

RAPPEL: LES FONCTIONS CHIMIQUES

Définition

On appelle fonction chimique un ensemble de propriétés physiques et chimiques communes à plusieurs corps.

Ainsi nous avons la fonction acide, la fonction base et la fonction sel.

I La fonction acide

1) Définition :

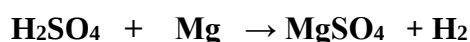
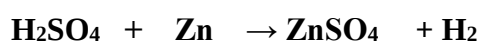
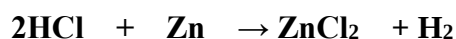
Un acide est un composé qui en solution aqueuse libère un ou plusieurs ions H^+ .

Les acides se répartissent en :

- mono-acides : **HCL, HBr, HI, HNO₃**
- poly-acides: **H₂S, H₂SO₃, H₂SO₄, H₂CO₃**

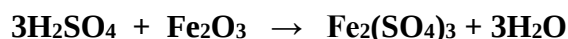
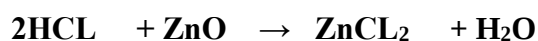
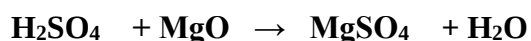
2) Propriétés:

a) Action des acides sur les métaux:



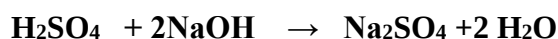
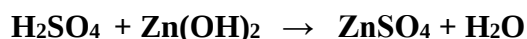
En principe: Acide + Métal $\rightarrow$ Sel + Dihydrogène

b) Action des acides avec les oxydes métalliques :



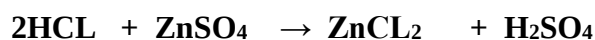
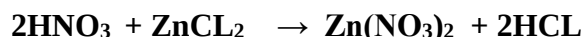
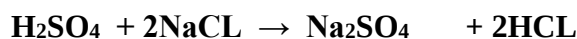
En Principe: Acide + Oxyde Métallique $\rightarrow$ Sel + Eau

c) Action des acides sur bases :



En Principe: Acide + Base $\rightarrow$ Sel + Eau

d) **Action des acides sur les sels :**



En principe: Acide + Sel $\rightarrow$ nouveau sel + nouvel acide

e) **Action des acides sur les indicateurs colorés :**

- le tournesol bleu vire au rouge
- l'hélianthine jaune devient rouge
- la phtaléine incolore reste incolore

II La fonction base

1) **Définition :**

Une base est un composé qui en solution aqueuse libère un ou plusieurs ions OH^-

Ex : NaOH (hydroxyde de sodium)

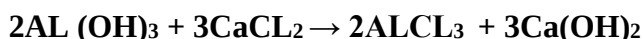
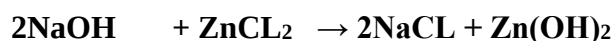
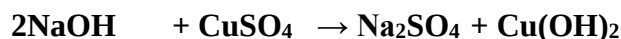
KOH (hydroxyde de potassium)

$\text{Ca}(\text{OH})_2$ (hydroxyde de calcium ou chaux éteinte)

$\text{Al}(\text{OH})_3$ (hydroxyde d'Aluminium)

2) **Propriétés :**

a) **Action des bases sur les sels :**



En principe: Base + Sel $\rightarrow$ nouveau sel + nouvelle base

b) **Action d'une base sur les indicateurs colorés :**

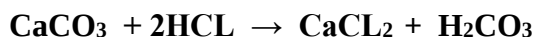
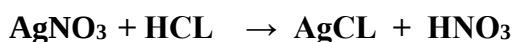
Elle bleuit le tournesol, jaunit l'hélianthine et colore la phtaléine en rouge

III La Fonction sel

Définition :

Un sel est un composé résultant du remplacement de l'hydrogène d'un acide par un métal.

Ex : NaCl, CaCO_3 , ZnCl_2 , AgNO_3 , CuSO_4



RAPPEL DES EQUATIONS DE RECTIONS

I Réaction chimique

Définition :

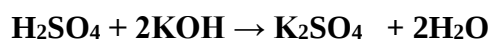
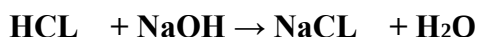
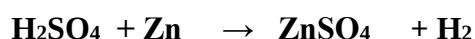
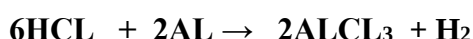
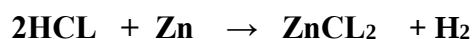
Une réaction chimique est une transformation au cours de laquelle la ou les espèces mises en présence disparaissent en donnant naissance à une ou d'autres espèces chimiques.

II Equation chimique

Définition :

Une équation chimique traduit le bilan d'une réaction chimique.

Exemples :



III Conservation de la matière

Enoncé de la loi

La masse des produits formés lors d'une réaction chimique est égale à la masse des réactifs consommés.

IV Applications des équations bilan des réactions aux problèmes de chimie

1) Relation entre nombre de moles et masse :

Soit M la masse molaire du composé, m sa masse et n le nombre de moles :

$$M \longrightarrow 1 \text{ mol}$$

$$m \longrightarrow n \text{ mol}$$

$$\text{Donc } n = \frac{m}{M} \quad \text{soit } m = n \times M$$

2) Relation entre nombre de moles et volume :

Soit V le volume d'un composé gazeux dans les conditions où le volume molaire est V_0 et n le nombre de moles :

$$V_0 \longrightarrow 1 \text{ mol}$$

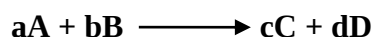
$$V \longrightarrow n \text{ mol}$$

$$\text{Donc } n = \frac{V}{V_0} \quad \text{soit } V = n \times V_0$$

3) Equation de la proportionnalité et les nombres de moles :

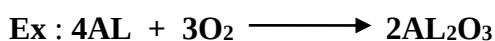
Lors d'une réaction chimique, les quantités de matières consommées et des produits formés sont proportionnelles aux coefficients stœchiométriques.

Pour une équation quelconque :



Cette proportionnalité s'exprime par :

$$\frac{n_A}{a} = \frac{n_B}{b} = \frac{n_C}{c} = \frac{n_D}{d}$$



L'équation de la proportionnalité s'écrit

$$\frac{n_{Al}}{4} = \frac{n_{O_2}}{3} = \frac{n_{Al_2O_3}}{2}$$

STRUCTURE DE L'ATOME

CLASSIFICATION PERIODIQUE DES ELEMENTS

Définition de l'atome

L'atome est la plus petite partie d'un élément qui puisse exister dans une molécule.

I Les particules fondamentales de l'atome

L'atome est formé de trois particules : le proton, l'électron et le neutron.

- 1) **L'électron** : c'est une particule légère de charge électrique négative.

Sa charge est : $q_e = -1,6.10^{-19}$ C (coulomb)

Sa masse est : $m_e = 9,1.10^{-31}$ kg

- 2) **Le proton** : c'est une particule nucléaire lourde de charge électrique positive.

Sa charge est : $q_p = 1,6.10^{-19}$ C (coulomb)

Sa masse est : $m_p = 1,67.10^{-27}$ kg

- 3) **Le neutron** : c'est une particule nucléaire lourde de charge électrique nulle.

Sa charge est : $q_n = 0$

Sa masse est : $m_n = 1,67.10^{-27}$ kg

II structure de l'atome

L'atome est divisé en deux parties : le noyau central et le nuage électronique.

(Schéma de l'atome)

- 1) **Le nuage électronique** :

Autour du noyau les électrons se déplacent. Leur charge électrique totale est $(-Z.e)$. Les électrons sont placés sur des couches électroniques successives appelées encore niveau d'énergie.

***Règle de remplissage :**

- les couches successives autour du noyau portent les noms : K, L, M, N,...
- une couche électronique ne peut contenir au maximum que $2n^2$ électrons où n indique le numéro de la couche.

La couche K a 2 électrons

La couche L a 8 électrons

La dernière couche a au maximum 8 électrons qui se répartissent alors en 4 doublets.

- 2) **Le noyau central** :

Il est formé de deux sortes de particules : les protons et les neutrons appelés nucléons. La charge du noyau est égale à $(Z.e)$

Un noyau est représenté par :

X

Formules : - la masse atomique : $A = Z + N$

- le nombre de protons : $Z = A - N$

- le nombre de neutrons : $N = A - Z$

***charge électrique de l'atome :**

Un atome a autant de charges positives $(+Z.e)$ dans son noyau que de charges négatives $(-Z.e)$ autour : l'atome est électriquement neutre.

III Classification périodique des éléments

1) Description :

La classification périodique moderne est un tableau comportant 18 colonnes (ou groupes) et 7 lignes (ou périodes).

Nous étudierons cette année la classification périodique simplifiée comportant les 3 premières lignes et 8 colonnes.

2) Intérêt de la classification :

a) Les atomes d'une même colonne ont le même nombre d'électrons sur la dernière couche : ce nombre est le numéro de la colonne. Ces atomes ont des propriétés chimiques très semblables.

b) Ce sont les électrons de la dernière couche qui déterminent les propriétés chimiques des atomes :

1^{ère} colonne : les métaux alcalins

7^{ème} colonne : les halogènes

8^{ème} colonne : les gaz rares ou inertes

OXYDATION-REDUCTION-OXYDO-REDUCTION

Mr TRAORE: Maître de Biologie, Physique et Chimie
--

I Oxydation

1) Exemples:

a) Oxydation du carbone en dioxyde de carbone:

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.

On dit aussi que le carbone est oxydé par le dioxygène : c'est un oxydant.

L'équation de la réaction s'écrit : $C + O_2 \rightarrow CO_2$

b) Oxydation du carbone par l'oxyde de cuivre II : (⊗schéma)

Mettons dans un tube à essai un mélange d'oxyde de cuivre II et de carbone en poudre.

Chauffons fortement le mélange ; l'oxyde de cuivre II oxyde le carbone en dioxyde de carbone (CO_2). Le carbone est oxydé par l'oxyde de cuivre II qui est un oxydant.

L'équation de la réaction s'écrit : $2CuO + C \rightarrow 2Cu + CO_2$

c) Oxydation du carbone par l'acide nitrique : (⊗schéma)

Chauffons du carbone dans une capsule et ajoutons goutte à goutte, de l'acide nitrique fumant, il se produit une réaction vive accompagnée de projections d'acide.

Des vapeurs rousses (dioxyde d'azote) s'échappent et il se forme du dioxyde de carbone.

L'équation de la réaction s'écrit : $4HNO_3 + C \rightarrow 4NO_2 + CO_2 + 2H_2O$

2) Définitions :

a) Oxydation :

- On appelle oxydation la fixation d'atome d'oxygène sur un corps simple ou composé.
- Oxyder un corps c'est lui ajouter des atomes d'oxygènes.

b) Oxydant :

Un oxydant est un corps oxygéné qui, par décompositions, libère du dioxygène.

II Réduction

1) Exemples

a) Réduction de l'oxyde de cuivre II par le dihydrogène :

Dans un tube à réduction, plaçons de l'oxyde de l'oxyde de cuivre II et faisons passer dessus un courant de dihydrogène sec.

Chauffons l'oxyde de cuivre II ; de la vapeur d'eau s'échappe en abondance. On constate, après refroidissement, que l'oxyde de cuivre II s'est transformé en cuivre métallique rouge. L'oxyde de cuivre II est réduit par le dihydrogène qui est un réducteur.

L'équation de la réaction s'écrit : $\text{CuO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$

b) **Réduction de l'oxyde de cuivre II par l'oxyde de carbone** : (⊗schéma)

Lorsqu'on fait passer un courant d'oxyde de carbone sur l'oxyde de cuivre II à chaud ; il se forme du dioxyde de carbone.

L'oxyde de carbone est le réducteur.

L'équation de la réaction s'écrit : $\text{CO} + \text{CuO} \rightarrow \text{Cu} + \text{CO}_2$

2) **Définitions** :

a) **Réduction** :

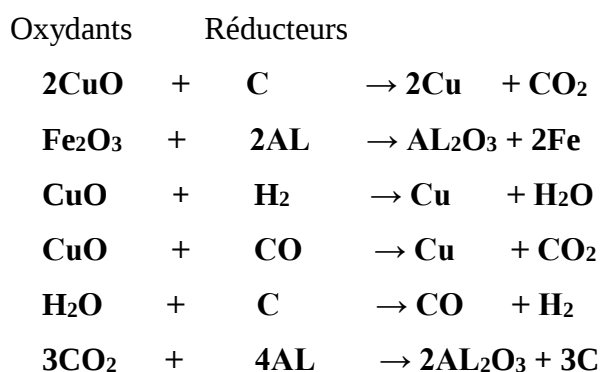
- On appelle réduction lorsqu'il y a enlèvement d'atomes d'oxygène à un composé oxygéné.
- Réduire un corps, c'est lui enlever des atomes d'oxygènes.

b) **Réducteur** :

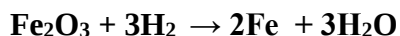
On appelle réducteur un corps capable d'enlever des atomes d'oxygène à un composé oxygéné.

III Oxydo-Réduction

Considérons quelques exemples d'oxydation et de réduction :



L'oxydation et la réduction constituent un phénomène unique que nous appelons le phénomène d'Oxydo-réduction.



Conclusion : oxydant + réduction $\rightarrow$ réactif réduit + réactif oxydé

Définition : Une réaction d'oxydo-réduction est une réaction au cours de laquelle l'oxydant est réduit et le réducteur est oxydé.

INTRODUCTION A L'ETUDE DES METAUX

L'Aluminium, le Fer, le cuivre et le zinc qui font l'objet de ce chapitre, ont à l'état métallique, une importance économique primordiale.

I Propriétés physiques

- 1) **Eclat métallique** : il s'explique par le grand pouvoir réflecteur de la surface métallique.
- 2) **Masse volumique** : les métaux ont des masses volumiques comprises entre 2.10^3kg/m^3 et 22.10^3kg/m^3 .
- 3) **Fusibilité** : la fusibilité est la propriété des métaux susceptible d'être fondu.
- 4) **Conductibilité** : est la propriété des métaux de transmettre de l'électricité ou de chaleur.

II propriétés mécaniques

- 1) **Ténacité** : la ténacité d'un métal est la résistance qu'il oppose à la rupture.
Ordre de ténacité croissante des métaux : zinc, aluminium, cuivre, fer, ...
- 2) **Dureté** : la dureté est le caractère de ce qui est dur.
Ex : le fer est plus dur que le zinc.
Ordre de dureté croissante des métaux : aluminium, cuivre, zinc, fer, ...
- 3) **Malléabilité** : est la propriété que les métaux ont le pouvoir d'être réduits en lames minces par martelage ou laminage.
Ordre de malléabilité des métaux : fer, zinc, cuivre, aluminium,...
- 4) **Ductilité** : est la propriété de ce qui peut être étiré, allongé sans se rompre.
Ordre de ductilité des métaux : zinc, cuivre, fer, aluminium,...

L'ALUMINIUM: $M(\text{AL}) = 27\text{g/mol}$

I Etat naturel

L'aluminium n'existe pas dans la nature à l'état pur. On le trouve dans le sol sous forme de minerai, c'est-à-dire associé à d'autres corps.

Le minerai de l'aluminium est la bauxite ($\text{AL}_2\text{O}_3, 2\text{H}_2\text{O}$).

En Afrique, on trouve des gisements de bauxite au Mali (région de Kayes), au Ghana, en Guinée, au Cameroun...

II Propriétés physiques et mécaniques

1) Propriétés physiques :

- l'aluminium est un métal blanc avec un éclat métallique et un pouvoir réflecteur ;
- Sa masse volumique est $2,7 \cdot 10^{-3} \text{kg/m}^3$;
- Il fond à 660°C et bout à 2056°C ;
- Il est le meilleur conducteur électrique et thermique après le cuivre.

2) Propriétés mécaniques :

- l'aluminium est peu tenace, assez mou ;
- il est ductile et malléable ;
- il possède une remarquable plasticité.

II Propriétés chimiques

1) Action du dioxygène :

- En poudre, l'aluminium brûle dans l'air avec un éclat et dégage de la chaleur. Il se forme de l'oxyde d'aluminium alumine (AL_2O_3)

L'équation de la réaction s'écrit : $4\text{AL} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2\text{AL}_2\text{O}_3$

- Par contre un morceau d'aluminium assez gros ne brûle pas dans une flamme. Il se recouvre d'une couche d'alumine protectrice.

2) Action du dichlore : (⊗schéma)

La poudre d'aluminium brûle dans le dichlore en donnant du chlorure d'aluminium (ALCL_3)

L'équation de la réaction s'écrit : $2\text{AL} + 3\text{CL}_2 \rightarrow 2\text{ALCL}_3$

3) Action du soufre : (⊗schéma)

Quand on chauffe fortement l'aluminium avec du soufre, l'aluminium réagit vivement avec formation de sulfure d'aluminium (Al_2S_3)

L'équation de la réaction s'écrit : $2\text{Al} + 3\text{S} \rightarrow \text{Al}_2\text{S}_3$

4) Réduction de la vapeur d'eau par l'aluminium : (⊗schéma)

L'eau étant à l'ébullition vive dans un ballon ouvert on enflamme la poudre d'aluminium dans l'air, puis on l'introduit dans la vapeur d'eau en bouchant le ballon.

On constate que l'hydrogène est recueilli dans la cuve à eau et l'aluminium oxydé en alumine.

L'équation de la réaction s'écrit : $2\text{Al} + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2$

5) Réduction du dioxyde de carbone par l'aluminium : (⊗schéma)

La poudre d'aluminium enflammée dans l'air continue à brûler dans le dioxyde de carbone : l'aluminium s'oxyde à l'état d'alumine, pendant que le dioxyde de carbone est réduit à l'état de carbone libre.

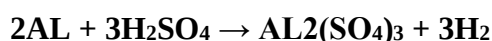
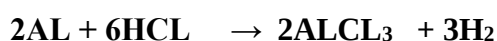
L'équation de la réaction s'écrit : $4\text{Al} + 3\text{CO}_2 \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{C}$

6) Réduction de l'oxyde de fer III par l'aluminium : (⊗schéma)

L'aluminium réduit l'oxyde de fer III (Fe_2O_3) en fer (Fe), l'aluminium lui-même est oxydé en alumine (Al_2O_3).

L'équation de la réaction s'écrit : $2\text{Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Fe}$

7) Réduction des solutions acides par l'aluminium :



8) Réduction d'une solution de soude par l'aluminium : (⊗schéma)

Versons une solution d'hydroxyde de sodium sur de l'aluminium : une réaction s'amorce lentement à froid et on constate un dégagement de dihydrogène (H_2). L'aluminium lui-même est oxydé en aluminat de sodium (NaAlO_2)

L'équation de la réaction s'écrit : $2\text{Al} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaAlO}_2 + 3\text{H}_2$

IV Usages

- l'aluminium est utilisé pour la fabrication d'ustensiles de cuisine, de lignes électriques et d'appareils chimiques ;
- il est utilisé dans l'industrie chimique pour la fabrication des toitures, des portes...
- il est utilisé dans l'industrie alimentaire (emballages).

LE CUIVRE : M(Cu) = 64g/mol

I Etat naturel

Le cuivre se trouve sous forme de minerais sulfurés : la chalcosine (Cu_2S), la chalcopryrite ($\text{Cu}_2\text{SFe}_2\text{S}_3$) et la malachite (CuCO_3 , Cu(OH)_2).

Les gisements de cuivre sont : EX-U.R.S.S, U.S.A, l'Afrique du sud, Mauritanie, Zaïre.

II Propriétés physiques et mécaniques :

1) Propriétés physiques :

- le cuivre est un métal de couleur rouge ;
- sa masse volumique est $8,92.10^3\text{kg/m}^3$;
- il fond à 1083°C et bout à 2336°C
- il est un excellent conducteur de la chaleur et de l'électricité

2) Propriétés mécaniques :

Le cuivre est un métal mou très ductile et très malléable.

III Propriétés chimiques :

1) Action du dioxygène : (⊗schéma)

a) Action de l'air sec :

- le cuivre chauffé au rouge, réagit avec l'oxygène pour donner l'oxyde de cuivre II noir

L'équation de la réaction s'écrit : $2\text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CuO}$

- A haute température, il se forme de l'oxyde de cuivre I rouge

L'équation de la réaction s'écrit : $4\text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Cu}_2\text{O}$

b) Action de l'air humide :

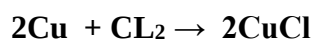
Il est superficiellement oxydé dans l'air humide et se recouvre d'une couche compacte (vert-de-gris)

2) Réduction du dichlore et du soufre :

a) Le dichlore (⊗schéma)

Des fils de cuivre chauffés au préalable sont introduits dans un flacon de dichlore. Il se forme deux chlorures : le chlorure de cuivre II et le chlorure de cuivre I

Les équations sont : $\text{Cu} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CuCl}_2$



b) **Le soufre** (⊗schéma)

Le cuivre se combine avec incandescence à la vapeur de soufre pour donner du sulfure de cuivre I (Cu_2S)

L'équation s'écrit: $2\text{Cu} + \text{S} \rightarrow \text{Cu}_2\text{S}$

Remarque : l'action du dioxygène et du dichlore montre qu'il existe deux séries de composés du cuivre :

- les composés de cuivre II : l'oxyde de cuivre II (CuO) et le chlorure de cuivre II (CuCl_2)
- les composés de cuivre I : l'oxyde de cuivre I (Cu_2O) et le chlorure de cuivre I (CuCl)

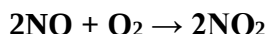
3) **Réduction des acides par le cuivre** :

a) **Acide nitrique** : (⊗schéma)

Une solution d'acide nitrique attaque rapidement le cuivre à froid. Il se dégage du monoxyde d'azote (NO) qui s'oxyde spontanément à l'air pour donner du dioxyde d'azote (NO_2).

En vaporisant l'eau de la solution bleue on obtient des cristaux de nitrate de cuivre II ($\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$).

L'équation s'écrit: $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 \rightarrow 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$



b) **Acide sulfurique concentré et bouillant**: (⊗schéma)

Le cuivre réduit l'acide sulfurique concentré et chaud avec un dégagement de dioxyde de soufre reconnaissable à son odeur suffocante et à sa propriété de décolorer le permanganate de potassium.

L'équation s'écrit: $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

c) **Acide chlorhydrique**:

L'acide chlorhydrique pur n'attaque ni à froid, ni à chaud le cuivre.

Par contre en ajoutant le dioxygène il donne à chaud le chlorure de cuivre I et de l'eau.

L'équation s'écrit : $4\text{Cu} + \text{O}_2 + 4\text{HCl} \rightarrow 4\text{CuCl} + 2\text{H}_2\text{O}$

4) **Action des bases** :

Les bases n'ont aucune action sur le cuivre.

IV Usages :

- le cuivre est utilisé pour la fabrication des câbles et fils électriques ;
- il entre dans la composition d'alliages : le bronze, le laiton...

LE ZINC : M(Zn) = 65g/mol

I Etat naturel

Les minerais de zinc les plus importants sont les sulfures de zinc (**ZnS**) appelé blende, le carbonate de zinc (**ZnCO₃**) appelé smithsonite et la calamine.

Les gisements de zinc sont : Allemagne, Etats-Unis, Afrique du Sud, Maroc, Algérie...

II Propriétés physiques et mécaniques

1) **Propriétés physiques** :

- le zinc est un métal blanc à l'aspect légèrement bleuâtre ;
- il est assez dense ;
- sa température de fusion est **419^{°C}** et bout à **906^{°C}**

2) **Propriétés mécaniques** :

- il est assez peu tenace ;
- il est peu malléable.

III Propriétés chimiques

1) **Action de dioxygène** :

a) **Air sec** : (schéma)

A chaud, le zinc est oxydé par le dioxygène et donne de l'oxyde de zinc (**ZnO**).

L'équation s'écrit : **$2\text{Zn} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{ZnO} + \text{chaleur}$**

b) **Air humide** :

A l'air humide, le zinc se recouvre d'une mince couche protectrice de carbonate basique de zinc qui inhibe toute corrosion.

2) **Réduction du dichlore** : (schéma)

La poudre de zinc chauffée et introduite dans un flacon contenant du dichlore brûle et donne du chlorure de zinc.

L'équation s'écrit : **$\text{Zn} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{ZnCl}_2$**

3) Action du soufre : (schéma)

Le mélange de soufre et de zinc en poudre brûle avec vivacité et donne des particules incandescences de sulfure de zinc (**ZnS**)

L'équation s'écrit : **$\text{Zn} + \text{S} \rightarrow \text{ZnS}$**

4) **Réduction de l'eau par le zinc** : (⊗schéma)

A température élevée, le zinc réagit vivement avec la vapeur d'eau, il se forme de l'oxyde de zinc et un dégagement de dihydrogène.

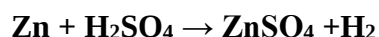
L'équation s'écrit : $\text{Zn} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{ZnO} + \text{H}_2$

4) **Réduction des solutions acides par le zinc :**

a) **Solutions chlorhydriques et sulfuriques : (schéma)**

Le zinc réduit les solutions chlorhydrique et sulfuriques à froid avec un dégagement de dihydrogène.

Les équations s'écrivent : $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$



b) **Acides à anions oxydants :**

- L'acide nitrique dilué attaque le zinc. Il y a formation d'oxyde d'azote (**NO et NO₂**) et de nitrate de zinc (**Zn(NO₃)₂**)
- Avec l'acide sulfurique concentré et chaud, il y a formation de sulfure de zinc et de gaz **SO₂**

5) **Réduction de l'hydroxyde de sodium (soude) : (schéma)**

Chauffons un mélange de soude (**NaOH**) et de zinc, il se dégage un gaz : le dihydrogène.

Le produit obtenu est du zincate de sodium **Na₂(ZnO₂)**

L'équation s'écrit : $\text{Zn} + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2(\text{ZnO}_2) + \text{H}_2$

IV Usage

- le zinc est utilisé principalement pour préparer des alliages (laiton et maillechort) ;
- il est utilisé pour la galvanisation du fer ;
- entre dans la fabrication des gouttières.

NOTION DE CHIMIE ORGANIQUE- EXEMPLES DE COMPOSES ORGANIQUES

I Chimie organique

Définition : La chimie organique est la chimie des composés de carbone.

II Composés organiques

- 1) **Composés organiques naturels** : Ce sont : les protéides, la cellulose, le latex, le saccharose, l'amidon et les huiles végétales.
- 2) **Composés organiques fossiles** : Ce sont : les houilles, les pétroles et les gaz naturels.

III Mise en évidence du carbone

1) Mise en évidence par pyrolyse :

***Définition de la pyrolyse** : la pyrolyse d'un composé est sa décomposition chimique lorsqu'il est porté à température élevée.

* **Expérience** : Dans un tube à essais, on place un morceau de sucre et on chauffe fortement. Le sucre fond en donnant du caramel puis le caramel se transforme en un résidu noir, poreux et léger: il s'agit du carbone. Donc le sucre contient du carbone.

2) Mise en évidence par combustion :

* **Définition de la combustion** : La combustion d'une substance est sa réaction chimique avec le dioxygène accompagnée d'inflammation.

* **Expérience** : Retournons un verre sec et froid au dessus de la flamme d'alcool ; il se recouvre de buée. Remplissons ensuite le verre d'eau de chaux, elle se trouble : présence du gaz carbonique. Donc l'alcool contient du carbone.

IV Formules des composés organiques

- 1) **Formule brute** : Les atomes de carbone, d'hydrogène et d'oxygène s'unissent entre eux pour former des molécules.
- 2) **Formule développée** : La formule développée est la représentation de la structure des molécules

3) Tableau:

Nom des corps	Formules brutes	Formules développées	Formules sémi-développées
Méthane	CH_4	$ \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array} $	CH_4
Ethylène	C_2H_4	$ \begin{array}{ccc} \text{H} & & \text{H} \\ & \backslash & / \\ & \text{C} = \text{C} \\ & / & \backslash \\ \text{H} & & \text{H} \end{array} $	$\text{CH}_2 = \text{CH}_2$
Acétylène	C_2H_2	$\text{H} - \text{C} \equiv \text{C} - \text{H}$	$\text{CH} \equiv \text{CH}$
Alcool ou Ethanol	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	$ \begin{array}{ccccc} & \text{H} & & \text{H} & \\ & & & & \\ \text{H} - & \text{C} & - & \text{C} & - \text{OH} \\ & & & & \\ & \text{H} & & \text{H} & \end{array} $	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$

Définition des mots suivants :

- **Hydrocarbure** : est une substance formée de carbone et d'hydrogène.
- **Substance organique** : est une substance qui renferme du carbone.
- **Formule brute** : est une formule qui indique la nature et le nombre des éléments présents dans la molécule ;
- **Formule développée** : est une formule dans laquelle les valences des éléments sont représentées par des traits.

LE METHANE : $M(\text{CH}_4) = 16\text{g/mol}$

I Etat naturel- Usage

- Le méthane se forme dans la décomposition à l'abri de l'air de la matière organique soumise à l'action des micro-organismes.
- Il sert à préparer le dihydrogène et les dérivées halogénés. Il est utilisé aussi comme source d'énergie.

II Propriétés physiques

- le méthane est un gaz incolore, inodore et insipide ;
- il est très peu soluble dans l'eau ;
- il est très difficile à liquéfier ;
- il est plus léger que l'air ;
- sa masse volumique est **0,71g/l**
- sa densité est **0,55**

II Propriétés chimiques

1) Réactions de destruction :

a) **Stabilité** : le méthane est l'un des corps organiques le plus stable.

Chauffé, sa décomposition donne : $\text{CH}_4 \rightarrow \text{C} + 2\text{H}_2$

b) Combustion dans le dioxygène et dans le dichlore :

- **Dans le dioxygène** : $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

- **Dans le dichlore** : $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{C} + 4\text{HCl}$

2) Réactions de substitution :

a) Action du dichlore sur le méthane :

* **Expérience** : (⊗schéma)

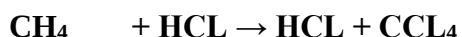
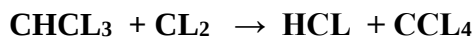
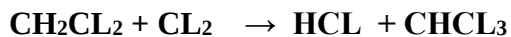
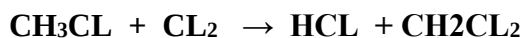
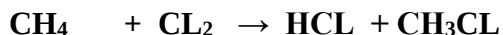
* **Interprétation** :

Dans l'éprouvette (1) : un mélange de dichlore et de méthane exposé à l'action de la lumière diffuse se transforme progressivement et donne successivement les composés suivants :

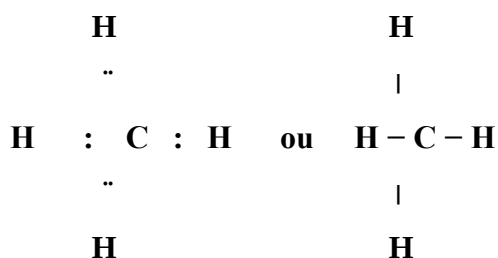
- CH_3Cl : le chlorométhane (gaz)
- CH_2Cl_2 : le dichlorométhane (liquide)
- CHCl_3 : le tri chlorométhane (liquide)
- CCl_4 : le tétrachlorométhane (liquide)

Dans l'éprouvette (2) : aucun changement n'est intervenu, aucune réaction n'est produite.

Les équations bilans sont :



IV Structure moléculaire



V Préparation de méthane

1) Préparation au laboratoire: (schéma)

En chauffant légèrement un mélange d'eau et de carbure d'aluminium: il y a formation d'hydroxyde d'aluminium et de méthane.

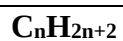
L'équation s'écrit: $\text{Al}_4\text{C}_3 + 12\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{CH}_4$

2) Préparation 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 Hydrocarbure saturés ou alcane

Définition : Un hydrocarbure est une substance qui est formée uniquement de carbone et d'hydrogène.

Formule générale des alcanes :



Exemples : Si $n = 1$; on a : **CH₄** méthane

Si $n = 2$; on a : **C₂H₆** éthane

Si $n = 3$; on a : **C₃H₈** propane

Si $n = 4$; on a : **C₄H₁₀** butane

Si $n = 5$; on a : **C₅H₁₂** pentane

Si $n = 6$; on a : **C₆H₁₄** hexane

Si $n = 7$; on a : **C₇H₁₆** heptane

Si $n = 8$; on a : **C₈H₁₈** octane

Si $n = 9$; on a : **C₉H₂₀** nonane

Si $n = 10$; on a **C₁₀H₂₂** décane

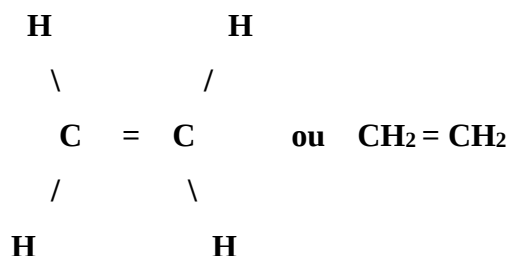
ETHYLENE OU ETHENE : $M(C_2H_4) = 28g/mol$

I Propriétés physiques

- l'éthylène est un gaz incolore, à odeur légèrement éthérée ;
- il est peu soluble dans l'eau, soluble dans certains solvants ;
- il est difficilement liquéfiable ;
- il légèrement moins dense que l'air ;
- sa masse volumique est **1,26g/l** et une densité égale à **0,97**

II Structure de la molécule

La structure de la molécule d'éthylène représente comme suite :

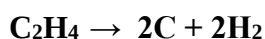


III Propriétés chimiques

1) Réactions de destruction :

a) Stabilité :

L'éthylène est moins stable que le méthane. Sous l'effet de la chaleur, il se décompose en :



b) Combustion de l'éthylène :

- **Combustion dans le dioxygène** : Présentons à une flamme une éprouvette remplie d'éthylène. Ce gaz brûle avec formation du dioxyde de carbone et de la vapeur d'eau.

L'équation s'écrit: $\text{C}_2\text{H}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

- **Combustion dans le dichlore**: Enflammons un mélange d'éthylène et de dichlore contenu dans un flacon. Il se forme du chlorure d'hydrogène tandis que le carbone est libéré.

L'équation s'écrit : $\text{C}_2\text{H}_4 + 2\text{Cl}_2 \rightarrow 4\text{HCl} + 2\text{C}$

2) Réactions d'addition :

a) Addition de dihalogène :

- **cas du dichlore** : (schéma)

Mélangeons du dichlore et de l'éthylène à volumes égaux dans une éprouvette retournée sur de l'eau salée. Il se forme des gouttelettes huileuses répondant à la formule $C_2H_4Cl_2$ (dichloroéthane)

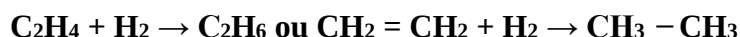
L'équation s'écrit : $C_2H_4 + Cl_2 \rightarrow C_2H_4Cl_2$ ou $CH_2 = CH_2 + Cl_2 \rightarrow CH_2Cl-CH_2Cl$

- **Cas du dibrome : (schéma)**

Versons un peu d'eau bromé dans une éprouvette d'éthylène et agitions. La décoloration du mélange prouve que le dibrome s'est fixé sur l'éthylène.

L'équation s'écrit: $C_2H_4 + Br \rightarrow C_2H_4Br$ ou $CH_2 = CH_2 + Br \rightarrow CH_2Br-CH_2Br$

b) **Addition de dihydrogène: hydrogénation**



c) **Addition du chlorure d'hydrogène:**



d) **Addition d'eau: hydratation**



IV Préparation de l'éthylène

1) **Préparation au laboratoire : (⊗schéma)**

Au laboratoire, l'éthylène est obtenu par déshydratation catalytique des vapeurs d'alcool éthylène sur l'aluminium ou par l'acide sulfurique concentré à chaud.

L'équation s'écrit : $C_2H_5OH \rightarrow C_2H_4 + H_2O$

2) **Préparation dans l'industrie :**

Dans l'industrie, l'éthylène est obtenu à partir du gaz de cokerie, des gaz de cracking et de raffinage des pétroles.

V Formule générale des alcènes ou hydrocarbure éthylénique



Où n est supérieur ou égale à 2

Définition :

La déshydratation : c'est enlevé de l'eau à un corps.

ACETYLENE OU ETHYNE : $M(C_2H_2) = 26g/mol$

I Propriétés physiques et usage

a) Propriétés physiques :

- l'acétylène est un gaz incolore, inodore quand il est pur ;
- il est plus léger que l'air ;
- Sa masse volumique est **1,77g/l** ;
- il est peu soluble dans l'eau et soluble dans les solvants organiques.

b) Usages :

L'acétylène est utilisé pour l'obtention des hautes températures (soudure autogène, découpage des métaux)

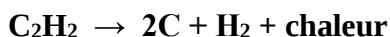
II Structure de la molécule d'acétylène

La formule structurale de l'acétylène est : **$H - C \equiv C - H$ ou $CH \equiv CH$**

III Propriétés chimiques

1) Réactions de destruction :

a) **Stabilité** : Sous l'effet de la chaleur, la molécule d'acétylène se décompose :



b) **Combustion dans l'air et dans le dichlore** :

- **Combustion dans l'air**: $C_2H_2 + O_2 \rightarrow 4CO_2 + 2H_2O$
- **Combustion dans le di chlore**: $C_2H_2 + CL_2 \rightarrow 2C + 2HCL$

2) Réactions d'addition :

a) **Addition de dihydrogène : hydrogénation**

L'hydrogénation peut être réalisée en deux étapes :

- En présence d'un catalyseur (palladium) : $C_2H_2 + H_2 \rightarrow C_2H_4$
- En présence d'un catalyseur (nickel) : $C_2H_2 + H_2 \rightarrow C_2H_6$

b) **Addition de di halogènes** :

- $C_2H_2 + 2CL_2 \rightarrow C_2H_2CL_4$ (tétrachlorure d'acétylène)
- $C_2H_2 + 2Br \rightarrow C_2H_2Br_4$ (tétra bromure d'acétylène)

c) **Addition de chlorure d'hydrogène** :



d) Addition d'eau : hydratation

L'hydratation de l'acétylène conduit à la formation d'éthanal :



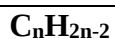
IV Préparation de l'acétylène

1) préparation au laboratoire : (schéma)

On prépare l'acétylène en faisant tomber goutte à goutte de l'eau additionnée d'acide chlorhydrique sur du carbure de calcium. On recueille l'acétylène sur une cuve à eau.

L'équation s'écrit : $\text{CaC}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2 + \text{Ca(OH)}_2$

V Formule générale des alcynes ou hydrocarbures acétyléniques



Exemples : si $n = 2$; on a : C_2H_2 acétylène ou éthyle

Si $n = 3$; on a : C_3H_4 propyne

Si $n = 4$; on a : C_4H_6 butyne

Si $n = 5$; on a : C_5H_8 pentyne

Définitions :

- **Hydrogénation** : c'est ajouté de l'hydrogène à un corps
- **Déshydrogénation** : c'est enlevé de l'hydrogène à un corps.

LE FER : M(Fe) = 56 g /mol

I Etat naturel

Les principaux minerais du fer sont : l'oxyde de fer III (Fe_2O_3), l'oxyde magnétique (Fe_3O_4), le carbonate de fer II (FeCO_3).

On trouve des gisements de fer en Afrique du Sud, en Algérie, en Sierra Léone, au Mali, en France...

II Propriétés physiques et mécaniques

1) Propriétés physiques :

- le fer est un métal blanc grisâtre, blanc quand il est pur ;
- sa masse volumique est $7,86.10^3 \text{kg/m}^3$;
- sa température de fusion est 1528°C et bout à 2740°C
- il est assez bon conducteur de chaleur et d'électricité.

2) Propriétés mécaniques :

- le fer est le plus dur des métaux ;
- il est malléable et ductile à chaud ;
- il est très tenace.

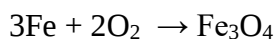
3) Propriétés magnétiques :

Le fer est un métal magnétique : il s'aimante lorsqu'il est placé dans un champ magnétique.

III Propriétés chimiques

1) Action du dioxygène :

a) **Action de l'air sec** : A chaud, le fer s'oxyde et donne de l'oxyde magnétique de formule (Fe_3O_4 .)



b) Action de l'air humide : (schéma)

Enfermons de la paille de fer dans une éprouvette renversée sur une cuve à eau salée.

Quelques jours après, on constate que le niveau de l'eau monte dans l'éprouvette et la paille de fer se recouvre d'une couche poreuse d'oxyde ferrique hydraté : la rouille.

2) Réduction du dichlore par le fer : (schéma)

Un fil de fer, chauffé au rouge, brûle dans un flacon contenant du dichlore pour donner du chlorure de fer III (FeCl_3).

L'équation de la réaction s'écrit : $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{FeCl}_3$

3) Réduction du soufre par le fer : (schéma)

Chauffons un mélange de limaille de fer et de soufre, on obtient du sulfure ferreux (FeS).

L'équation de la réaction s'écrit : $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$

4) Réduction de la vapeur d'eau par le fer : (schéma)

Le fer, chauffé au rouge, décompose la vapeur d'eau avec formation d'oxyde magnétique (Fe_3O_4) et un dégagement de dihydrogène (H_2).

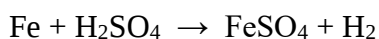
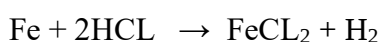
L'équation de la réaction s'écrit : $3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2$

5) Réduction des solutions acides par le fer :

a) Les solutions chlorhydrique et sulfurique :

* A chaud, le fer réduit les solutions chlorhydrique et sulfurique. Il y a dégagement de dihydrogène et formation du chlorure de fer II ou du sulfate de fer II.

Les équations de la réaction s'écrivent :



* A froid, le fer n'attaque pas l'acide sulfurique concentré.

b) Action de l'acide nitrique sur le fer : (schéma)

L'acide nitrique dilué et à froid attaque le fer pour donner du nitrate de fer III et un dégagement de monoxyde d'azote qui se transforme en dioxyde d'azote au contact du dioxygène de l'air.

6) Action des bases sur le fer :

Les bases n'ont aucune réaction sur le fer.

IV Usages

- le fer est utilisé dans la fabrication des rails, des grillages, des poutrelles, des vis...
- il est utilisé pour la fabrication d'électro-aimant, de dynamos, de transformateurs ;
- il est utilisé aussi pour la clôture de pâturage, la couverture des habitations, la fabrication des gouttières.

ETHANOL OU ALCOOL ETHYLIQUE : M (C₂H₅OH) = 46g/mol

I Propriétés physiques et usages

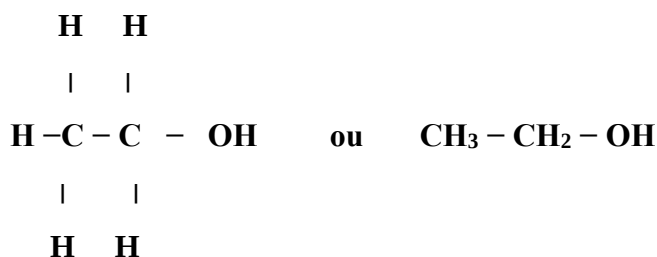
1) Propriétés physiques :

- l'éthanol est un liquide incolore, très mobile, à odeur agréable, à saveur brûlante ;
- il bout à **78,3°c** ;
- il dissout certaines substances : iode, camphre, les essences végétales, parfum, les résines, la potasse, la soude, les sels...
- il est moins dense que l'eau ;
- il est soluble dans l'eau en toutes proportions.

2) Usages :

- l'alcool sert à la préparation des eaux de vie, vins, bières et des liqueurs ;
- il sert à la fabrication des vernis ;
- il est utilisé comme désinfectant en médecine ;
- il est utilisé comme liquide thermométrique.

II Structure de la molécule



III Propriétés chimiques

1) Oxydation de l'éthanol :

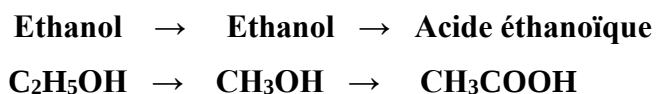
a) Combustion de l'éthanol : réaction de destruction : (schéma)

Enflammons de l'alcool dans un ballon à large col : l'apparition de buée sur la paroi d'un verre et le trouble de l'eau de chaux, montre qu'il se forme de la vapeur d'eau et du dioxyde de carbone.

L'équation s'écrit: $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$

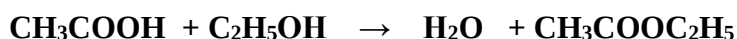
b) Action des oxydants :

De nombreux oxydants peut transformer l'éthanol en éthanal ou en acide éthanoïque :



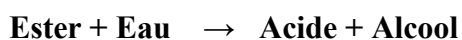
2) Action des acides :

Les acides agissent sur l'éthanol pour donner de l'eau et un nouveau corps appelé **ester** :



Cette réaction s'appelle **estérification**

Dans les mêmes conditions l'ester réagit avec l'eau pour redonner l'acide et l'alcool :



Cette réaction s'appelle **hydrolyse**.

Conclusion : la réaction d'estérification ou hydrolyse est une réaction lente, limitée et athermique. Les deux réactions sont réversibles.

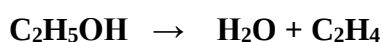


NB: L'alcool est un liquide neutre car il n'est acide, ni base, ni sel.

3) Les réactions de déshydratation :

a) Déshydratation complète :

Sous l'action d'un catalyseur et à haute température, l'éthanol se déshydrate et on obtient l'éthylène :



b) Déshydratation partielle :

A température plus basse, la déshydratation de l'éthanol a lieu entre deux molécules. Il se forme l'oxyde d'éthyle de formule $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$



IV Préparation de l'éthanol

1) Fermentation alcoolique :

Sous l'influence de la levure, le glucose se fermente en éthanol et en dioxyde de carbone :



Cette réaction est la fermentation du glucose.

Les matières qui servent à la fermentation alcoolique sont variées : les céréales (riz, mil, maïs, blé), pomme de terre, betteraves, fruits sucrés...

2) Alcool de synthèse : hydratation de l'éthylène

L'action de l'eau sur l'éthylène est catalysée par un catalyseur et on obtient de l'éthanol :

