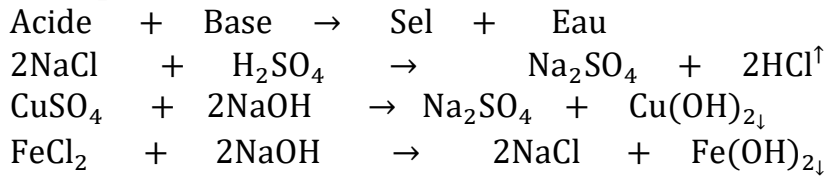
Base + Sel \rightarrow Nouveau Sel + Nouvelle Base



3. Fonction Sel :

a. **Définition :** un sel résulte de la réaction d'un acide avec une base.

b. **Exemples :**

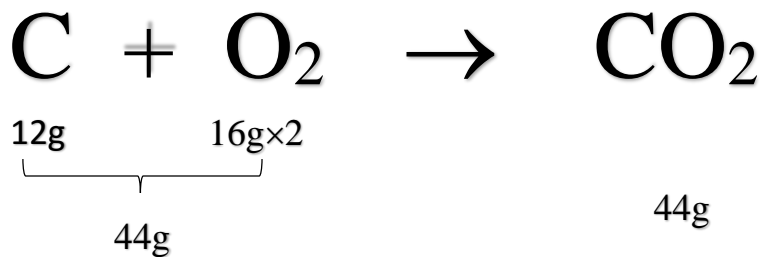


IV. Conservation de la matière : loi de Lavoisier

1. Énoncé :

La masse des produits formés lors d'une réaction chimique est égale à la masse des réactifs consommés. Cette loi fut énoncée par Lavoisier à la fin du XVIII^{ème} Siècle.

2. Exemple :



V. Application des équations bilan des réactions aux problèmes de chimie :

1. Relation entre le nombre de moles et la masse :

Soit (M) la masse molaire moléculaire, (m) la masse du corps et (n) le nombre de moles :

$$M(\text{g}) \rightarrow 1\text{mol}$$

$$m(\text{g}) \rightarrow n\text{mol}$$

On écrit la proportionnalité entre la masse et le nombre de moles par :

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = n \times M$$

2. Relation entre le nombre de moles et le volume :

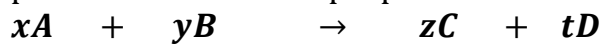
Soit (V) le volume, (Vo) le volume molaire dans les conditions normales de température et de pression, et (n) le nombre de moles :

$$n = \frac{V}{V_0} \Rightarrow V = n \times V_0$$

$$V_0 = 22,4\text{L/mol}$$

3. Rapport stœchiométrique et les nombres de moles :

Lors d'une réaction chimique, les quantités de matières consommées et des produits formés sont proportionnelles aux coefficients stœchiométriques.



$$\frac{n(A)}{x} = \frac{n(B)}{y} = \frac{n(C)}{z} = \frac{n(D)}{t}$$

$n(A)$; $n(B)$; $n(C)$; $n(D)$ Sont les nombres de mol des corps A, B, C et D.

Structure de l'atome:

I. MODELE DE L'ATOME :

Les chimistes ont montré que les particules formant la matière sont toutes formées à partir d'atomes.

L'atome est semblable à une sphère (orange) dont on connaît le rayon et la masse.

Définition : L'atome d'un élément est la plus petite particule de cet élément qui puisse exister à l'état libre et stable.

II. PARTICULES FONDAMENTALES OU CONSTITUANTS FONDAMENTAUX

1. Electron (e-)

Particule de masse (m_e) très petit et de charge électrique négative.

$$q_e = -1,6 \cdot 10^{-19} C ; m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} Kg$$

Tous identiques, les électrons sont les constituants universels de la matière.

2. Le proton (P)

Le proton est une particule de charge positive.

$$q_p = +1,6 \cdot 10^{-19} C = +e ; m_p = 1836 \cdot m_e ; m_p = 1,67 \cdot 10^{-27} Kg$$

3. Le neutron (N)

Le neutron est une particule de charge électrique nulle.

$$q_n = 0 C ; m_n = m_p = 1,67 \cdot 10^{-27} Kg$$

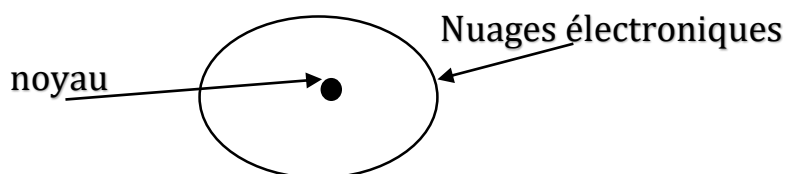
Remarque

L'atome est électriquement neutre car il possède autant d'électrons que de protons.

La charge totale des électrons est noté $Z \cdot e^-$.

III. STRUCTURE DE L'ATOME

Un atome est constitué d'un noyau central et d'un nuage électronique.



1. Le noyau central

Il se compose de nucléons (protons et neutrons). Sa charge est positive

$$A = Z + N \quad ; \quad Z = A - N \quad ; \quad N = A - Z$$

A = nombre de nucléons ou nombre de masse ;

Z = numéro atomique ou nombre de protons

N = nombre de neutrons

Un atome X donné est symboliquement représenté par ${}^A_Z X$

Exemple : ${}^{23}_{11} Na$

2. Le nuage électronique

Les électrons, en mouvement autour d'un noyau central sont placés sur des couches successives ou niveaux d'énergie K ; L ; M ; N.

La répartition des électrons sur les couches électroniques obéit à des lois bien précises.

Une couche électronique ne peut contenir au maximum que $2.n^2$ où n indique le numéro de la couche.

Couches	Electrons
K	2
L	8
M	18
N	32

Remarque:

- Sur une même couche, les électrons sont couplés en paires ou doublets.
- Un électron isolé est dit célibataire ou singlet.
- L'atome est électriquement neutre, car il a autant de charges positives (+Ze) que de charges négatives (-Ze) dans le noyau.

Exemple : $^{12}_6C$

$$+Ze = 6 \times 1,6 \cdot 10^{-19} C$$

$$-Ze = 6(-1,6) \cdot 10^{-19} C$$

$$+Ze - Ze = 0$$

- Le nombre d'Avogadro ($N = 6,02 \cdot 10^{23}$) Permet de calculer la masse d'un seul atome ou d'une seule molécule.

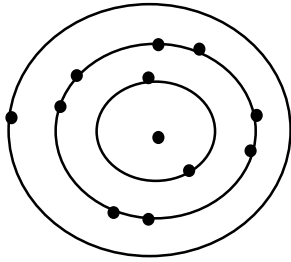
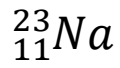
Exemple : 12g de carbone contiennent N atomes soit $6,02 \cdot 10^{23}$ atomes.

Exercice :

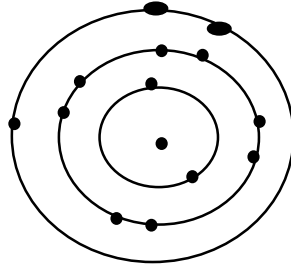
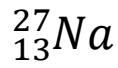
Fais la représentation de la structure électronique des atomes suivants :

$^{23}_{11}Na$; $^{27}_{13}Al$; $^{16}_8O$. Donne le nombre de protons et de neutrons contenus dans le noyau de chacun de ces atomes.

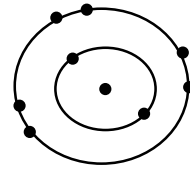
Solution :



Le nombre de protons
 $Z = 11$
Le nombre de neutrons
 $N = A - Z$
 $N = 23 - 11 = 12$
 $N = 12$



Le nombre de protons
 $Z = 13$
Le nombre de neutrons
 $N = A - Z$
 $N = 27 - 13 = 14$
 $N = 14$



Le nombre de protons
 $Z = 8$
Le nombre de neutrons
 $N = A - Z$
 $N = 16 - 8 = 8$
 $N = 8$

CLASSIFICATION PERIODIQUE DES ELEMENTS : TABLEAU DE MENDELEÏEV

I. Description :

Les 109 éléments sont placés par ordre croissant de leur numéro atomique Z, dans un tableau. Ce tableau est formé de 7 lignes (ou périodes) et de 8 colonnes (ou groupes). Le numéro de la ligne ou période représente le nombre de couches électroniques.

II. Intérêt : En général, les éléments de la même colonne ont le même nombre d'électrons sur la dernière couche (couche externe). D'où numéro de colonne = nombre d'électron de la couche externe.

Les électrons de la couche externe déterminent les propriétés chimiques semblables des atomes. D'où les familles suivantes :

- Colonne I : métaux alcalins
- Colonne VII : halogènes
- Colonne VIII : gaz inertes.

III. NOTION DE VALENCE

1. Définition : La valence d'un élément est le nombre qui caractérise sa capacité d'addition ou de substitution aux autres corps.

2. Tableau de valence : Les éléments d'une même colonne ont valence. Pour les métaux et l'hydrogène, le numéro de la colonne est égal au nombre d'électrons de la couche externe et à la valence.

Les non métaux ont une valence négative (-), la valence est égale à 8 moins le numéro de la colonne.

Exemple :

Le chlore, élément de la colonne 7 a une valence négative = $8 - 7 = 1$.

TABLEAU DE VALENCE DE QUELQUES ELEMENTS CHIMIQUES

Monovalent	Divalent	Trivalent	Tétravalent	Trivalent	Divalent	Monovalent	Avalent
He	Be	B	C	N	O	F	He
Li	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ne
Na	Ca					Br	Ar
K	Pb					I	Kr
Ag	Fe	Fe					
Cu	Cu		Pb				
I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII

IV. Tableau de classification périodique des éléments

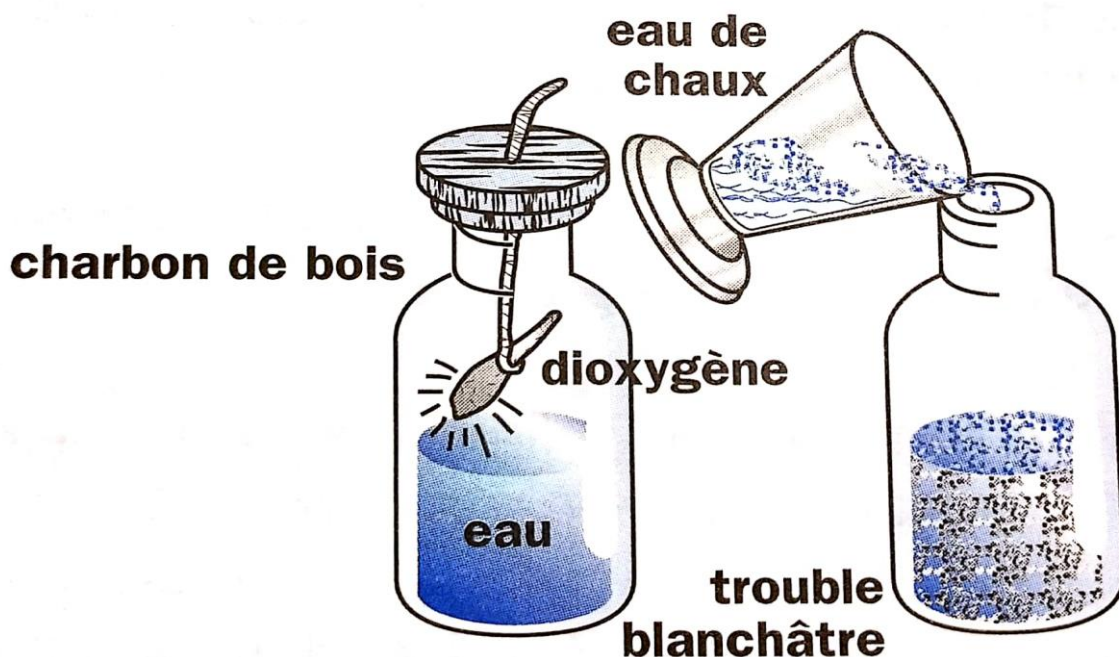
Colonne ligne→ ↓	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	1_1H Hydrogène							4_2He Hélium
2	7_3Li Lithium	8_4Be Béryllium	${}^{11}_5B$ Bore	${}^{12}_6C$ Carbone	${}^{14}_7N$ Azote	${}^{16}_8O$ Oxygène	${}^{18}_9F$ Fluor	${}^{20}_{10}Ne$ Néon
3	${}^{23}_{11}Na$ Sodium	${}^{24}_{12}Mg$ Magnésium	${}^{27}_{13}Al$ Aluminium	${}^{28}_{14}Si$ Silicium	${}^{31}_{15}P$ Phosphore	${}^{32}_{16}S$ Soufre	${}^{35}_{17}Cl$ Chlore	${}^{40}_{18}Ar$ Argon
4	${}^{39}_{19}K$	${}^{40}_{20}Ca$					${}^{80}_{35}Br$ Brome	${}^{84}_{36}Kr$ Krypton

Oxydation et réduction : réaction d'oxydo-réduction :

I. Oxydation

1. Exemples :

a. Combustion ou oxydation du carbone par le dioxygène



Portons au rouge dans l'air un morceau de charbon de bois et introduisons - le dans un flacon de dioxygène. La combustion est très vive ; il se forme du dioxyde de carbone.

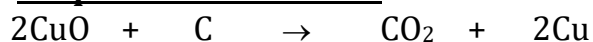
L'équation bilan de la réaction :



b. Oxydation du carbone par l'oxyde de cuivre II

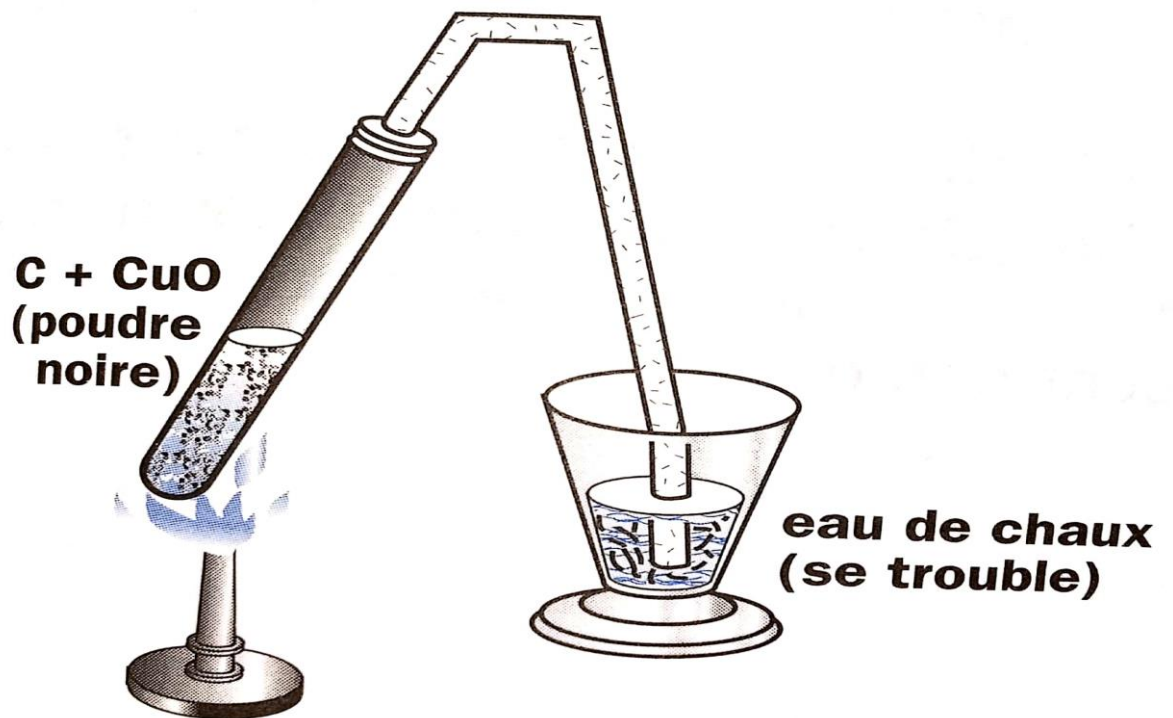
Expérience : Un mélange de carbone et d'oxyde de cuivre II fortement chauffé produit un gaz qui trouble l'eau de chaux, le dioxyde de carbone.

L'équation bilan s'écrit :



Interprétation

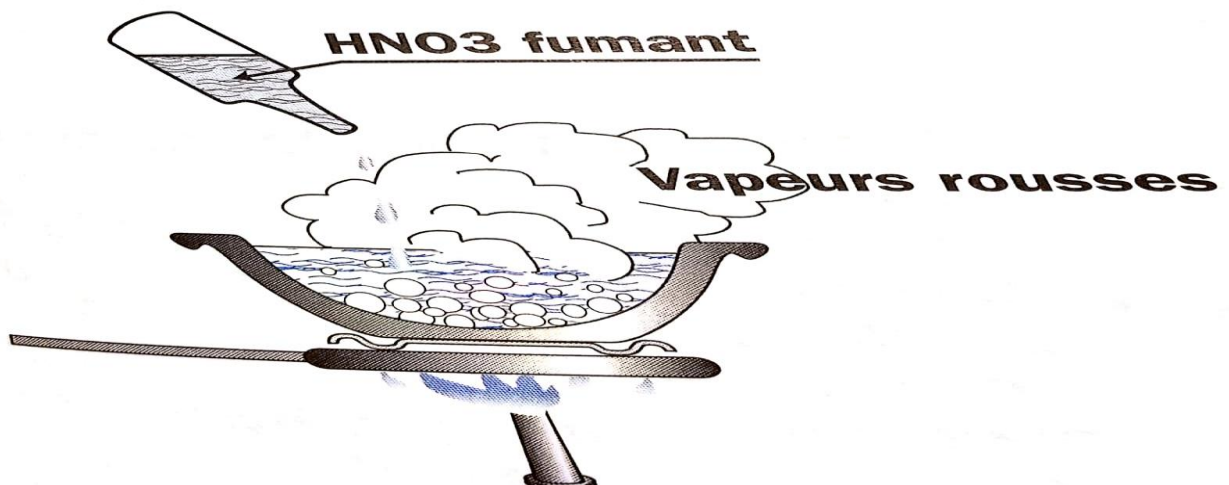
L'oxyde de cuivre II oxyde le carbone en dioxyde de carbone : les atomes d'oxygène du CuO se sont combinés aux atomes de carbone.



c. Oxydation du carbone par l'acide nitrique

En n'ajoutant goutte à goutte de l'acide nitrique HNO_3 fumant sur du charbon chauffé, il se produit une réaction vive, des vapeurs rousses de dioxyde d'azote NO_2 , du dioxyde de carbone CO_2 et de l'eau H_2O se dégagent.

L'équation bilan de la réaction s'écrit :



2. Définition:

a. **Oxydation** : on appelle oxydation la fixation d'atome d'oxygène sur un corps pur simple ou composé.

Oxyder un corps c'est donc lui ajouter des atomes d'oxygène.

- b. **Un oxydant** : Un oxydant est un corps pouvant fournir des atomes d'oxygène. C'est-à-dire produire des réactions d'oxydations.
Exemples d'oxydants : le dioxygène (O_2), l'eau (H_2O), l'oxyde de cuivre II (CuO), l'acide nitrique (HNO_3), l'acide sulfurique (H_2SO_4).

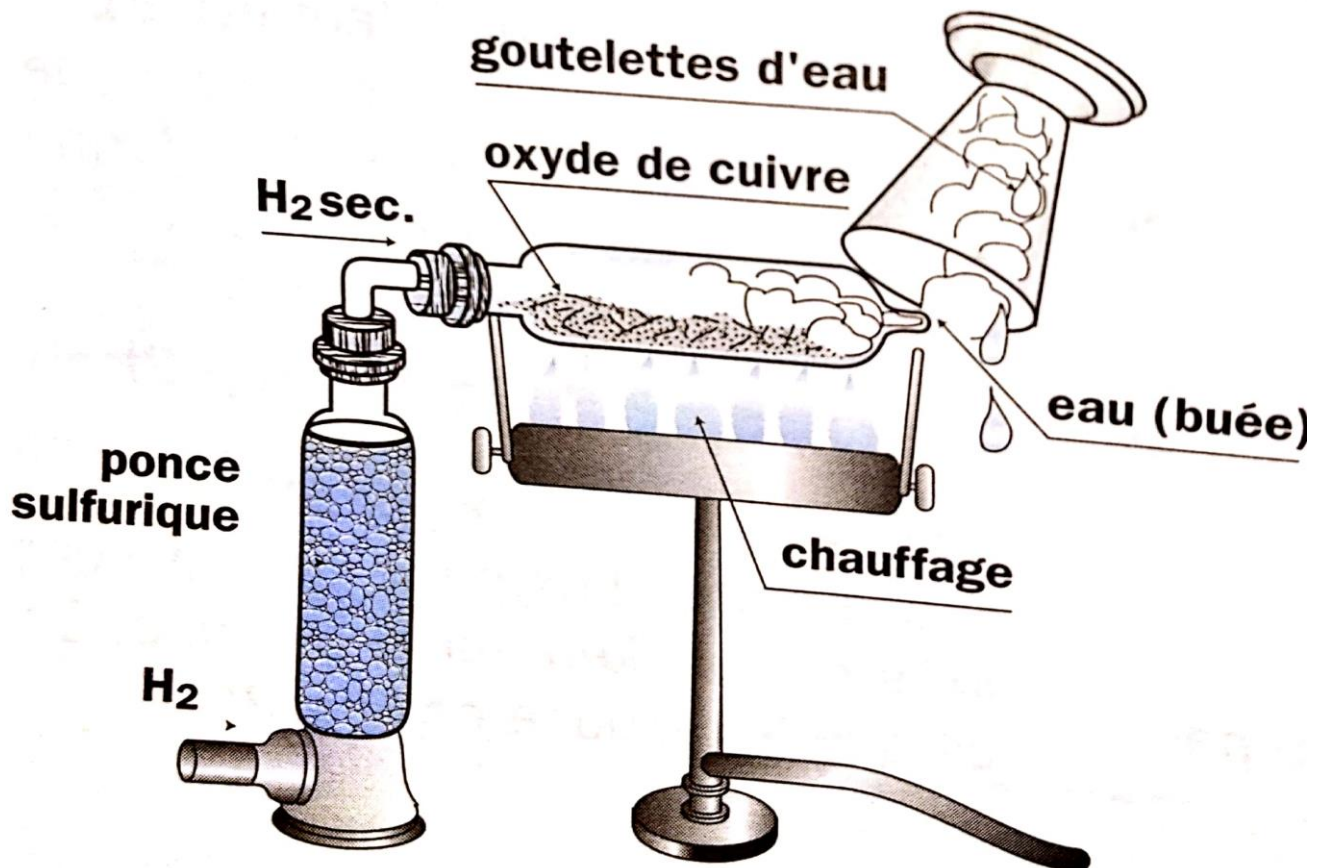
II. **REDUCTION**

1. **Exemples:**

a. **Réduction de l'oxyde de cuivre II par le dihydrogène**

Le dihydrogène réagit à chaud sur de l'oxyde de cuivre II. Il se forme de la vapeur d'eau et, après refroidissement, du cuivre métallique. L'oxyde de cuivre a perdu des atomes d'oxygène qui se sont combinés avec des atomes d'hydrogène. L'oxyde de cuivre est alors réduit par le dihydrogène.

L'équation bilan de la réaction s'écrit :

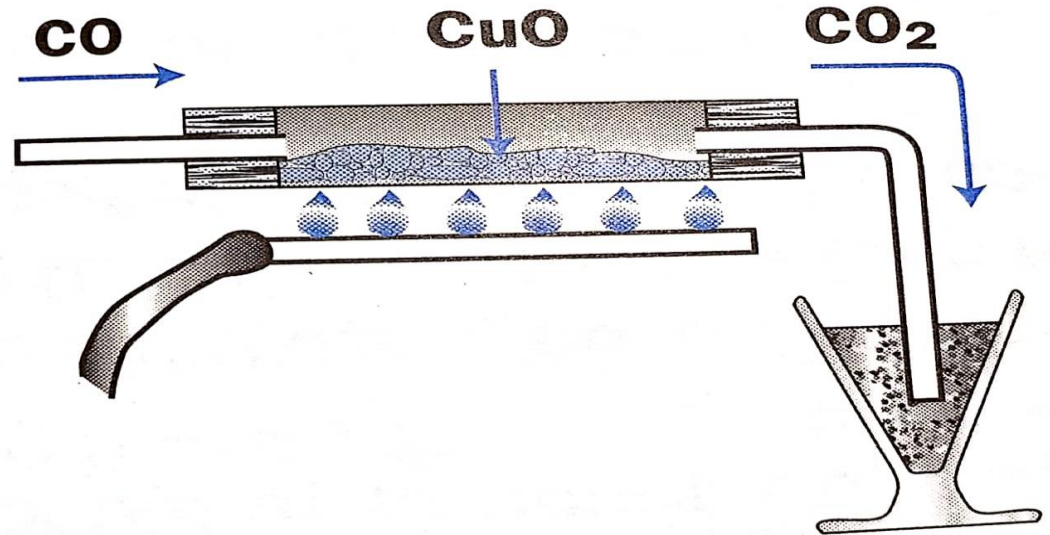
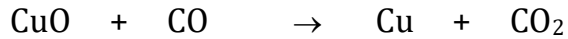


b. **Réduction de l'oxyde de cuivre II par l'oxyde de carbone**

A chaud, l'oxyde de carbone enlève l'atome d'oxygène de l'oxyde de cuivre II et l'oxyde en dioxyde de carbone CO_2 .

L'oxyde de cuivre qui cède son atome d'oxygène est réduit en cuivre.

Equation bilan s'écrit:



2. Définition :

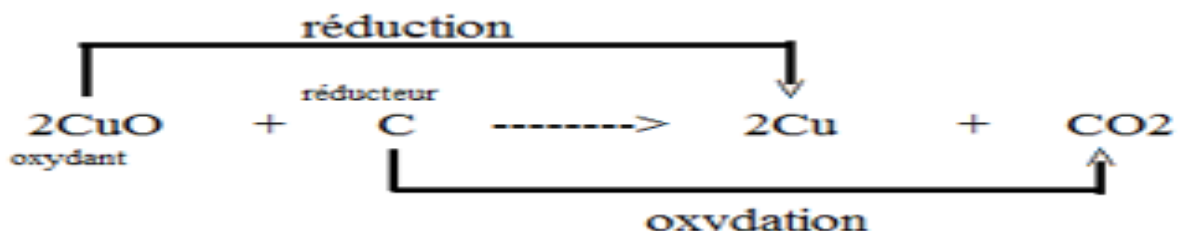
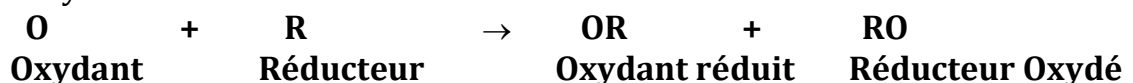
a. **La Réduction**: Une réduction est toute réaction avec enlèvement d'atomes d'oxygène à un composé oxygéné.

Réduire un corps c'est lui enlever des atomes d'oxygène.

b. **Réducteur**: on appelle réducteur un corps capable d'enlever des atomes d'oxygène à un composé oxygéné.

III. Oxydo - Réduction :

1. **Définition** : On appelle oxydoréduction toute réaction au cours de laquelle l'oxydant oxyde le réducteur, tandis que simultanément le réducteur réduit l'oxydant.



Exercice :

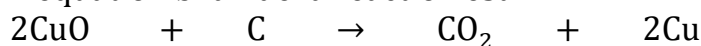
On oxyde 36g de carbone par l'oxyde de cuivre II

- Ecrire l'équation bilan de la réaction, nommer le réducteur et l'oxydant ;
- Calculer le volume de dioxyde de carbone dégagé ;
- Calculer la masse du cuivre formé.

On donne : $M(\text{Cu})=64\text{g/mol}$, $M(\text{O})=16\text{g/mol}$, $M(\text{C})=12\text{g/mol}$,
 $V_m=22,4\text{L/mol}$

Solution :

L'équation bilan de la réaction est :



2 mol 1 mol 1 mol 2 mol

- Le carbone est le réducteur
- L'oxyde de cuivre II est l'oxydant

La relation de proportionnalité

$$\frac{n(\text{CuO})}{2} = \frac{n(\text{C})}{1} = \frac{n(\text{CO}_2)}{1} = \frac{n(\text{Cu})}{2}$$

Le nombre de mole du carbone est :

$$n(\text{C}) = \frac{m(\text{C})}{M(\text{C})} = \frac{36\text{g}}{12\text{g/mol}} = 3\text{mol}$$

Le nombre de mole du dioxyde de carbone dégagé

$$\frac{n(\text{C})}{1} = \frac{n(\text{CO}_2)}{1} \Rightarrow n(\text{CO}_2) = n(\text{C}) = 3\text{mol}$$

Le volume du dioxyde de carbone est :

$$V(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \times V_m = 3\text{mol} \times \frac{22,4\text{L}}{\text{mol}} = 67,2\text{L}$$

$$V(\text{CO}_2) = 67,2\text{L}$$

Le nombre de mole du cuivre formé est :

$$\frac{n(\text{C})}{1} = \frac{n(\text{Cu})}{2} \Rightarrow n(\text{Cu}) = 2 \times n(\text{C}) = 2 \times 3\text{mol} = 6\text{mol}$$

La masse du cuivre est :

$$m(\text{Cu}) = n(\text{Cu}) \times M(\text{Cu}) = 6\text{mol} \times \frac{64\text{g}}{\text{mol}} = 384\text{g}$$

$$m(\text{Cu}) = 384\text{g}$$

Introduction à l'étude des métaux usuels :

L'aluminium, le fer, le cuivre et le zinc :

I. Propriétés physiques

1. Eclat métallique

Grand pouvoir réfracteur de la surface métallique.

2. Masse volumique :

$$\mu = \frac{m}{v}$$

$$2.10^3 \text{ Kg/m}^3 \leq \mu < 22.10^3 \text{ Kg/m}^3$$

3. Fusibilité : Les métaux usuels fondent à des températures déterminées : le point de fusion.

4. Conductibilité : Les métaux usuels sont des bons conducteurs thermiques et électriques (Zn, Al ; Fe ; Cu).

II. Propriétés mécaniques :

1. La Ténacité : La ténacité d'un métal est la résistance qu'il oppose à la rupture.

2. Ordre de ténacité croissante des métaux : zinc, aluminium, cuivre, fer.

3. La dureté : La dureté d'un métal est la résistance à la pénétration d'un autre ou la propriété de rayer un autre.

Ordre de dureté croissante : aluminium, cuivre, zinc, fer.

4. La malléabilité : La malléabilité est la propriété qu'ont les métaux de pouvoir être en lames minces par martelage ou laminage.

Ordre de malléabilité croissante : fer, zinc, cuivre, aluminium.

5. La ductilité : La ductilité est la propriété que possède les métaux de se laisser étirer en fils par passage à travers la filière (tréfilères).

Ordre de ductilité croissante des métaux : zinc, cuivre, fer, aluminium.

Etude de L'Aluminium : M(Al)=27g/mol

I. Etat naturel

On trouve l'aluminium dans le sol à l'état impur son principal minerai est la bauxite ou oxyde d'aluminium ($Al_2O_3 \cdot 2H_2O$), de couleur rougeâtre. Ce minerai existe au Mali (Kayes) ; en Guinée ; au Cameroun et au Ghana etc.

II. Propriétés physiques :

1. **Aspect** : L'aluminium est un métal dont l'aspect rappelle celui de l'argent. Un polissage soigné lui donne un éclat métallique remarquable dû à un pouvoir réflecteur élevé (réflecteur d'éclairage).

2. **Constantes physiques** : l'aluminium est le moins dense des métaux usuels. Sa faible masse volumique ($2,7 \cdot 10^3 \text{kg/m}^3$) explique l'emploi généralisé de l'aluminium et ses alliages dits légers dans la fabrication des articles de ménage, des pièces d'automobiles etc.

L'aluminium fond à 660°C et bout à 2056°C .

L'aluminium est un bon conducteur thermique et électrique après le cuivre.

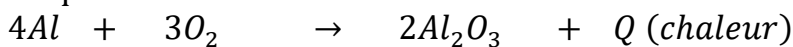
III. PROPRIETES CHIMIQUES

1. Action du dioxygène :

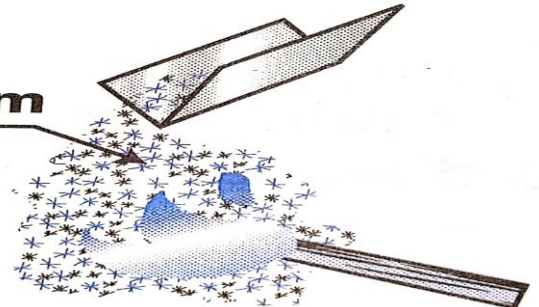
a. Combustion de la poudre d'aluminium :

Dans le dioxygène de l'air, la poudre d'aluminium brûle avec une flamme éblouissante. Il se dégage une grande chaleur avec formation de l'oxyde d'aluminium ou alumine (Al_2O_3)

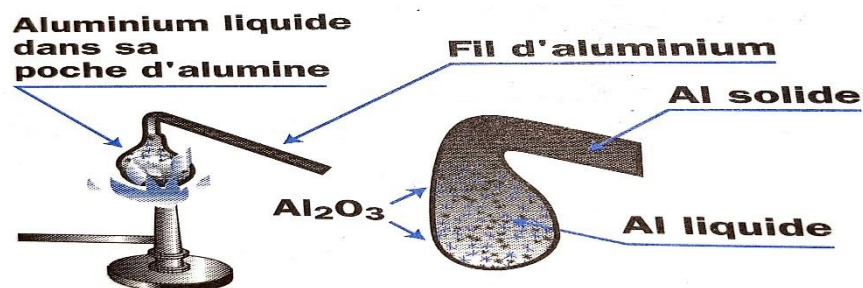
L'équation bilan de la réaction est :



Poudre d'aluminium



b. Oxydation de l'aluminium à l'air chaud :



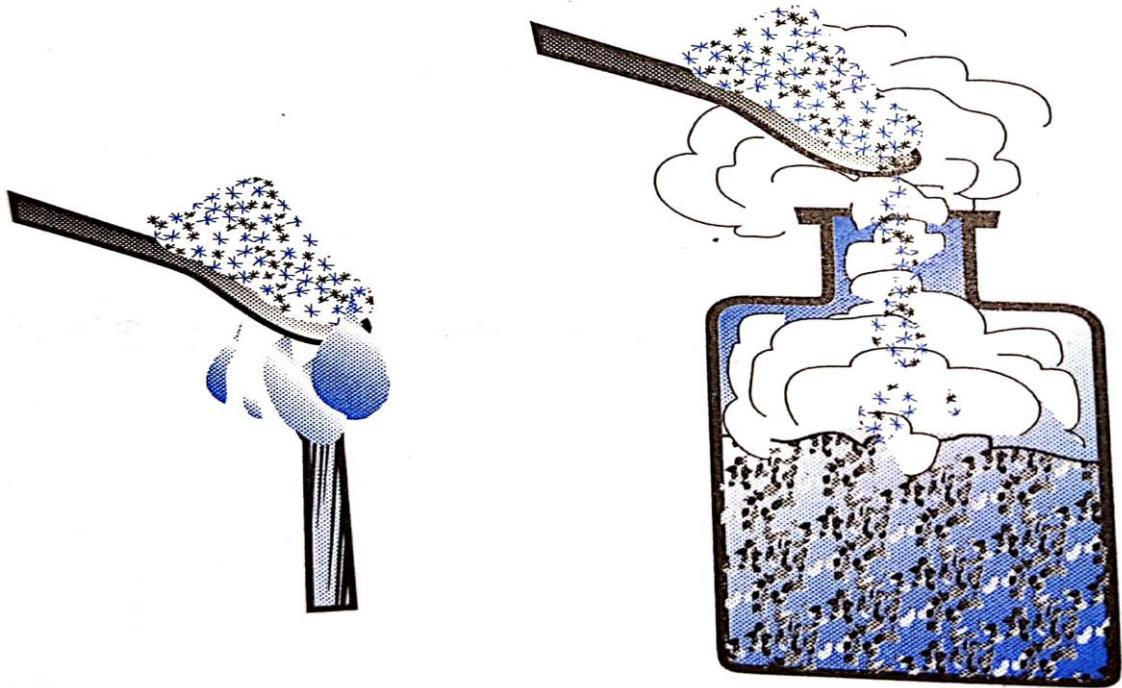
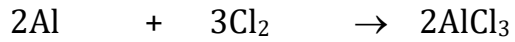
Un fil d'aluminium assez gros placé dans une flamme ne brûle pas. Le métal fond mais ne coule pas. Il se recouvre d'alumine Al_2O_3

Conclusion : aluminium est un métal facilement oxydable, mais cette oxydation reste très superficielle.

2. **Réduction du dichlore :**

La combustion de la poudre d'aluminium dans le dichlore produit une fumée blanche et de fins cristaux de chlorure d'aluminium.

L'équation bilan est :

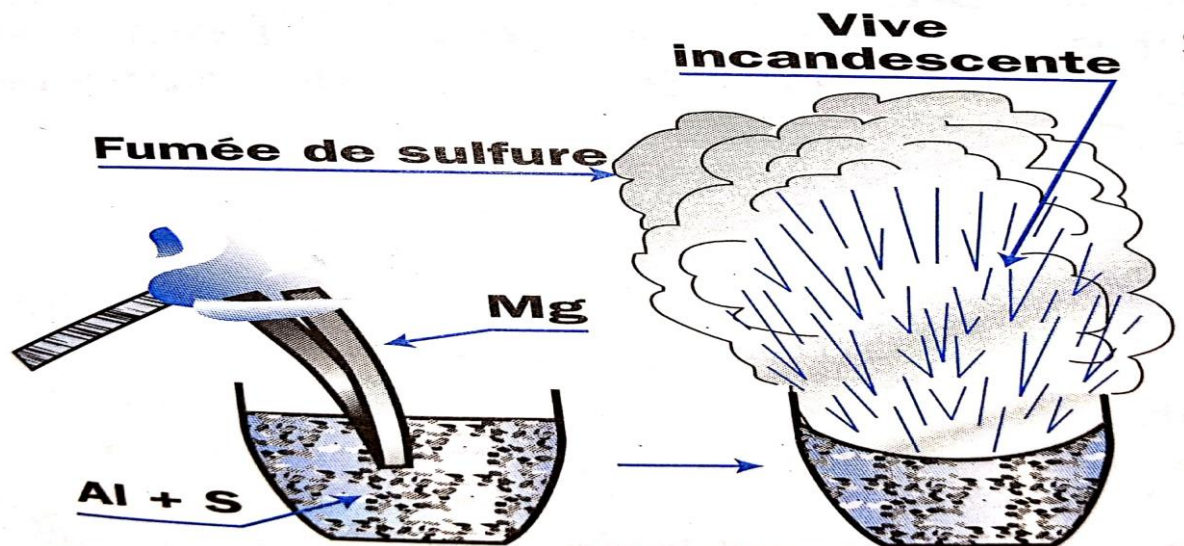


3. **Action du soufre :**

L'aluminium fortement chauffé déclenche une réaction incandescente avec formation de sulfure d'aluminium Al_2S_3

L'équation bilan est :

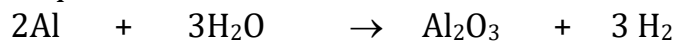




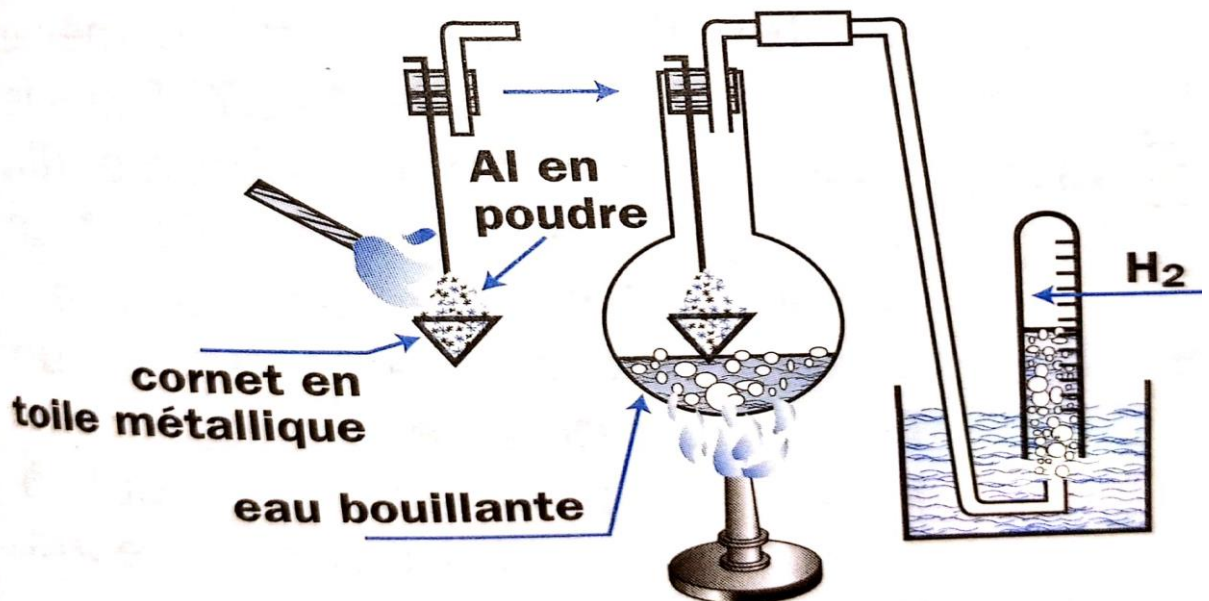
4. Réduction de la vapeur d'eau

La poudre d'aluminium fortement chauffée et introduite dans un ballon réduit la vapeur d'eau avec formation d'oxyde d'aluminium ou alumine Al_2O_3

L'équation bilan s'écrit:

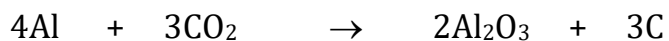


L'aluminium est oxydé en Al_2O_3 et l'eau est réduite en H_2 , d'où une réaction d'oxydo-réduction.

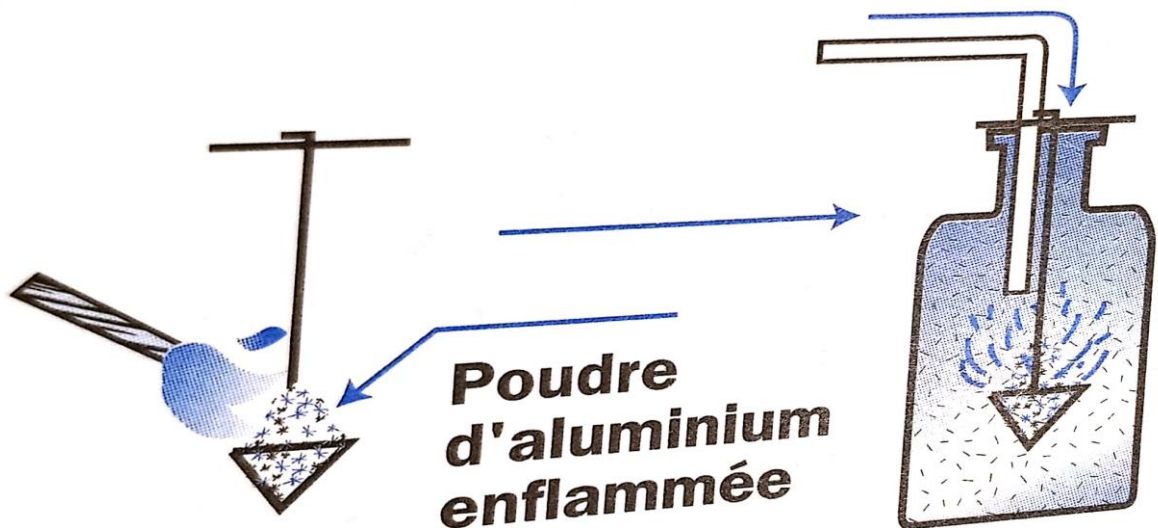


5. Réduction du dioxyde de carbone

De la poudre d'aluminium continu à brûler dans le dioxyde de carbone. Il en résulte de l'alumine Al_2O_3 et du carbone C.



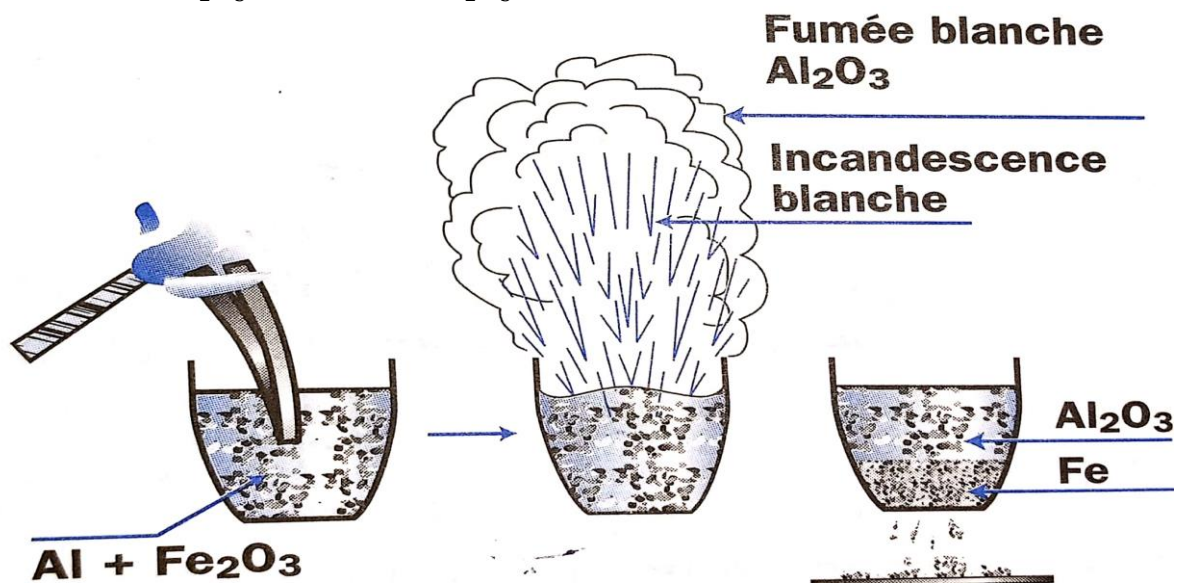
L'aluminium s'oxyde en aluminium et réduit CO_2 en C ; d'où une réaction d'oxydo-réduction.



6. Réduction des oxydes métalliques

A chaud l'aluminium réduit l'oxyde de fer II avec un grand dégagement de chaleur (aluminothermie). L'aluminium s'oxyde en alumine et l'oxyde de fer III est réduit en fer.

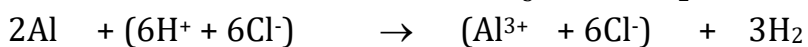
L'équation bilan de la réaction est :



7. Réduction des solutions acides

L'aluminium réduit à froid la solution d'acide chlorhydrique en chlorure d'aluminium AlCl_3 et en dihydrogène H_2

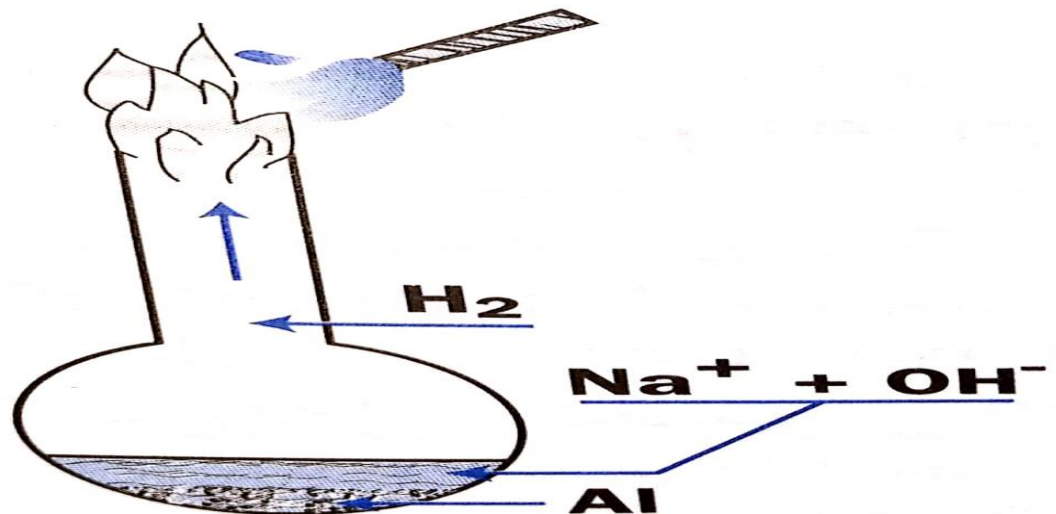
L'équation bilan est :



Réaction d'oxydo-réduction:

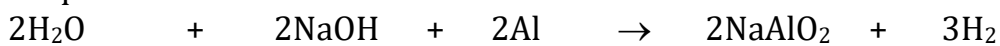
Le réducteur est oxyde en Al^{3+} . L'ion H^+ , oxydant est réduit en H_2

8. Réduction de solution basique



A froid l'aluminium réduit lentement une solution d'hydroxyde de sodium (NaOH) pour donner de l'aluminate de sodium et un dégagement de dihydrogène.

L'équation bilan de la réaction :



IV. USAGES

L'aluminium est utilisé pour la fabrication d'ustensiles de cuisine de cuisine, de lignes électriques, de portes. Il est également utilisé dans l'industrie alimentaire (emballages), dans l'industrie chimique pour la fabrication de dérivés. Il entre dans la constitution de certaines peintures. L'aluminium entre dans la construction de tanks destinés à recevoir l'acide nitrique, l'acide sulfurique, l'acide sulfurique, l'éther, l'acétone... Il sert à la préparation de nombreux alliages qui présentent des qualités que ne possède pas le métal pur.

Citons par exemple :

- **Le duralumin** : (Al 94% ; Cu 4% ; Si ; Mn, moins de 1%)
Le duralumin est utilisé dans la construction aéronautique, automobile, chemin de fer.
 - **Le l'alpax** : (Al 87% ; Si 13%). Il entre dans la confection des pièces de machines et des carrosseries.
 - **L'almélec** : (Al 98,5% ; Mg ; Si ; Fe, moins de 1%). Il est utilisé dans la fabrication de câbles électriques.
Les alliages d'aluminium sont employés pour la construction d'appareils rapides (automobiles, avions...).
- L'aluminothermie est un proc »dé industriel utilisé principalement pour souder bout à bout deux pièces d'acier (deux rails).

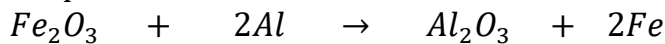
Exercice : on réduit 16g d'oxyde de fer III par la poudre d'aluminium (aluminothermie).

- Calcule la masse de poudre d'aluminium pur qu'il faut mélanger à cet oxyde pour qu'après réaction il ne reste aucun des deux réactifs.
- Calcule les masses des produits formés.

On donne : $M(\text{Fe})=56\text{g/mol}$, $M(\text{Al})=27\text{g/mol}$, $M(\text{O})=16\text{g/mol}$

Solution :

L'équation bilan de la réaction est :



1 mol 2 mol 1 mol 2 mol

La relation de proportionnalité

$$\frac{n(\text{Fe}_2\text{O}_3)}{1} = \frac{n(\text{Al})}{2} = \frac{n(\text{Al}_2\text{O}_3)}{1} = \frac{n(\text{Fe})}{2}$$

Le nombre de mole de l'oxyde de fer III

$$n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{m(\text{Fe}_2\text{O}_3)}{M(\text{Fe}_2\text{O}_3)} = \frac{16}{160} = 0,1\text{mol}$$

Le nombre de mole de l'aluminium

$$\frac{n(\text{Fe}_2\text{O}_3)}{1} = \frac{n(\text{Al})}{2} \Rightarrow n(\text{Al}) = 2 \times n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 0,2\text{mol}$$

- La masse de poudre d'aluminium à utiliser

$$m(\text{Al}) = n(\text{Al}) \times M(\text{Al}) = 0,2 \times 27 = 5,4\text{g}$$

$$\mathbf{m(\text{Al}) = 5,4\text{g}}$$

- Les masses de produits formés :

Le nombre de mole l'alumine formé

$$\frac{n(\text{Fe}_2\text{O}_3)}{1} = \frac{n(\text{Al}_2\text{O}_3)}{1} \Rightarrow n(\text{Al}_2\text{O}_3) = n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 0,1\text{mol}$$

– La masse d'alumine formée

$$m(\text{Al}_2\text{O}_3) = n(\text{Al}_2\text{O}_3) \times M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 0,1 \times 102 = 10,2\text{g}$$

$$\mathbf{m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 10,2\text{g}}$$

Le nombre de mole du fer formée

$$\frac{n(\text{Fe}_2\text{O}_3)}{1} = \frac{n(\text{Fe})}{2} \Rightarrow n(\text{Fe}) = 2 \times n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \times 0,1\text{mol} = 0,2\text{mol}$$

– La masse du fer formée :

$$m(\text{Fe}) = n(\text{Fe}) \times M(\text{Fe}) = 0,2\text{mol} \times 56 = 11,2\text{g}$$

$$\mathbf{m(\text{Fe}) = 11,2\text{g}}$$

Etude du Fer : $M(\text{Fe})= 56\text{g/mol}$

I. Etat naturel :

Les minerais de fer sont très répandus dans la terre. Ce sont : les oxydes de fer III (Fe_2O_3) les oxydes magnétiques (Fe_3O_4) ; les carbonates (FeCO_3). Il existe des gisements de fer au Mali (Kayes), en Afrique du Sud, e Sierra Léone, en Europe : la Suède, la France, l'URSS, le Royaume-Uni

II. PROPRIETES PHYSIQUES DU FER :

1. **Aspect** : le fer métal blanc, grisâtre, blanc quand il est pur.
2. **Constances physiques** :
 - La masse volumique est : $\mu=7,86.10^3 \text{ Kg/m}^3$
 - Le fer se ramollit avant de fondre à 1535°C
 - Le fer est assez bon conducteur de chaleur et d'électricité

III. PROPRIETES CHIMIQUES :

1. Action de l'air :

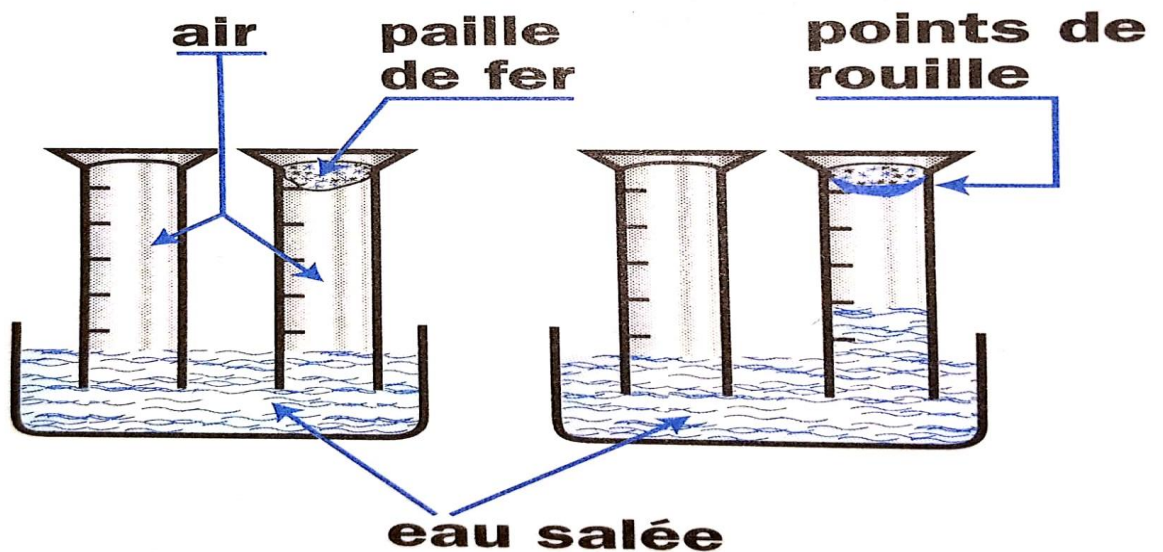
a. L'air sec :

L'air sec est pratiquement sans action sur le fer à la température ordinaire.

b. L'air humide et froid :

Au contact de l'air humide, le fer se recouvre de rouille qui le ronge.

On le recouvre d'une couche de peinture, de graisse, d'huile ou de métaux inoxydables (galvanoplastie) qui le protège contre la corrosion.



c. L'air sec à chaud :

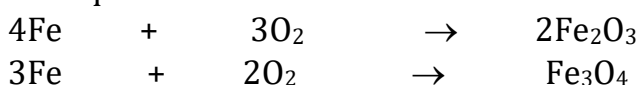
➤ A chaud :

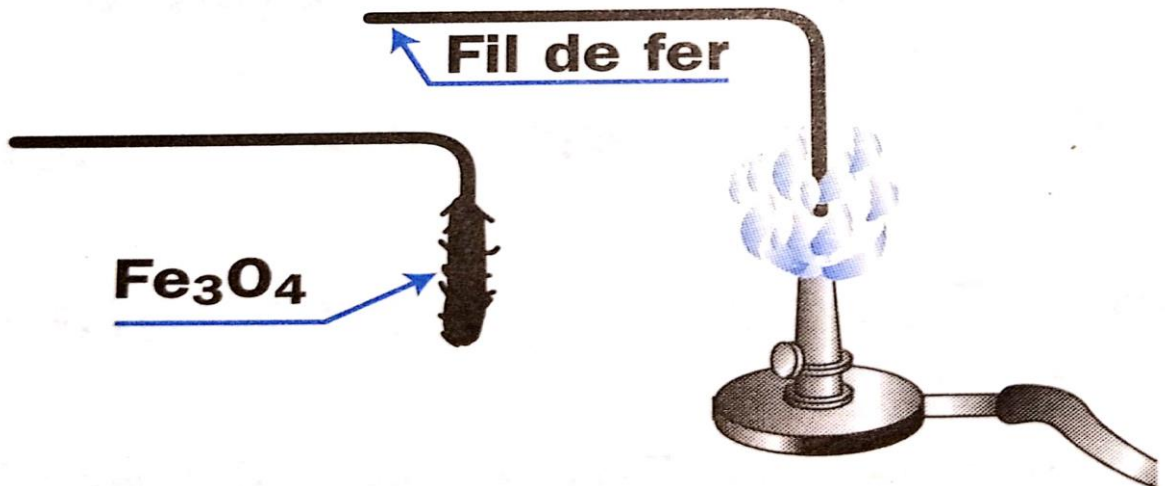
L'air sec transforme le fer en oxyde magnétique de fer (Fe_3O_4).

➤ Action de l'oxygène pur :

La combustion du fer dans l'oxygène est très vive et accompagnée de deux oxydes : oxyde de fer III (Fe_2O_3) et oxyde magnétique de fer (Fe_3O_4).

Les équations bilan sont :

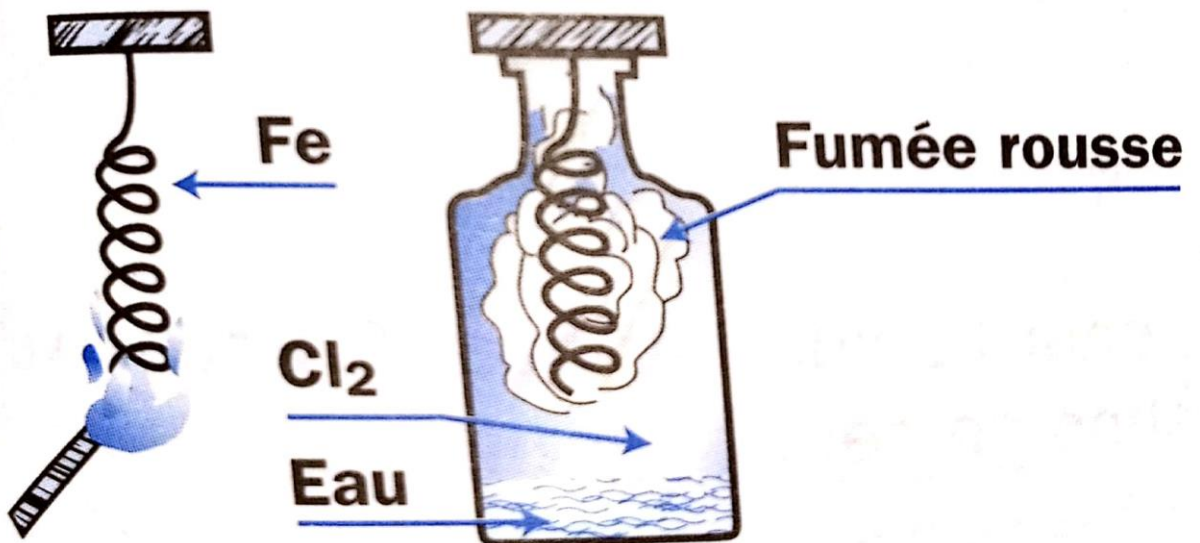




2. Action du dichlore :

Un fil de fer chauffé au rouge brûle dans le dichlore avec incandescence, il se forme une fumée rousse : c'est le chlorure de fer III (FeCl_3)

L'équation bilan est :

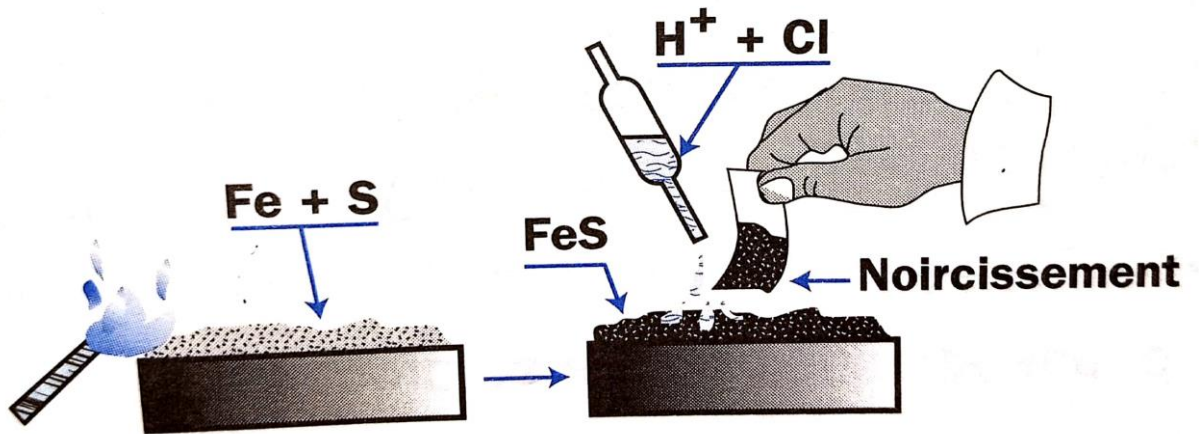


3. Action du soufre :

Un mélange de soufre et du fer chauffé brûle et donne un solide noir : c'est le sulfure de fer II (FeS).

L'équation bilan est :

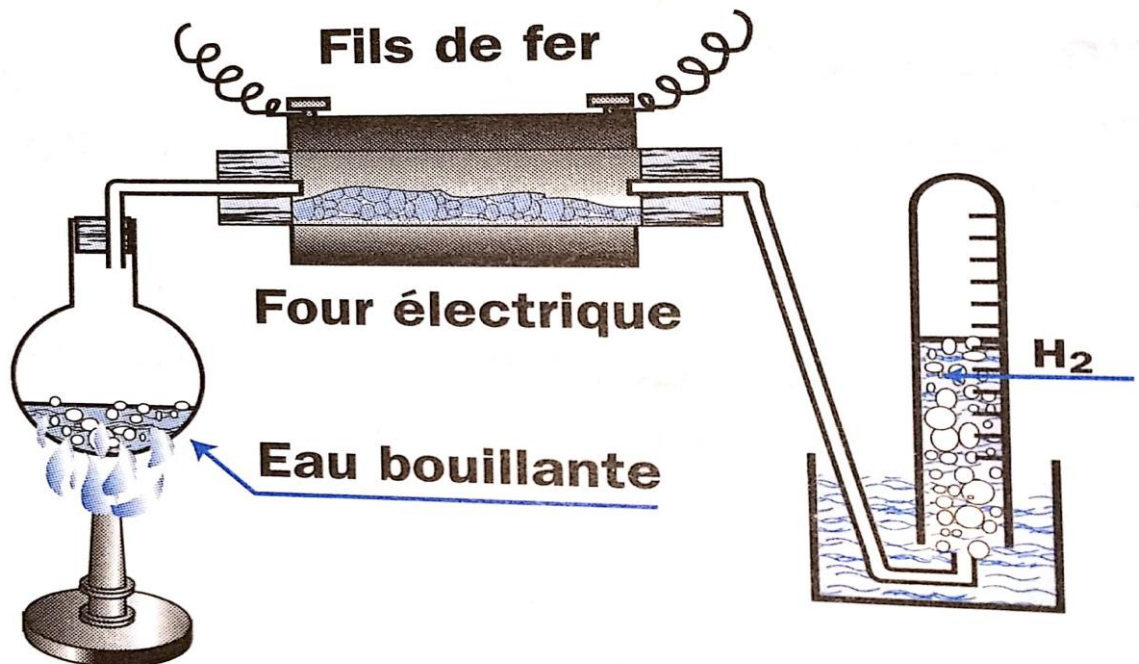
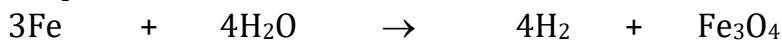




4. Réduction de la vapeur d'eau par le fer :

En faisant passer un courant de vapeur d'eau sur la paille de fer chauffée. On obtient un dégagement de dihydrogène et le fer est transformé en oxyde magnétique de fer.

L'équation bilan de la réaction est :

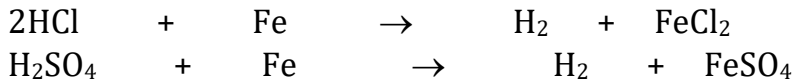


5. Réduction des solutions acides :

a. Action des acides chlorhydrique et sulfuriques :

A froid, l'acide chlorhydrique et l'acide sulfurique attaque le fer avec dégagement de dihydrogène et formation de chlorure ferreux ou sulfate ferreux.

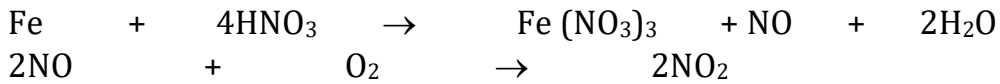
Les équations bilan s'écrivent :



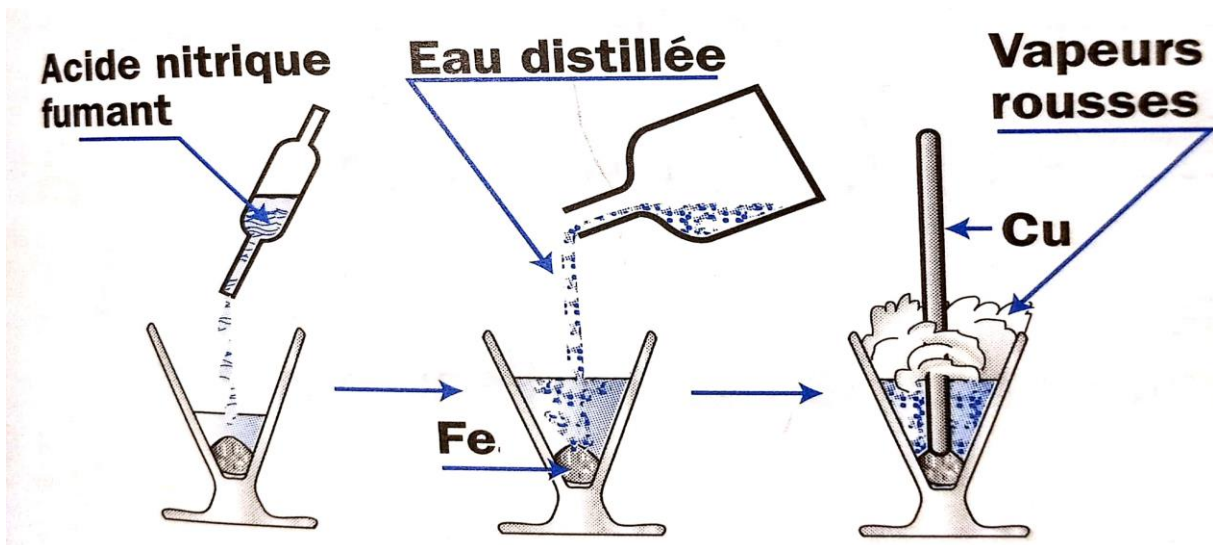
b. Action de l'acide nitrique :

L'acide nitrique attaque le fer à froid. La réaction complexe conduit à la formation d'un sel ferrique $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ et de vapeurs nitreuses NO_2 .

L'équation bilan de la réaction:



- **Concentré et à froid :** l'acide nitrique fumant n'attaque pas le fer en ajoutant de l'eau distillée on constate que l'acide nitrique dilué n'attaque plus le fer. C'est le phénomène de la passivation du fer. Le cuivre met fin à cette phénomène.



6. ACTION SUR LES BASES :

Les bases sont sans action sur le fer

IV. USAGES DU FER :

Le fer est utilisé pour la fabrication des clous, des vis, des grillages, des rails.

Il est utilisé dans le bâtiment (portes, fenêtre)

Le fer galvanisé est utilisé comme tôles, gouttières.

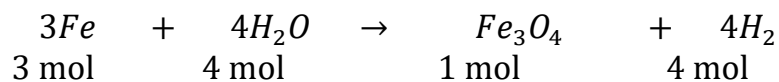
Exercice : on réduit entièrement 27g de vapeur d'eau par le fer.

1. Ecrire l'équation bilan de la réaction
2. Calculer la masse d'oxyde magnétique formé ;
3. Calculer le volume de dihydrogène dégagé

On donne : $M(\text{Fe}) = 56\text{g/mol}$, $M(\text{O}) = 16\text{g/mol}$, $M(\text{H}) = 1\text{g/mol}$, $V_m = 22,4\text{L/mol}$

Solution :

1. L'équation bilan de la réaction est :



La relation de proportionnalité

$$\frac{n(Fe)}{3} = \frac{n(H_2O)}{4} = \frac{n(Fe_3O_4)}{1} = \frac{n(H_2)}{4}$$

Le nombre de mole de la vapeur d'eau

$$n(H_2O) = \frac{m(H_2O)}{M(H_2O)} = \frac{27}{18} = 1,5mol$$

Le nombre de mole de l'oxyde magnétique :

$$\frac{n(H_2O)}{4} = \frac{n(Fe_3O_4)}{1} \Rightarrow n(Fe_3O_4) = \frac{n(H_2O)}{4} = \frac{1,5}{4} = 0,375mol$$

2. La masse de l'oxyde magnétique :

$$m(Fe_3O_4) = n(Fe_3O_4) \times M(Fe_3O_4) = 0,375 \times 232 = 87g$$

$$\mathbf{m(Fe_3O_4) = 87g}$$

Le nombre de mole du dihydrogène dégagé

$$\frac{n(H_2O)}{4} = \frac{n(H_2)}{4} \Rightarrow n(H_2) = n(H_2O) = 1,5mol$$

3. Le volume du dihydrogène :

$$V(H_2) = n(H_2) \times V_0 = 1,5 \times 22,4 = 33,6L$$

$$\mathbf{V(H_2) = 33,6L}$$

La Notion de la chimie organique :

I. Historique :

Au **XIX^e** siècle, on appelait chimie organique l'étude des substances rencontrées chez les animaux ou végétaux. Les chimistes ne savaient pas faire la synthèse des composés organique.

- En **1828** Friedrich Wöhler réalisa la synthèse de l'urée ($\text{CO}(\text{NH}_2)_2$)
- A partir de 1850 Marcelin Berthelot réalisa la synthèse de l'alcool éthylique ou éthanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$), en 1854 l'acide méthanoïque, en **1856** l'éthylène (C_2H_4); en **1862** l'acétylène (C_2H_2); en **1866** du benzène (C_6H_6).

II. **La chimie organique :**

La chimie organique est l'étude des composés du carbone.

Exemples : l'alcool, l'huile, le sucre, le pétrole.....

Une substance organique est un composé qui contient :

- Toujours du carbone (C) ;
- Très souvent de l'Hydrogène (H) ;
- Souvent de l'Oxygène (O) ;
- Quelque fois de l'Azote (N) ;
- Rarement des Halogènes (le Fluor, le Chlore, le Brome), le Phosphore, le Fer, et le Magnésium.

III. **Exemples de composés organiques :**

1. **Composés organiques naturels :**

Ils proviennent des animaux et des végétaux.

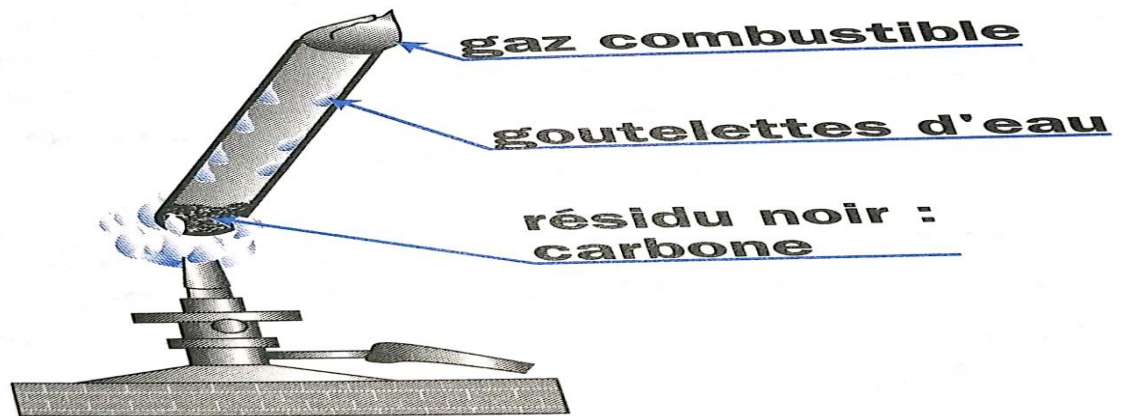
- a) Des animaux : les protides que l'on rencontre dans les viandes et poissons sont composés des éléments C, H, O, N.
- b) Des végétaux :
 - La cellulose (tirée du bois et certaines plantes comme le coton) ;
 - Le latex (caoutchouc naturel qui provient de l'hévéa) ;
 - Le saccharose (ou sucre $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ extrait de la canne et de la betterave) ;
 - L'amidon (riz, mil, pomme de terre, certaines graines).
 - Les huiles végétales (huile d'arachide, beurre de karité, huile de sésame).

2. **Les produits organiques Fossiles :**

Les houilles, les pétroles et les gaz naturels qui se sont formés par la décomposition à l'abri de l'air (décomposition anaérobie) d'organismes végétaux ou animaux.

IV. **Mise en évidence expérimentale de l'élément carbone :**

1. **La pyrolyse** : la pyrolyse d'un composé organique est sa décomposition chimique lorsqu'il est porté à une température élevée.
 - a) **La pyrolyse du sucre :**



En chauffant, le sucre, il fond quand on prolonge le chauffage, la pâte donne du charbon, des gouttelettes d'eau et des gaz combustibles. Donc le sucre contient du carbone.

b) **Pyrolyse du bois :** la combustion du bois donne un dégagement de gaz combustibles, un liquide huileux. Donc le bois contient du carbone.

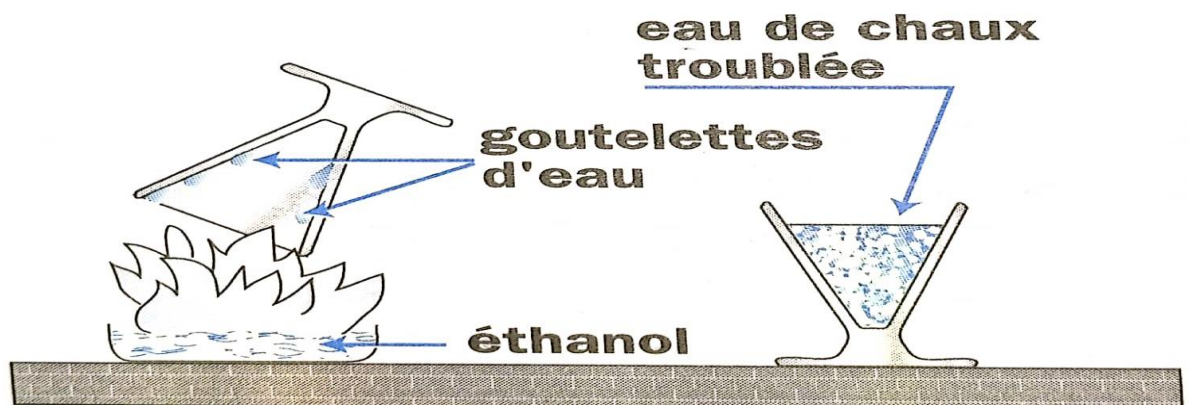
2. **Mise en évidence de l'élément carbone par combustion du composé organique :**

La combustion d'une substance est sa réaction chimique avec le dioxygène accompagnée d'inflammation ; on dit alors que la substance brûle.

Exemple : combustion de l'éthanol ou alcool éthylique

L'éthanol brûle avec une flamme claire et peu visible. Retournons alors un verre sec et froid au-dessus de la flamme ; il se recouvre de buée, preuve que la combustion donne naissance à de la vapeur d'eau (H_2O).

Remplissons ensuite le verre d'eau de chaux. Elle se trouble ; c'est la preuve que la combustion a formé du dioxyde de carbone (CO_2).



V. **FORMULE DES COMPOSES ORGANIQUES :**

1. **Formule brute :**

Les atomes de carbone, d'hydrogène, et d'oxygène s'unissent entre eux pour former des molécules.

La **formule brute** d'une molécule nous indique :

- Les différents atomes qui la constituent ;
- Le nombre de chaque atome présent.

La formule est $C_xH_yO_z$ où x, y, z sont des nombres naturels différents de zéro.

2. Formule développée :

La formule développée est la représentation de la structure des molécules en observant les conventions suivantes :

- La liaison de covalence entre deux atomes est simple si une paire d'électrons est mise en commun, elle est schématisée par un trait ;
- Le carbone est tétravalent (4 traits), l'hydrogène est monovalent (un trait) et l'oxygène est divalent (deux traits) ; les formules développées renseignent sur la façon dont les atomes sont liés dans la molécule.

Les atomes de carbone peuvent s'unir entre eux. On utilise des formules semi - développées qui mettent en évidence des groupements intéressants.

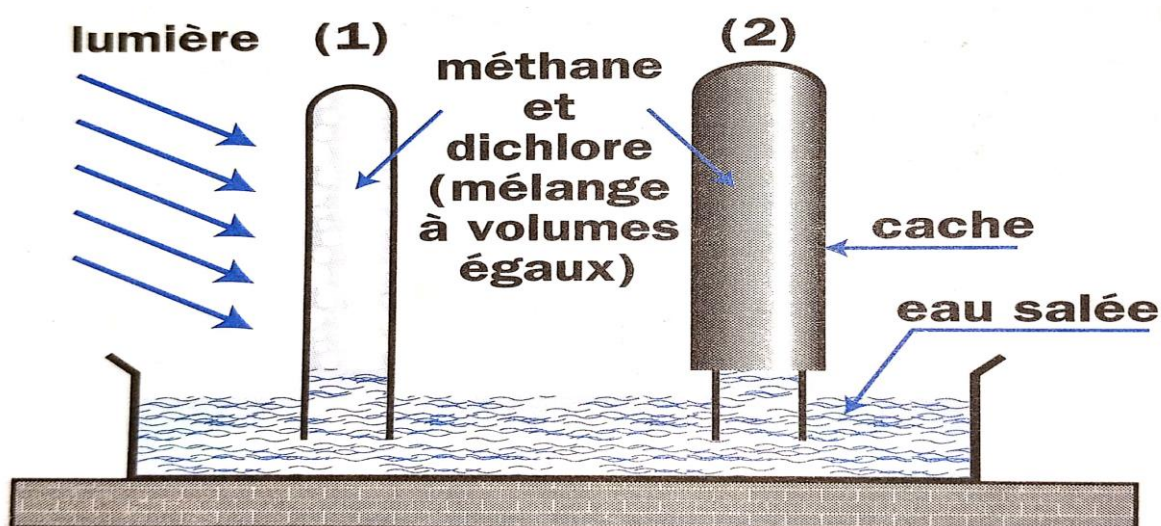
3. Tableau :

Le tableau ci-dessous donne les formules brutes, les formules développées et les formules semi - développées de certains corps.

Nom	Formule moléculaire	Formule structurale	Formule semi-développée	Formule générale
Méthane	CH_4	$\begin{array}{c} H \\ \\ H-C-H \\ \\ H \end{array}$	CH_4	C_nH_{2n+2}
Ethylène ou éthène	C_2H_4	$\begin{array}{c} H & & H \\ & \diagdown & / \\ & C=C & \\ & / & \diagdown \\ H & & H \end{array}$	$CH_2=CH_2$	C_nH_{2n}
Acétylène	C_2H_2	$H-C \equiv C-H$	$CH \equiv CH$	C_nH_{2n-2}
Ethanol	C_2H_6O	$\begin{array}{c} H & & H \\ & & \\ H-C & - & C-OH \\ & & \\ H & & H \\ CH_3-CH_2-OH \end{array}$	$CH_3 - CH_2OH$ $CH_3 - CH_2 - OH$	$R - OH$

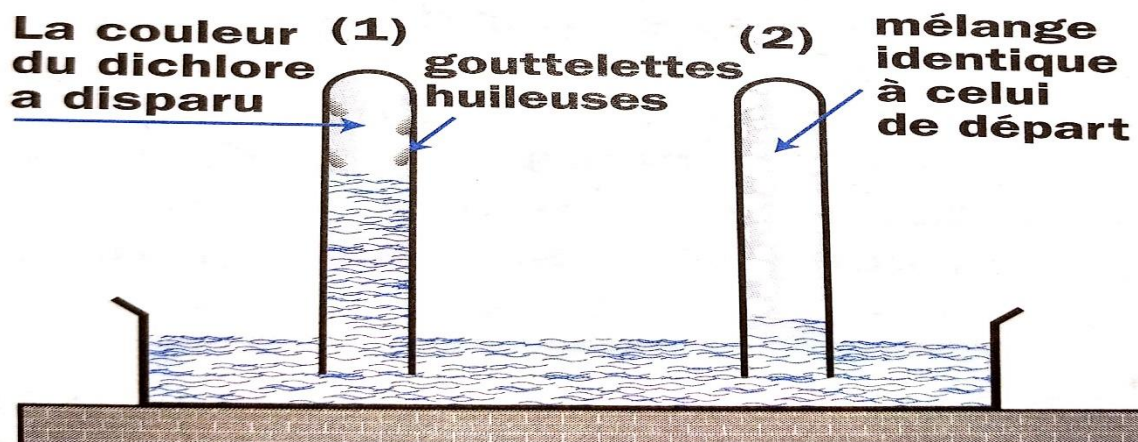
LE METHANE M(CH₄) = 16g/mol

- I. **ETAT NATUREL** : Le méthane provient de la fermentation anaérobie des matières organiques.
- II. **PROPRIETES PHYSIQUES** :
Gaz incolore sans saveur, le méthane est peu soluble dans l'eau et moins dense que l'air ($d = \frac{M}{29} = \frac{16}{29} = 0,55$), masse volumique $\mu = \frac{16}{22,4l} = 0,71g/l$.
- III. **PROPRIETES CHIMIQUES** :
1. **REACTIONS DE DESTRUCTION** :
- a. **Décomposition thermique** :
Chauffée vers 600°C le méthane se décompose en ses constituants.
L'équation bilan s'écrit :
$$CH_4 \rightarrow C + 2H_2$$
- b. **Combustion du méthane dans le dioxygène** :
Enflammons dans un courant de dioxygène, le méthane brûle avec une flamme peu éclairante. La combustion produit de la vapeur d'eau et du dioxyde de carbone.
$$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O + \text{chaleur (900KJ)}$$
- c. **Combustion du méthane dans le dichlore** :
Dans le dichlore, le méthane brûle avec une flamme rougeâtre. Il se forme du carbone et du chlorure d'hydrogène.
L'équation bilan s'écrit :
$$CH_4 + 2Cl_2 \rightarrow C + 4HCl$$
2. **REACTIONS DE SUBSTITUTION** :
- a) **Expérience** :



On remplit deux éprouvettes à gaz de façon identique, d'un mélange de méthane et de dichlore à volumes égaux et on les retourne sur une cuve à eau salée.

- Au début de l'expérience les éprouvettes (1) et (2) contiennent le même mélange réactif. La première est exposée à l'action de lumière la seconde en est préservée grâce à un cache.



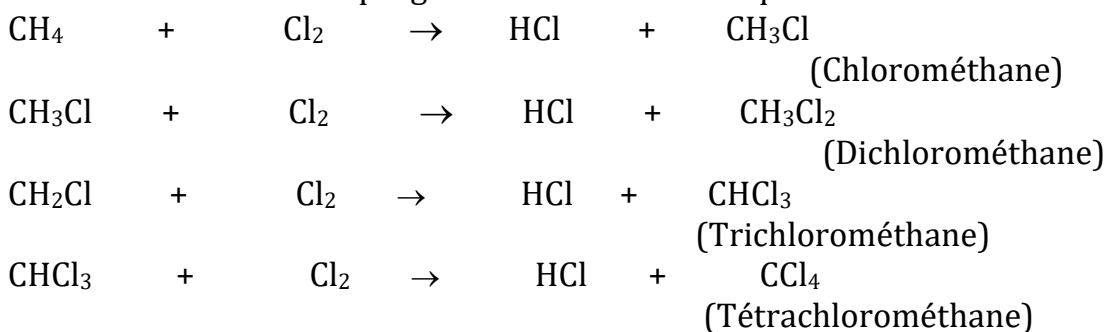
- Après 30 minutes, on observe dans l'éprouvette (1) :
 - Une ascension de l'eau salée ;
 - La disparition de la couleur jaune vert du dichlore ;
 - L'apparition de gouttelettes huileuses sur les parois ;
 - L'eau de la cuve devient légèrement acide et dans l'éprouvette (2), aucun changement n'est intervenu, aucune réaction n'est produite.

b) Interprétation :

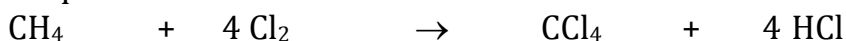
L'analyse chimique montre qu'il s'est formé quatre dérivés :

- CH_3Cl : Chlorométhane (gaz)
- CH_2Cl_2 : Dichlorométhane (liquide)
- CHCl_3 : Trichlorométhane (liquide)
- CCl_4 : Tétrachlorométhane (liquide)

A la lumière diffuse, un mélange à volumes égaux de dichlore et de méthane se transforme progressivement et forme quatre dérivés :

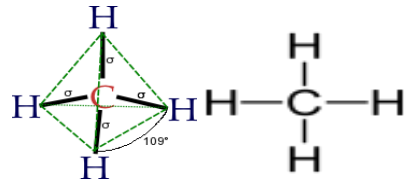
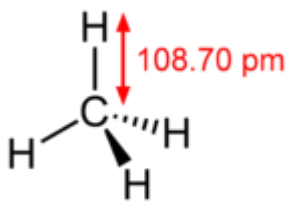


L'équation bilan de la réaction :



IV. STRUCTURE MOLECULAIRE :

Le méthane est un hydrocarbure saturé

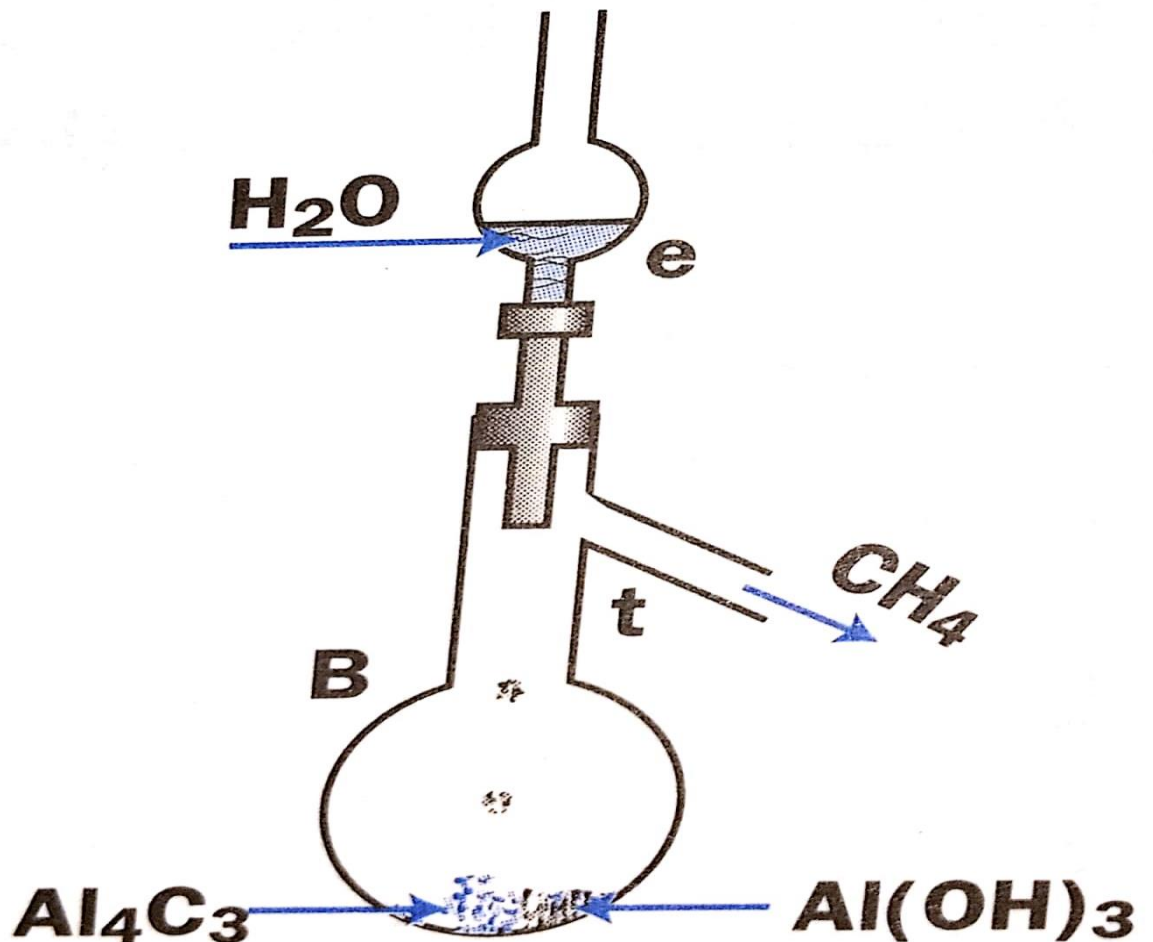
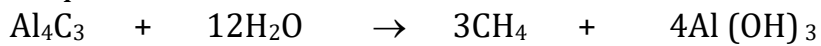


V. PREPARATION DU METHANE :

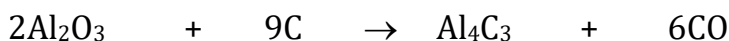
1. PREPARATION AU LABORATOIRE :

L'eau réagit sur le carbure d'aluminium en donnant un dégagement de méthane et une formation d'hydroxyde d'aluminium.

L'équation bilan de la réaction s'écrit :



REMARQUE: Le carbure d'aluminium est obtenu par réduction de l'aluminium avec le carbone.



2. **DANS L'INDUSTRIE:** Le méthane est obtenu, dans l'industrie par addition fractionnée du gaz de cokerie, du gaz de pétrole et du gaz naturel.

VI. HYDROCARBURES SATURÉS OU ALCANE :

La Formule générale des hydrocarbures saturés est : $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$

(Avec : n est un nombre non nul)

Les quatre premiers alcanes sont gazeux :

(Méthane, éthane, propane, butane) : $n < 5$.

Les quatre suivants sont des liquides $5 \leq n$

Le nom est constitué d'un préfixe indiquant le nombre d'atomes de carbone de la chaîne suivie de la terminaison « ane ».

De C_{16} et suivants ils sont solides ($n > 15$)

Tableau 1 : Nom des alcanes à chaîne linéaire $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$

n	Nom	Formule	n	Nom	Formule
1	Méthane	CH_4	12	Dodécane	$\text{C}_{12}\text{H}_{26}$
2	Ethane	C_2H_6	13	Tridécano	$\text{C}_{13}\text{H}_{28}$
3	Propane	C_3H_8	14	Tétradécane	$\text{C}_{14}\text{H}_{30}$
4	Butane	C_4H_{10}	15	Pentadécane	$\text{C}_{15}\text{H}_{32}$
5	Pentane	C_5H_{12}	16	Hexadécane	$\text{C}_{16}\text{H}_{34}$
6	Hexane	C_6H_{14}	17	Heptadécane	$\text{C}_{17}\text{H}_{36}$
7	Heptane	C_7H_{16}	18	Octadécane	$\text{C}_{18}\text{H}_{38}$
8	Octane	C_8H_{18}	19	Nonadécane	$\text{C}_{19}\text{H}_{40}$
9	Nonane	C_9H_{20}	20	Eicosane	$\text{C}_{20}\text{H}_{42}$
10	Décane	$\text{C}_{10}\text{H}_{22}$	30	Triacontane	$\text{C}_{30}\text{H}_{62}$
11	Undécane	$\text{C}_{11}\text{H}_{24}$	40	Tétracontane	$\text{C}_{40}\text{H}_{82}$

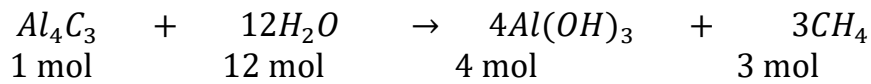
Exercice : On fait réagir de l'eau en excès avec 60g de carbure d'aluminium contenant 10% d'impuretés. Calcule :

- a. Le volume de méthane obtenu

- b. La masse de l'hydroxyde d'aluminium formé
 On donne : $M(C)=12\text{g/mol}$; $M(H)=1\text{g/mol}$; $M(O)=16\text{g/mol}$;
 $M(Al)=27\text{g/mol}$; $V_0=22,4\text{L}$.

Solution :

L'équation bilan de la réaction est :



La relation de proportionnalité

$$\frac{n(Al_4C_3)}{1} = \frac{n(H_2O)}{12} = \frac{n(Al(OH)_3)}{4} = \frac{n(CH_4)}{3}$$

Masse de carbure d'aluminium pur

$$m(Al_4C_3) = 60 - \frac{60 \times 10}{100} = 54\text{g}$$

Le nombre de mole de carbure d'aluminium

$$n(Al_4C_3) = \frac{m(Al_4C_3)}{M(Al_4C_3)} = \frac{54}{144} = 0,375\text{mol}$$

Le nombre de mole du méthane

$$\frac{n(Al_4C_3)}{1} = \frac{n(CH_4)}{3} \Rightarrow n(CH_4) = 3 \times n(Al_4C_3) = 3 \times 0,375\text{mol}$$

$$n(CH_4) = 1,125\text{mol}$$

- a. Le volume du méthane

$$V(CH_4) = n(CH_4) \times V_0 = 1,125 \times 22,4 = 25,2\text{L}$$

$$V(CH_4) = \mathbf{25,2L}$$

Le nombre de mole d'hydroxyde d'aluminium formé

$$\frac{n(Al_4C_3)}{1} = \frac{n(Al(OH)_3)}{4} \Rightarrow n(Al(OH)_3) = 4 \times n(Al_4C_3)$$

$$n(Al(OH)_3) = 4 \times 0,375\text{mol} = 1,5\text{mol}$$

- b. La masse d'hydroxyde d'aluminium formé

$$m(Al(OH)_3) = n(Al(OH)_3) \times M(Al(OH)_3) = 1,5 \times 78 = 117\text{g}$$

$$m(Al(OH)_3) = \mathbf{117g}$$

L'ETHANOL OU ALCOOL ETHYLIQUE:

$$\underline{M(C_2H_5OH) = 46g/mol}$$

I. PROPRIETES PHYSIQUES ET USAGE

1. Propriétés physiques

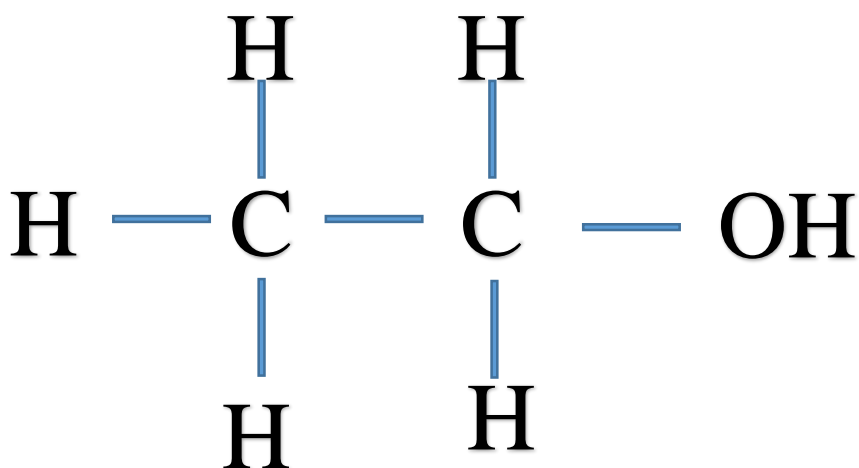
L'alcool éthylique ou éthanol est un liquide incolore très mobile à odeur agréable et à saveur brûlante. Il est très soluble dans l'eau et dans un grand nombre de substances : iode, camphre, essences végétales. Sa densité est 0,8 et sa température d'ébullition 78°C. Sa concentration ou titre alcoolique se mesure en degré Gay Lussac (°GL).

Exemple : 90°GL = 90 Cm³ d'alcool et 10 Cm³ d'eau.

2. **Usages :** Antiseptique local, combustible et liquide thermométrique. Solvant dans la fabrication des produits pharmaceutiques et parfums. Préparation des boissons alcooliques (vin, bière, liqueurs).

II. STRUCTURE

- a) La formule structurale est :



- b) La formule semi-développée



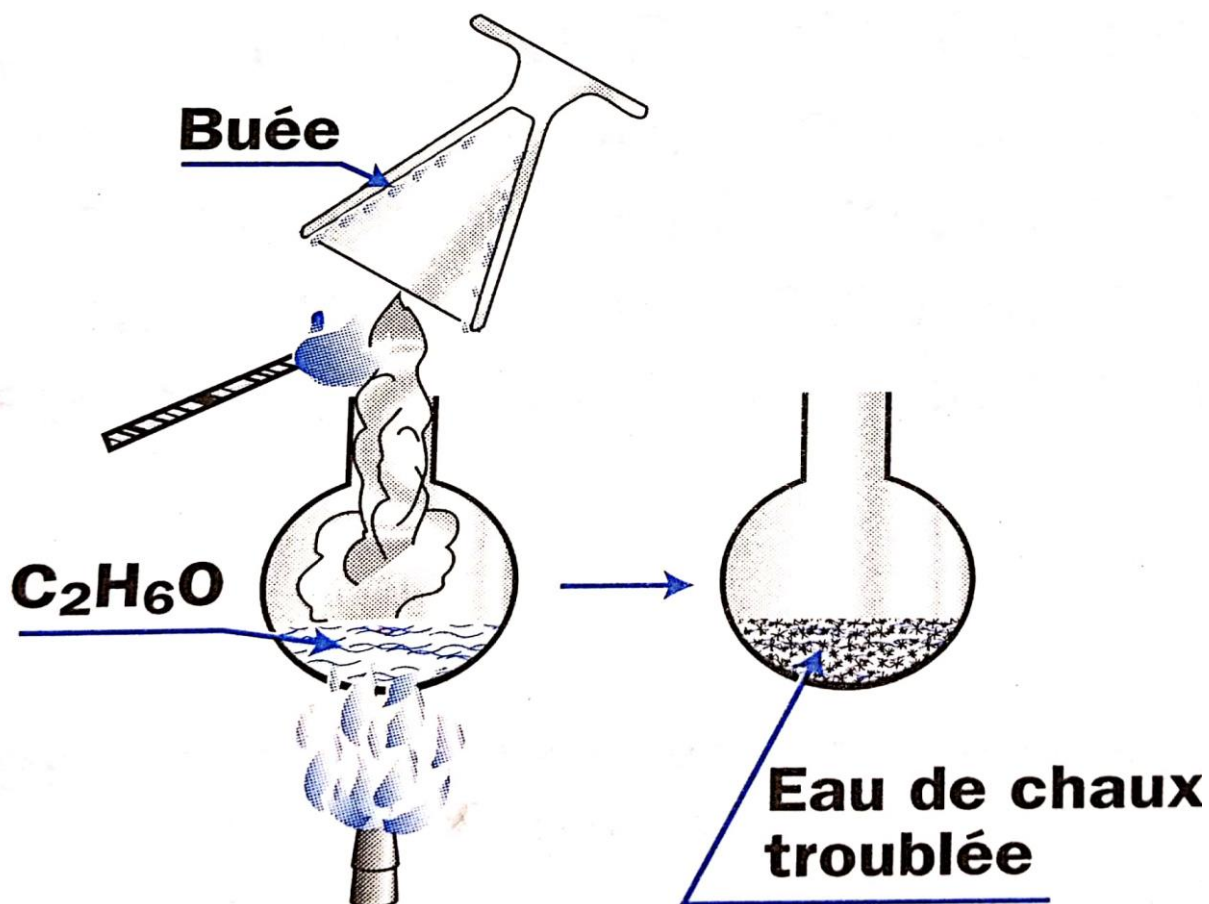
III. PROPRIETES CHIMIQUES

1. Oxydation de l'éthanol

1. Combustion complète

L'alcool éthylique enflammé brûle avec une flamme bleuâtre très chaude. Il se forme de la vapeur d'eau et du dioxyde de carbone.

L'équation bilan de la réaction :

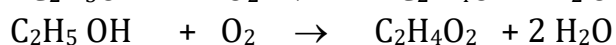
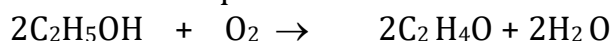


2. Addition des oxydants

De nombreux oxydants peuvent transformer l'éthanol en éthanal et en acide éthanoïque.

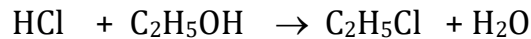
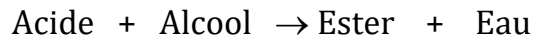


Oxydation ménagée: en présence d'un catalyseur de platine, l'éthanol par action ménagée du dioxygène donne l'aldéhyde acétique qui s'oxyde en acide acétique.

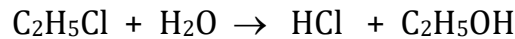
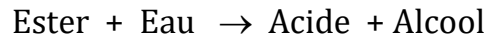


2. Action des acides

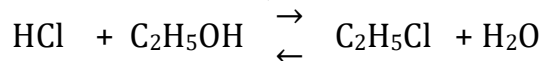
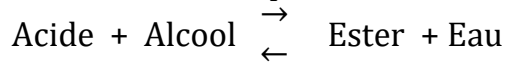
- Les acides réagissent sur l'éthanol pour donner de l'ester et de l'eau : c'est une réaction d'estérification



- L'ester réagit avec l'eau pour donner un acide et l'alcool : c'est une réaction d'hydrolyse.

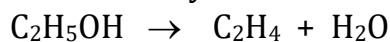


Une réaction d'estérification ou d'hydrolyse est une réaction lente, limitée et thermique. Elle est réversible.

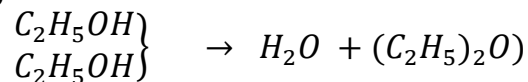


L'éthanol est un liquide neutre. Il n'est ni base ni acide et ni sel. Il ne colore pas le tournesol, l'éthanol n'est pas un électrolyte. Il donne des esters avec les acides.

- 3. Les réactions de déshydratation** : on appelle réaction de déshydratation une réaction au cours de laquelle il y'a l'enlèvement de l'eau a un corps pur composé.
 - a. Déshydratation complète** : par catalyseur sur l'aluminium à 100°C par l'action d'acide sulfurique à 180°C. L'éthanol se déshydrate et l'on obtient l'éthylène.



- b. Déshydratation partielle** : à une température plus basse 250°C avec l'aluminium et 180°C avec l'acide sulfurique. La déshydratation de l'éthanol a lieu entre deux molécules d'éthanol. Il se forme l'oxyde d'éthyle (C_2H_5)₂O)



IV. PREPARATION DE L'ALCOOL ETHYLIQUE OU ETHANOL

1. Fermentation alcoolique

Sous l'action de la levure de bière, le glucose $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ se fermente en éthanol et en dioxyde de carbone



2. Alcool de synthèse

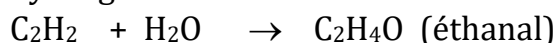
a. Hydratation de l'éthylène

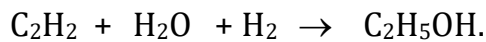
Par hydratation de l'éthylène en présence d'acide sulfurique concentré à 980°C on obtient l'éthanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$)



b. A Partir de l'acétylène :

Par hydratation de l'acétylène on obtient de l'éthanal qui par hydrogénation donne l'éthanol.



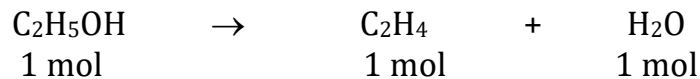


Exercice :

Par déshydratation de l'éthanol on obtient de l'eau et de l'éthylène.
Sachant qu'on a utilisé 115g d'éthanol. Calcule le volume d'éthylène et la masse d'eau obtenue.

Solution :

L'équation bilan de la réaction :



La relation de proportionnalité

$$\frac{n(C_2H_5OH)}{1} = \frac{n(C_2H_4)}{1} = \frac{n(H_2O)}{1}$$

Le nombre de mole de l'éthanol

$$\begin{aligned} n(C_2H_5OH) &= \frac{m(C_2H_5OH)}{M(C_2H_5OH)} = \frac{115}{46} = 2,5 \text{ mol} \\ n(C_2H_5OH) &= 2,5 \text{ mol} \end{aligned}$$

Le nombre de mole d'éthylène

$$\frac{n(C_2H_5OH)}{1} = \frac{n(C_2H_4)}{1} \Rightarrow n(C_2H_4) = n(C_2H_5OH) = 2,5 \text{ mol}$$

Le volume de l'éthylène

$$\begin{aligned} V(C_2H_4) &= n(C_2H_4) \times V_0 = 2,5 \times 22,4 = 56L \\ V(C_2H_4) &= \mathbf{56L} \end{aligned}$$

Le nombre de mole de l'eau

$$\frac{n(C_2H_5OH)}{1} = \frac{n(H_2O)}{1} \Rightarrow n(H_2O) = n(C_2H_5OH) = 2,5 \text{ mol}$$

La masse d'eau obtenue

$$\begin{aligned} m(H_2O) &= n(H_2O) \times M(H_2O) = 2,5 \times 18 = 45g \\ m(H_2O) &= \mathbf{45g} \end{aligned}$$