

CHAPITRE C1: MELANGE ET CORPS PURS

I/ ETATS PHYSIQUES ET CHANGEMENT D'ETAT :

I-1/ ETATS PHYSIQUES DE LA MATIERE :

La matière (substance qui constitue les corps) se présente dans la nature sous trois états physiques différents: l'état solide, l'état liquide et l'état gazeux.

► **Les solides** : ils ont une forme propre.

Exemples : bois, règle, glace etc. ...

► **Les liquides** : ils coulent et prennent la forme du récipient qui les contient : ils n'ont pas de forme propre. La surface d'un liquide au repos (immobile) est plane et horizontale.

Exemples : eau, huile, mercure, boisson etc. ...

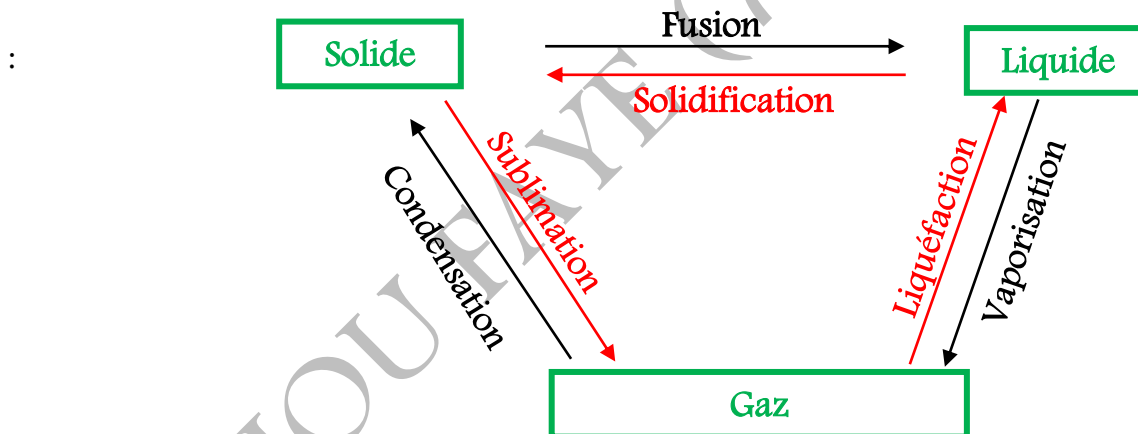
► **Les gaz** : l'air qui nous entoure est un gaz. Un gaz s'échappe d'un récipient ouvert et occupe tout le volume qui lui est offert.

I-2/ CHANGEMENT D'ETATS PHYSIQUES :

I-2-1/DEFINITION :

On appelle **changement d'état physique**, le passage d'un état physique donné à un autre état physique.

I-2-2/ DIAGRAMME DE CHANGEMENT D'ETAT :



REMARQUE :

Un changement d'état physique s'effectue toujours à **une température constante sous une pression donnée**.

I-3/ TRANSFORMATION DE LA MATIERE :

I-3-1/ PHENOMENE PHYSIQUE :

Un phénomène physique est une transformation au cours de laquelle **la nature de la matière n'est pas altérée** (détruite, faussée, dénaturée).

Exemples : fusion de la glace, dilatation d'un mercure dans un thermomètre, la rosée ...

I-3-2/ PHENOMENE CHIMIQUE :

Un phénomène chimique est une transformation au cours de laquelle **la nature de la matière est altérée**.

Exemples: feuille de papier brûlé, combustion d'une bougie, la rouille du fer...

II/ MELANGES ET PROCEDES DE SEPARATION :

II-1/ MELANGES :

II-1-1/ DEFINITION :

Un mélange est un **ensemble de deux ou plusieurs substances** dont chacun **garde ces mêmes propriétés physiques et chimiques**.

II-1-2/ TYPES DE MELANGES :

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

► **Mélange homogène** : un mélange homogène est un mélange dans lequel on ne peut pas distinguer à l'œil nu ses différents constituants.

Un tel mélange présente une seule phase.

Exemples: eau + sel ; l'air ; eau + alcool ; eau + sucre....

► **Mélange hétérogène**: un mélange est hétérogène lorsqu'à l'œil nu on peut distinguer ses différents constituants.

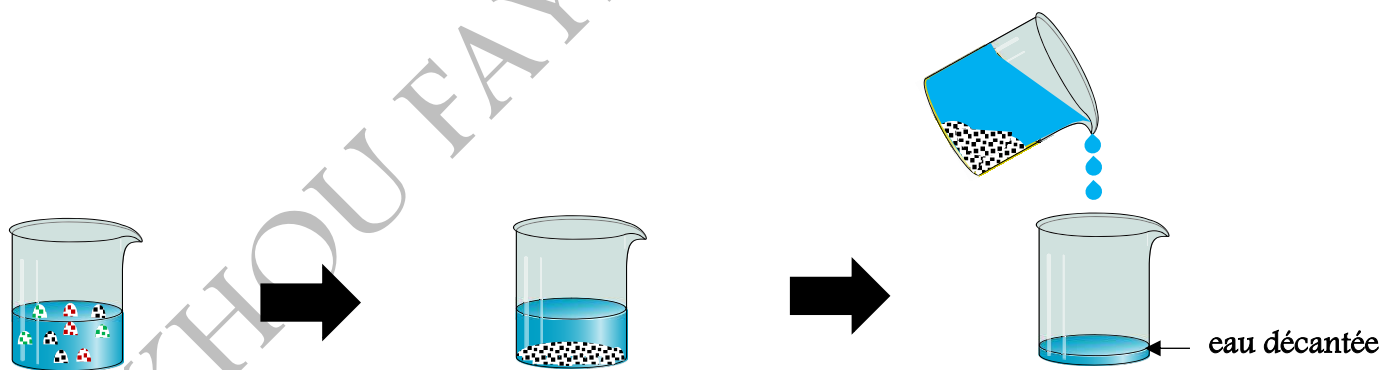
Exemples: sable + sucre ; huile + eau ; eau + sable...

II-2/ METHODES DE SEPARATION D'UN MELANGE :

Pour rendre limpides les eaux usées, celles des marigots, des puits,..., on peut utiliser différents procédés de séparation que sont:

II-2-1/ LA DECANTATION :

La décantation est une méthode de séparation liquide-solide basée sur la différence de densités des corps. Elle consiste à laisser le mélange au repos, les particules solides lourdes se déposent lentement au fond. En versant avec précaution (transvaser), on peut séparer le liquide de ces particules.

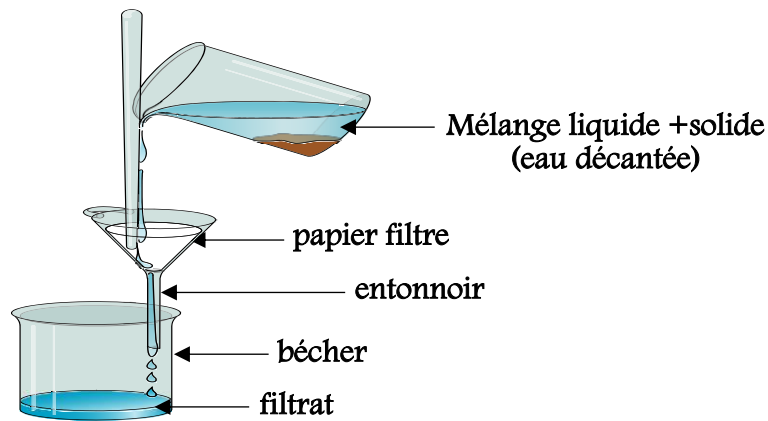


REMARQUE :

L'eau décantée est un mélange hétérogène non pur car elle contient des particules légères.

II-2-2/ LA FILTRATION :

La filtration est une méthode de séparation basée sur la différence de la grosseur des particules. Elle consiste à verser le mélange liquide (eau décantée) dans un filtre en papier placé sur un entonnoir. On recueille, après traversée du filtre, un liquide limpide: c'est le **filtrat**.

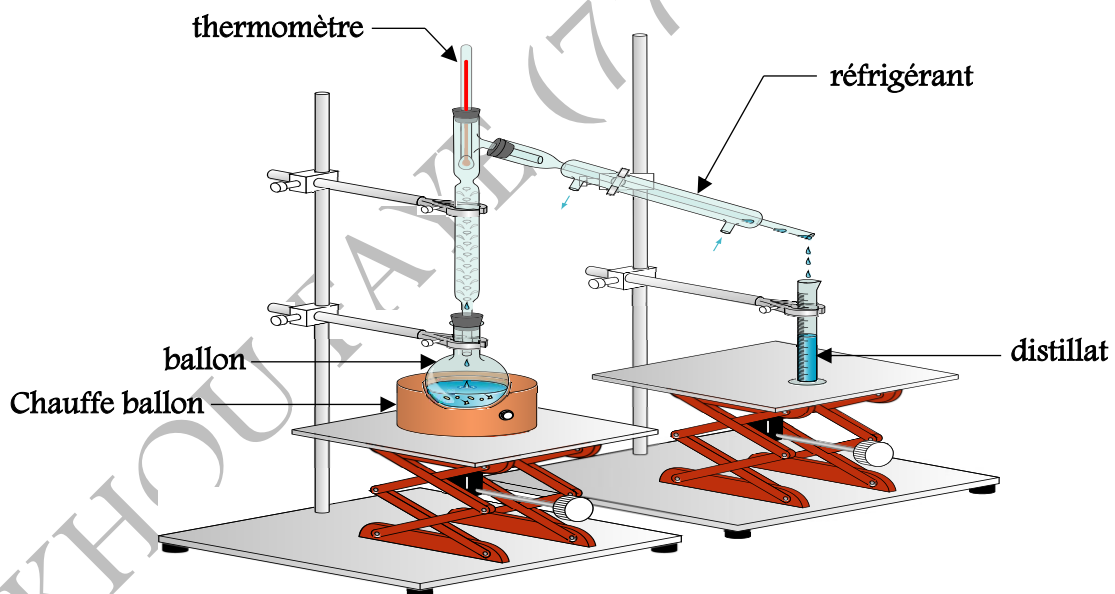


REMARQUE :

Le filtrat est un mélange homogène non pur car elle contient des particules finement divisées.

II-2-3/ LA DISTILLATION :

La distillation est une méthode de séparation basée sur la différence de températures d'ébullition (température à laquelle bout un corps) des différents constituants. Elle consiste à chauffer le mélange homogène jusqu'à l'ébullition dans un ballon. La vapeur obtenue est conduite dans un réfrigérant (refroidie par un courant d'eau) où elle se liquéfie. Le liquide recueilli à la sortie du réfrigérant est appelé **distillat ou liquide distillé**.



REMARQUE :

Seul le corps dont on atteint sa température d'ébullition est recueilli: ce corps est pur.
La distillation n'est possible que lorsque les corps ont des différences de température d'ébullition supérieures ou égale à 3°C.

III/ CORPS PURS :

III-1/ DEFINITION :

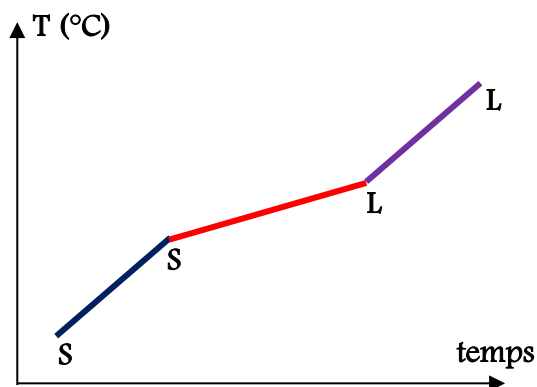
Un corps pur est un corps qu'on ne peut pas fractionner par une quelconque méthode de séparation ; c'est-à-dire toutes les parties d'un corps pur sont identiques.

III-2/ CARACTERISTIQUES D'UN CORPS PUR :

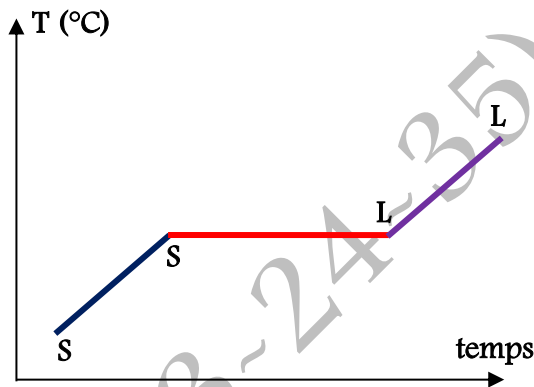
Un corps pur est caractérisé par ces critères de pureté qui sont des constantes physiques telles que la température de fusion ; la température d'ébullition ; la masse volumique... .

► Les températures de changement d'état physique :

Pour un corps pur, le changement d'état physique se fait à une température constante.



Le corps n'est pas pur



Le corps est pur

► La masse volumique :

La masse volumique d'un corps est égale à la masse (m) de ce corps sur son volume (V). Elle est notée ρ (rho) ou μ (mu) et s'exprime en $\text{kg}\cdot\text{m}^{-3}$ dans le système international.

Elle est donnée par l'expression:

$$\rho = \frac{m}{V}$$

La masse volumique d'un corps pur est constante.

Exemples: $\rho_{\text{eau}} = 1000 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$; $\rho_{\text{Fer}} = 7,86 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$

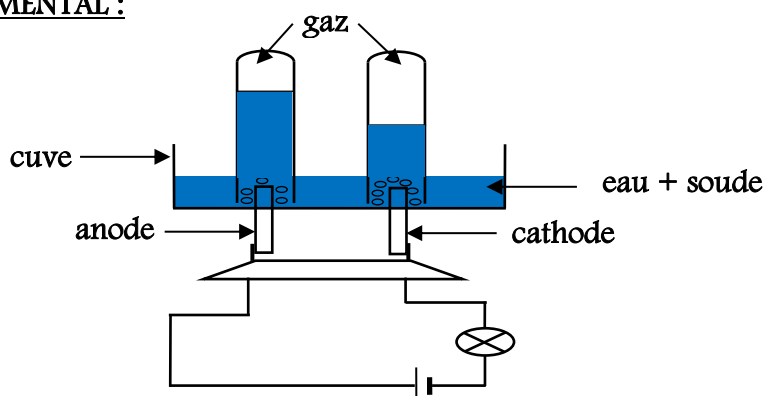
IV/ ANALYSE ET SYNTHÈSE DE L'EAU :

IV-1/ ANALYSE DE L'EAU :

IV-1-1/ DEFINITION :

Analyser un corps revient à chercher ses constituants par une méthode appropriée. L'appareil utilisé pour réaliser l'analyse de l'eau est appelé **électrolyseur**.

IV-1-2/ DISPOSITIF EXPERIMENTAL :



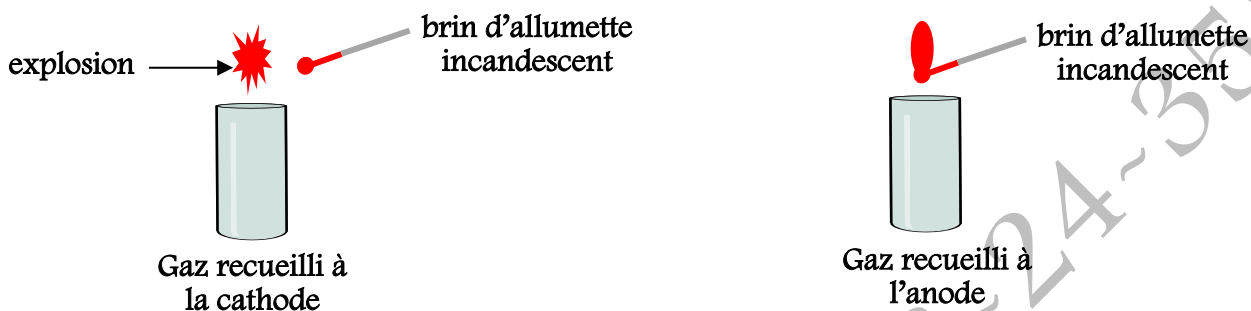
Versons de l'eau additionnée de soude dans la cuve de l'électrolyseur puis fermons l'interrupteur.

IV-1-3/ OBSERVATIONS :

On constate que la lampe s'allume et un dégagement de bulles de gaz au niveau des électrodes: ces bulles de gaz montent dans les tubes.

IV-1-4/ IDENTIFICATION DES GAZ :

Approchons un brin d'allumette incandescent aux deux tubes.



► **A la cathode** ; l'électrode reliée au pôle négatif du générateur : il se dégage un gaz qui brûle avec une faible détonation ou explosion : **c'est le dihydrogène (H₂).**

► **A l'anode** ; l'électrode reliée au pôle positif du générateur : il se dégage un gaz qui entretient la combustion: **c'est le dioxygène (O₂).**

N.B:

Des expériences ont montré que le volume de dihydrogène est le double du volume de dioxygène.

$$V(\text{H}_2) = 2 V(\text{O}_2)$$

IV-1-5/ CONCLUSION :

La décomposition de l'eau pure donne deux gaz: le dihydrogène et le dioxygène qui sont également des corps purs.

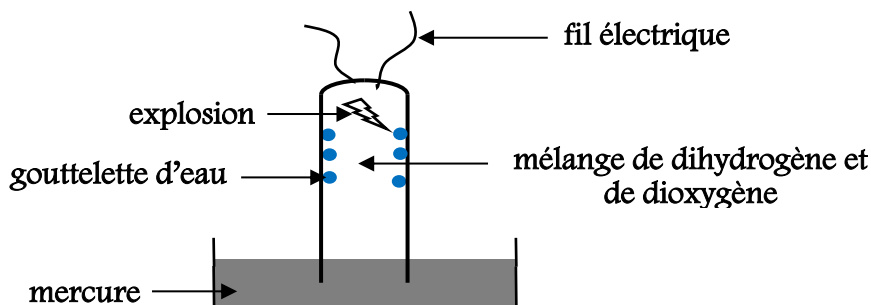
IV-2/ SYNTHESE DE L'EAU :

IV-2-1/ DEFINITION :

Faire la synthèse de l'eau c'est reconstituer l'eau à partir de ses différents constituants. L'appareil utilisé pour réaliser la synthèse de l'eau est appelé **eudiomètre**.

IV-2-2/ DISPOSITIF EXPERIMENTAL :

Mélangeons dans un eudiomètre du dihydrogène et du dioxygène tel que $V(\text{H}_2)$ soit le double de $V(\text{O}_2)$ puis faisons passer une étincelle électrique.



IV-2-3/ OBSERVATIONS :

On constate une petite explosion suivie de la formation de gouttelettes d'eau sur les parois interne du tube.

IV-2-4/ CONCLUSION :

On a reconstituée l'eau à partir du dihydrogène et du dioxygène.

IV-3/ CORPS PURS COMPOSES ET CORPS PURS SIMPLES :

IV-3-1/ CORPS PURS COMPOSES :

C'est un corps pur qu'on peut décomposer en d'autres corps purs.

Exemples: eau ; sucre ; butane...

IV-3-1/ CORPS PURS SIMPLES :

C'est un corps pur qu'on ne peut pas décomposer en d'autres corps purs.

Exemples: le dihydrogène ; le dioxygène ; l'ozone...

V/ AUTRES EXEMPLES DE MELANGES ET PROCEDES DE SEPARATION :

V-1/ MELANGE SOLIDE-SOLIDE :

Exemple 1: mélange pierres + sable

Pour séparer le mélange pierres + sable on utilise comme méthode de séparation le **triage manuel**.

Exemple 2: mélange fer + sable

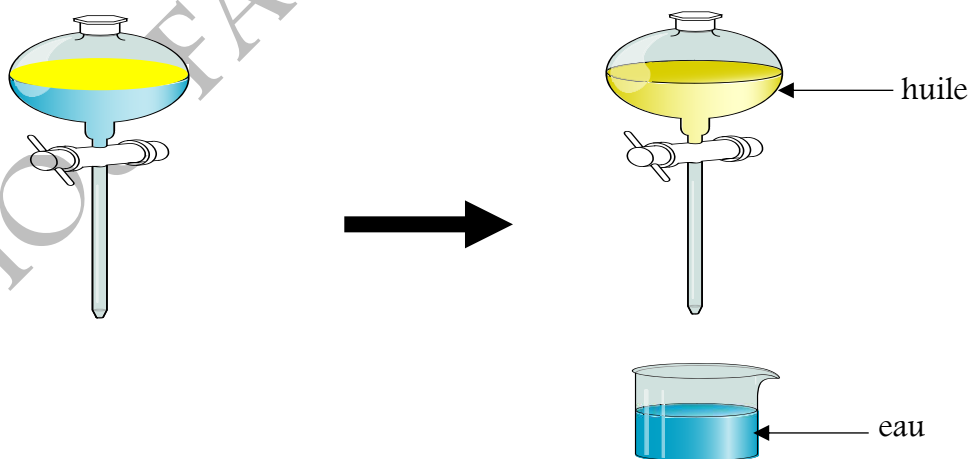
Pour séparer le mélange fer + sable on utilise comme méthode de séparation le **triage magnétique**.

V-2/ MELANGE LIQUIDE-LIQUIDE NON MISCIBLES :

Exemple: mélange eau + huile

Deux liquides non miscibles sont deux liquides qui ne se mélangent pas parfaitement: ils forment un mélange hétérogène.

Pour séparer un mélange eau + huile, on effectue une décantation avec une ampoule à décanter.



V-3/ MELANGE GAZEUX: L'AIR :

L'air est un mélange gazeux formé de **78% de diazote**, **21% de dioxygène** et **1% d'autres gaz**.

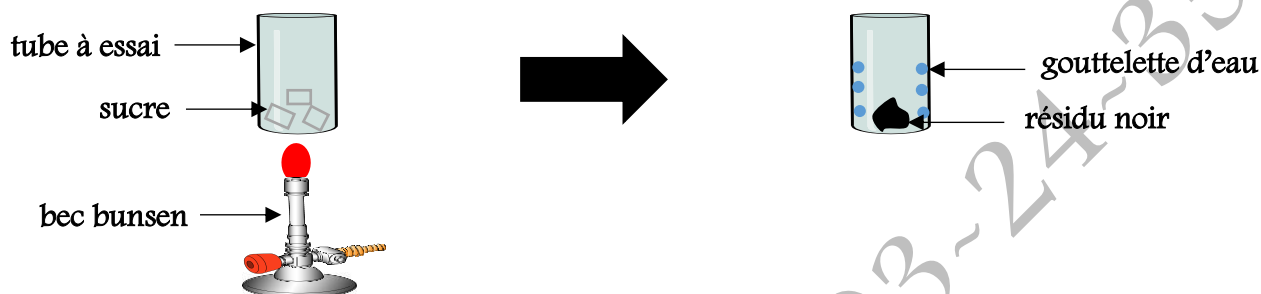
I/ CONSTITUANT DE LA MATIERE :

I-1/ ELEMENT CHIMIQUE :

I-1-1/ MISE EN EVIDENCE DE L'ELEMENT CARBONE :

I-1-1-1/ PYROLYSE DU SUCRE :

Chauffons quelques morceaux de sucre dans un tube à essai.



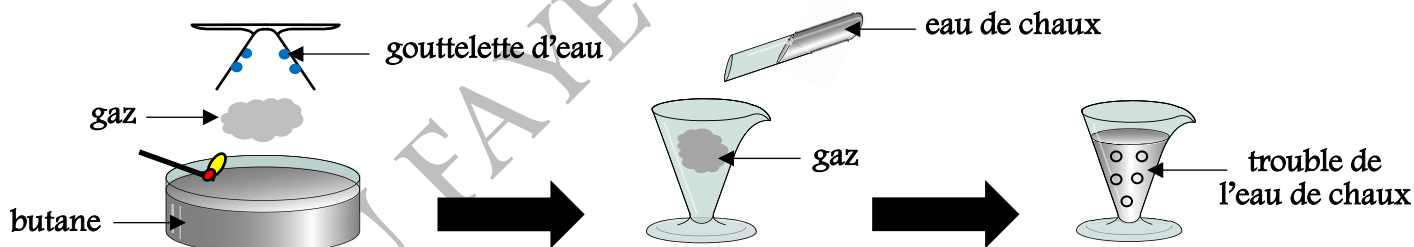
Nous observons:

- ▶ La formation d'un résidu noir au fond du tube: le sucre renferme l'élément chimique, **le carbone**.
- ▶ La formation de gouttelettes d'eau sur les parois du tube.

I-1-1-2/ LA COMBUSTION DE BUTANE :

La combustion d'un corps consiste à brûler ce corps dans du dioxygène de l'air.

Brûlons du gaz butane dans le dioxygène de l'air.



Nous observons:

- ▶ La formation d'un gaz qui trouble l'eau de chaux. Ce gaz est **le dioxyde de carbone** mettant en évidence l'élément chimique **le carbone** dans le butane.
- ▶ La formation de gouttelettes d'eau sur les parois du tube.

I-1-2/ MISE EN EVIDENCE DE L'ELEMENT HYDROGENE :

Dans les deux expériences précédentes, on note la formation de gouttelette d'eau: ce qui montre que le sucre comme le butane renferme l'élément chimique, **l'hydrogène**.

I-1-3/ NOTION D'ELEMENT CHIMIQUE :

Un élément chimique est un constituant commun à un ensemble de cors purs.

I-1-4/ SYMBOLE D'UN ELEMENT CHIMIQUE :

Dans la nature il existe une centaine d'éléments chimiques distincts. Les chimistes conviennent de représenter chaque élément par un symbole.

► En générale le symbole de l'élément chimique est la première lettre en majuscule du nom de l'élément.

Exemples:

Hydrogène (H) ; Bore (B) ; Carbone (C) ; oxygène (O) ; Fluor (F) ; Soufre (S)...

► Si d'autres éléments commencent par la même lettre, alors on ajoute une deuxième lettre en minuscule à la lettre majuscule.

Exemples:

Hélium (He) ; Béryllium (Be) ; Calcium (Ca) ; Chlore (Cl) ; Fer (Fe) ; Aluminium (Al)...

► Certains éléments ont conservé le symbole de leur ancien nom latin.

Exemples:

Azote (N) ; Sodium (Na) ; Potassium (K) ; Mercure (Hg) ; Or (Au)...

I-2/ ATOMES :

I-2-1/ HISTORIQUE :

Le mot atome vient du mot grec «**atomos**» qui veut dire insécable c'est-à-dire indivisible. De nombreuses expériences ont montrées qu'il était possible de scinder l'atome en d'autres particules plus fines.

► C'est ainsi qu'en 1881 JJ Thomson découvre l'un des composants de l'atome ; il s'agit de particules élémentaires négatives appelées en 1891 **électrons**.

► En 1904, Thomson partant de l'idée que l'atome est électriquement neutre pense qu'il doit contenir des charges positives qui compensent les charges négatives des électrons.

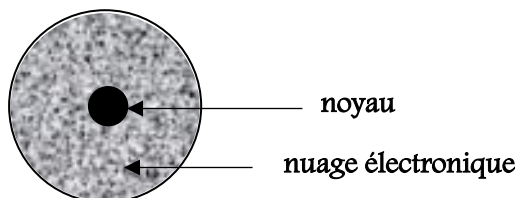
► En 1912 Rutherford bombarde différents échantillons de matières (Cuivre, Or, Argent) avec des particules et il déduit de son expérience que la charge positive doit occuper un tout petit volume qu'il appelle **noyau**.

► En 1932 Chadwick a découvert le **neutron**.

► Au cours de la même année, Heisenberg a fait l'hypothèse que les noyaux atomiques sont formés de **protons** et de **neutrons**.

I-2-2/ MODELE ATOMIQUE :

L'atome est assimilé à une sphère formée d'une partie centrale appelée **noyau** chargé **positivement** et une partie périphérique appelée **nuage ou cortège électronique** chargé **négativement**.



II/ STRUCTURE DE L'ATOME :

II-1/ CONSTITUANTS DE L'ATOME :

L'atome est constitué de trois particules élémentaires: **les protons, les neutrons et les électrons**.

II-1-1/ LE NOYAU ATOMIQUE :

Le noyau de l'atome est constitué de deux types de particules élémentaires: **les protons** et **les neutrons** dont l'ensemble est appelé **nucléons**.

Chaque noyau est caractérisé par:

- **Le nombre de proton** noté (**Z**), ce nombre est aussi appelé **nombre de charge** ou **numéro atomique**.

$$\begin{cases} \text{charge d'un proton (} q = +e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C)} \\ \text{masse d'un proton (} m_p = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg)} \end{cases}$$

- **Le nombre de neutron** noté (**N**)

$$\begin{cases} \text{charge d'un neutron (} q = 0 \text{)} \\ \text{masse d'un neutron (} m_n = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg)} \end{cases}$$

N.B:

- **Le nombre de nucléon ou nombre de masse** noté (**A**) est:

$$\boxed{A = Z + N}$$

- **La charge du noyau est:**

$$Q_{\text{noyau}} = Q_{\text{proton}} + Q_{\text{neutron}} = Z \cdot q_p + N \cdot q_n \text{ avec } \begin{cases} q_p = +e \\ q_n = 0 \end{cases}$$

$$\boxed{Q_{\text{noyau}} = Z \cdot e \Rightarrow Z = \frac{Q_{\text{noyau}}}{e}}$$

- **La masse du noyau est:**

$$M_{\text{noyau}} = M_{\text{proton}} + M_{\text{neutron}} = Z \cdot m_p + N \cdot m_n \text{ avec } N = A - Z$$

$$\boxed{M_{\text{noyau}} = Z \cdot m_p + (A - Z) \cdot m_n}$$

Si $m_p = m_n$ alors ;

$$\boxed{M_{\text{noyau}} = A \cdot m_p \Rightarrow A = \frac{M_{\text{noyau}}}{m_p}}$$

II-1-2/ LE NUAGE ELECTRONIQUE :

Le nuage électronique d'un atome est constitué de particules élémentaires appelé électron.

$$\begin{cases} \text{charge d'un électron (} q_e = -e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C)} \\ \text{masse d'un électron (} m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg)} \end{cases}$$

REMARQUE :

Dans un atome le nombre d'électrons du nuage électronique est toujours égale au nombre de protons (Z) du noyau.

II-2/ NUCLEIDE :

On désigne par nucléide l'ensemble des noyaux d'un même élément chimique ayant la même valeur de Z et la même valeur de A. Il est représenté par:



X : représente le symbole de l'élément

A : représente le nombre de nucléon

Z : représente le nombre de proton

Exemple: ${}^{12}_6\text{C}$; ${}^1_1\text{H}$; ${}^{16}_8\text{O}$; ${}^{35}_{17}\text{Cl}$

II-3/ NUCLEIDES ISOTOPES:

Des nucléides sont dits isotopes lorsqu'ils ont les mêmes nombres de protons mais des nombres de nucléons différents.

Exemples:

Isotopes de l'hydrogène: ${}^1_1\text{H}$; ${}^2_1\text{H}$; ${}^3_1\text{H}$

Isotopes du carbone: ${}^{12}_6\text{C}$; ${}^{13}_6\text{C}$; ${}^{14}_6\text{C}$

Isotopes de l'uranium: ${}^{235}_{92}\text{U}$; ${}^{236}_{92}\text{U}$; ${}^{238}_{92}\text{U}$.

II-4/ POURCENTAGE OU ABONDANCE ISOTOPIQUE:

Exemples de l'élément carbone:

► Soit N_1 le nombre de noyau de l'isotope ${}^{12}_6\text{C}$

► Soit N_2 le nombre de noyau de l'isotope ${}^{13}_6\text{C}$

► Soit N_3 le nombre de noyau de l'isotope ${}^{14}_6\text{C}$

Soient P_1 ; P_2 et P_3 les pourcentages isotopiques respectifs de ${}^{12}_6\text{C}$; ${}^{13}_6\text{C}$; ${}^{14}_6\text{C}$.

$$P_1 = \frac{N_1}{N_1 + N_2 + N_3} \times 100 \quad ; \quad P_2 = \frac{N_2}{N_1 + N_2 + N_3} \times 100 \quad ; \quad P_3 = \frac{N_3}{N_1 + N_2 + N_3} \times 100$$

On vérifie que: $P_1 + P_2 + P_3 = 100$

II-5/ STRUCTURE LACUNAIRE DE L'ATOME:

$M_{\text{atome}} = M_{\text{noyau}} + M_{\text{électron}} \Rightarrow$

$$M_{\text{atome}} = Z.m_p + (A - Z).m_n + Z.m_e$$

Si $m_p = m_n$ alors

$$M_{\text{atome}} = A.m_p + Z.m_e$$

REMARQUE:

$$\frac{m_p}{m_e} = \frac{1,67 \cdot 10^{-27}}{9,1 \cdot 10^{-31}} = 1835 \Rightarrow m_p = 1835 m_e \Rightarrow m_p \gg m_e \Rightarrow$$

$$M_{\text{atome}} = M_{\text{noyau}} = A \cdot m_p$$

La masse d'un atome est sensiblement égale à celle de son noyau alors que le rayon du noyau est 10^5 fois plus petit que celui de l'atome. Il se passe comme si la masse est concentrée dans un petit volume et le reste est occupé par le vide : on dit que l'atome présente une structure lacunaire.

II-6/ CHARGE D'UN ATOME :

$$Q_{\text{atome}} = Q_{\text{noyau}} + Q_{\text{électron}} = Z \cdot e - Z \cdot e = 0$$

L'atome est électriquement neutre.

II-7/ STRUCTURE OU CONFIGURATION ELECTRONIQUE DE L'ATOME :

Les électrons du cortège électronique d'un atome se répartissent sur des couches électroniques ou niveau d'énergie. Chaque couche est caractérisée par une lettre. Les trois premières couches sont représentées successivement par les lettres **K, L, M** correspondants respectivement aux nombres entiers **1, 2, 3** appelés **nombres quantiques**.

II-7-1/ REGLES DE REMPLISSAGE :

La répartition des électrons obéit à certaines règles:

Première règle :

Un niveau de rang n contient au maximum **$2n^2$ électrons**

- ▶ La couche K (première couche $n = 1$) peut contenir un maximum de **2 électrons**.
- ▶ La couche L (deuxième couche $n = 2$) peut contenir un maximum de **8 électrons**.
- ▶ La couche M (troisième couche $n = 3$) peut contenir un maximum de **18 électrons**.

N.B: lorsqu'une couche est pleine, on dit qu'elle est saturée.

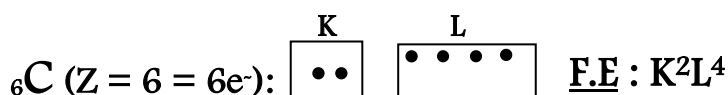
Deuxième règle :

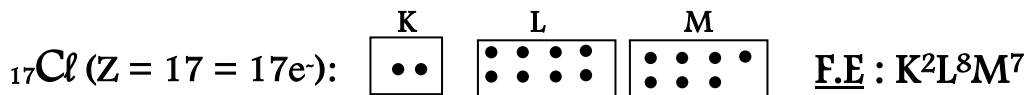
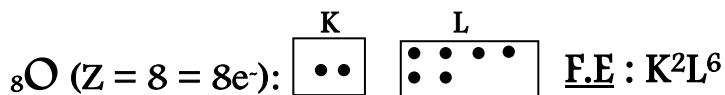
Le remplissage des couches électroniques s'effectue en commençant par la couche K. Lorsqu'elle est saturée on remplit la couche L et ainsi de suite.

II-7-2/ CONFIGURATION (STRUCTURE) ELECTRONIQUE (S.E) ET FORMULE ELECTRONIQUE (F.E) :

Etablir la configuration électronique (ou structure électronique) d'un atome revient à préciser la répartition des électrons de cet atome dans les différents couches électroniques. Pour cela on représente les couches par des cases et les électrons par des points.

Exemples:



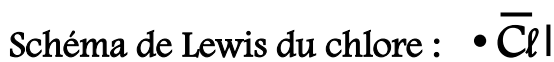
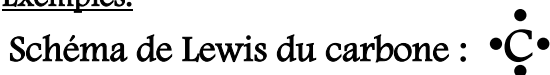


II-7-3/ STRUCTURE OU SCHEMA DE LEWIS D'UN ATOME :

Etablir le schéma de Lewis d'un atome consiste à répartir les électrons de la dernière couche autour du symbole de l'élément.

Les électrons célibataires sont représentés par des points et les électrons appariés par des tirets.

Exemples:



II-7-4/ VALENCE D'UN ATOME :

C'est le nombre d'électrons célibataire dans la structure de Lewis de l'atome.

Exemples:

Valence du carbone est égale à 4. Valence de l'oxygène est égale à 2. Valence du chlore est égale à 1.

III/ CLASSIFICATION PERIODIQUE :

III-1/ PRINCIPE :

On connaît aujourd'hui avec certitude 112 éléments. Les 112 éléments chimiques sont rangés en lignes par numéros atomiques (Z) croissant. La classification comporte 7 lignes, également appelées périodes et 18 colonnes (numérotés de 1 à 18) également appelées groupes.

III-2/ TABLEAU SIMPLIFIE :

Le tableau simplifié comporte 8 colonnes ou groupes et 7 lignes aussi appelées périodes.

Hydrogène ${}_1\text{H}$ K^1							Hélium ${}_2\text{He}$ K^2
Lithium ${}_3\text{Li}$ K^2L^1	Bérylium ${}_4\text{Be}$ K^2L^2	Bore ${}_5\text{B}$ K^2L^3	Carbone ${}_6\text{C}$ K^2L^4	Azote ${}_7\text{N}$ K^2L^5	Oxygène ${}_8\text{O}$ K^2L^6	Fluor ${}_9\text{F}$ K^2L^7	Néon ${}_{10}\text{Ne}$ K^2L^8
Sodium ${}_{11}\text{Na}$ $\text{K}^2\text{L}^8\text{M}^1$	Magnésium ${}_{12}\text{Mg}$ $\text{K}^2\text{L}^8\text{M}^2$	Aluminium ${}_{13}\text{Al}$ $\text{K}^2\text{L}^8\text{M}^3$	Silicium ${}_{14}\text{Si}$ $\text{K}^2\text{L}^8\text{M}^4$	Phosphore ${}_{15}\text{P}$ $\text{K}^2\text{L}^8\text{M}^5$	Soufre ${}_{16}\text{S}$ $\text{K}^2\text{L}^8\text{M}^6$	Chlore ${}_{17}\text{Cl}$ $\text{K}^2\text{L}^8\text{M}^7$	Argon ${}_{18}\text{Ar}$ $\text{K}^2\text{L}^8\text{M}^8$

III-3/ COLONNE ET PERIODE :

III-3-1/ COLONNE OU GROUPE :

Le numéro de la colonne de l'atome correspond au nombre d'électrons dans sa couche externe.

III-3-2/ PERIODE OU LIGNE :

Le numéro de la période de l'atome correspond au nombre de couches électroniques occupées.

III-4/ FAMILLES D'ELEMENTS CHIMIQUES :

Les éléments chimiques ayant des propriétés chimiques semblables sont regroupés dans une même colonne formant ainsi une famille d'éléments chimiques. Parmi les familles d'éléments chimiques, on distingue:

▶ **La famille des métaux alcalins:** ce sont les éléments de la **première colonne** sauf l'hydrogène.

▶ **La famille des alcalinoterreux:** ce sont les éléments de la **deuxième colonne**.

▶ **La famille des halogènes:** ce sont les éléments de la **septième colonne**.

▶ **La famille des gaz rares:** ce sont les éléments de la **huitième colonne**.

IV/ STABILITE DES ATOMES : REGLE DU « DUET » ET DE L'OCTET :

IV-1/ REGLE DU « DUET » :

Au cours de leurs transformations chimiques, les atomes de numéros atomiques inférieurs à 6 ($Z < 6$) évoluent de manière à acquérir un « **duet** » d'électrons. Ils acquièrent ainsi la structure de l'hélium.

IV-2/ REGLE DE L'OCTET :

Au cours de leurs transformations chimiques, les atomes de numéros atomiques supérieurs à 6 ($Z > 6$) évoluent de manière à acquérir un octet d'électrons sur leur couche externe. Ils acquièrent ainsi la structure du gaz rare la plus proche.

N.B: La règle de l'octet permet de prévoir la charge d'un ion monoatomique.

V/ ION MONOATOMIQUE :

V-1/ DEFINITION :

On appelle ion monoatomique un atome chargé positivement ou négativement.

Contrairement aux atomes le nombre d'électrons d'un ion monoatomique est différent du numéro atomique (Z) de l'atome correspondant.

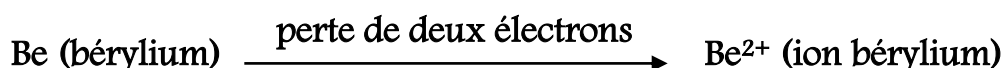
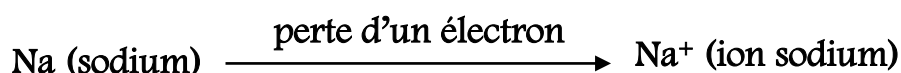
On distingue deux types d'ions monoatomiques.

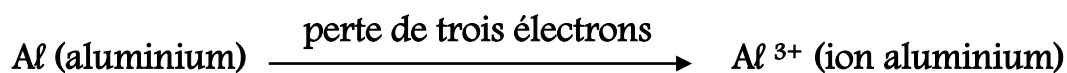
V-2/ IONS POSITIFS OU CATIONS :

On appelle ions positif ou cations un atome chargé positivement c'est-à-dire un atome qui perd des électrons.

Les éléments des colonnes (**I ; II et III**) peuvent perdre respectivement (**un électron ; deux électrons et trois électrons**) et prennent la forme des gaz rares les plus proches.

Exemples :





N.B:

Nombre d'électrons d'un cation = numéro atomique (Z) de l'atome correspondant – nombre d'électrons perdus

Exemples :

Nombre d'électrons ($_{11}\text{Na}^+$) = 11 – 1 = 10 électrons

Nombre d'électrons ($_{4}\text{Be}^{2+}$) = 4 – 2 = 2 électrons

Nombre d'électrons ($_{13}\text{Al}^{3+}$) = 13 – 3 = 10 électrons

V-3/ IONS NEGATIFS OU ANIONS :

On appelle ions négatif ou anions un atome chargé négativement c'est-à-dire un atome qui gagne des électrons.

Les éléments des colonnes **(VII ; VI et V)** peuvent gagner respectivement **(un électron ; deux électrons et trois électrons)** et prennent la forme des gaz rares les plus proches.

Exemples :



N.B:

Nombre d'électrons d'un anion = numéro atomique (Z) de l'atome correspondant + nombre d'électrons gagnés.

Exemples:

Nombre d'électrons ($_{9}\text{F}^-$) = 9 + 1 = 10 électrons

Nombre d'électrons ($_{16}\text{S}^{2-}$) = 16 + 2 = 18 électrons

Nombre d'électrons ($_{7}\text{N}^{3-}$) = 7 + 3 = 10 électrons

CHAPITRE C3: LES LIAISONS CHIMIQUES

I/ LIAISON COVALENTE :

I-1/ DEFINITION :

Une liaison covalente résulte de la mise en commun d'électrons célibataires provenant de deux atomes.

On distingue trois types de liaisons covalentes:

► **Liaison covalente simple** : c'est une mise en commun de **deux électrons célibataires** entre deux atomes.

Exemple :



► **Liaison covalente double** : c'est une mise en commun de **quatre électrons célibataires** entre deux atomes.

Exemple :



► **Liaison covalente triple** : c'est une mise en commun de **six électrons célibataires** entre deux atomes.

Exemple :



REMARQUE :

Un atome peut établir autant de liaisons covalentes qu'il possède d'électrons célibataires dans son schéma de Lewis.

Exemples :

► L'hydrogène: $H \cdot \longrightarrow$ Une seule liaison covalente $H -$

► L'oxygène: $\cdot \bar{O} \cdot \longrightarrow$ deux liaisons covalentes $- \bar{O} -$ $\bar{O} =$

► L'azote: $\cdot \bar{N} \cdot \longrightarrow$ trois liaisons covalentes $- \bar{N} -$ $- \bar{N} =$ $\bar{N} \equiv$

► Le carbone: $\cdot \bar{C} \cdot \longrightarrow$ quatre liaisons covalentes $- \bar{C} -$ $- \bar{C} =$ $- \bar{C} \equiv$

I-2/ MOLECULE :

I-2-1 DEFINITION :

On appelle molécule tout édifice chimique, électriquement neutre ; formé d'atomes liés entre eux par des liaisons covalentes.

N.B: dans une molécule tous les atomes doivent avoir un octet d'électrons (huit électrons) autour d'eux sauf l'hydrogène qui doit en avoir autour de lui un duet d'électrons (deux électrons)

I-2.2/ FORMULE BRUTE :

La formule brute d'une molécule est constituée des symboles des différents éléments affectés en indice de coefficient indiquant leur nombre dans la molécule.

Exemples :

molécule d'eau (H_2O) ; molécule d'ammoniac (NH_3) ; molécule d'éthanol (C_2H_6O) ; molécule de méthane (CH_4)...

I-2-3/ ATOMICITE D'UNE MOLECULE :

L'atomicité d'une molécule représente le nombre d'atome qu'elle renferme.

Exemple :

C_2H_4 : **atomicité 6** ; H_2O : **atomicité 3** ; C_xH_yO : **atomicité $x + y + 1$**

I-2-4/ REPRESENTATION DE LEWIS D'UNE MOLECULE :

La représentation de Lewis d'une molécule est une représentation des atomes et de tous les doublets d'électrons périphériques liants et non liants (libres) de cette molécule.

Exemples:

dihydrogène (H_2) : $H - H$ eau (H_2O) $H - \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{O}} - H$ ammoniac (NH_3) : $H - \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{N}} - H$

éthane (C_2H_6) : $\begin{array}{c} H & H \\ | & | \\ H - C - C - H \\ | & | \\ H & H \end{array}$ éthanol (C_2H_6O) : $\begin{array}{c} H & H \\ | & | \\ H - C - C - \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{O}} - H \\ | & | \\ H & H \end{array}$

I-2-5/ LA FORMULE DEVELOPPEE ET LA SEMI DEVELOPPEE D'UNE MOLECULE :

I-2-5-1/ LA FORMULE DEVELOPPEE :

La formule développée d'une molécule est une représentation de Lewis de la molécule où les doublets non liants ne sont pas représentés.

Exemples :

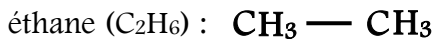
dihydrogène (H_2) : $H - H$ eau (H_2O) $H - O - H$ ammoniac (NH_3) : $H - N - H$

éthane (C_2H_6) : $\begin{array}{c} H & H \\ | & | \\ H - C - C - H \\ | & | \\ H & H \end{array}$ éthanol (C_2H_6O) : $\begin{array}{c} H & H \\ | & | \\ H - C - C - O - H \\ | & | \\ H & H \end{array}$

I-2-5-2/ LA FORMULE SEMI DEVELOPPEE :

La formule semi développée est une écriture simplifiée de la formule développée dans laquelle les liaisons de types **X — H** (O — H ; N — H ; C — H ...) ne sont pas représentées.

Exemples:



I-3/ L'ELECTRONEGATIVITE, ELECTROPOSITIVITE :

I-3-1/ L'ELECTRONEGATIVITE :

L'électronégativité est la tendance d'un atome à capter des électrons.

I-3-2/ L'ELECTROPOSITIVITE :

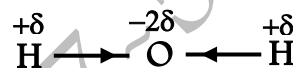
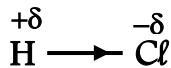
L'électropositivité est la tendance d'un atome à céder des électrons.

I-4/ LIAISON COVALENTE POLARISEE ET LIAISON COVALENTE NON POLARISEE :

I-4-1/ LIAISON COVALENTE POLARISEE :

Lorsqu'une liaison covalente s'établit entre 2 atomes d'électronégativité différente, le doublet électronique liant se déplace du côté de l'atome le plus électronégativité (la paire d'électron est en moyenne plus proche de l'atome le plus électronégatif): **la liaison formée est dite polarisée.**

Exemples:



I-4-2/ LIAISON COVALENTE NON POLARISEE :

Lorsqu'une liaison covalente s'établit entre 2 atomes de même électronégativité : **la liaison formée est dite non polarisée.**

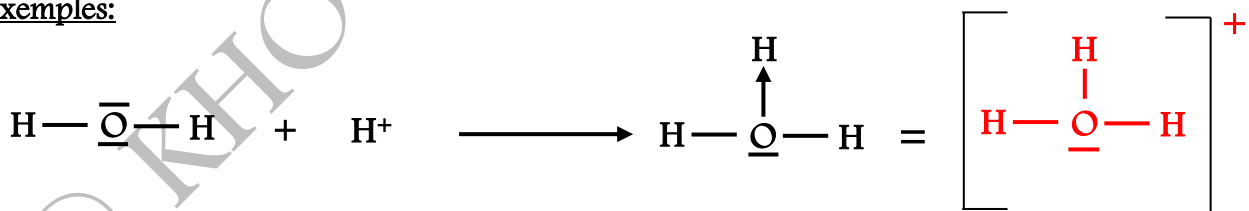
Exemples:



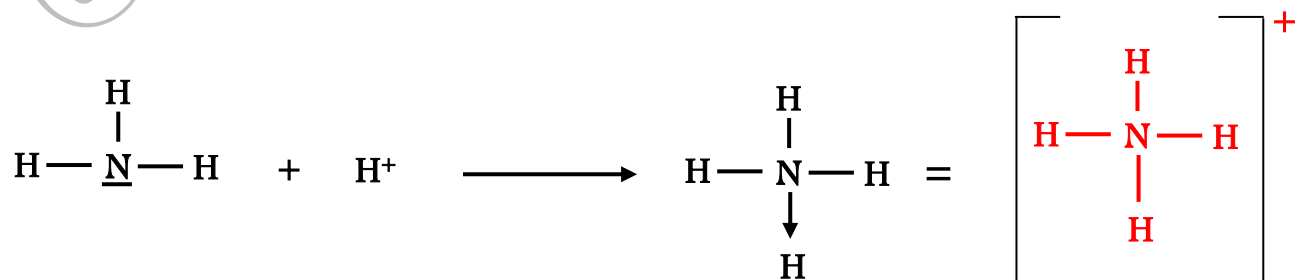
I-5/ LIAISON DATIVE :

Une liaison dative est une description de liaison covalente entre deux atomes pour lesquels les deux électrons partagés dans la liaison proviennent du même atome.

Exemples:



ion hydronium H₃O⁺



ion ammonium NH₄⁺

II/ LIAISON IONIQUE :

II-1/ DEFINITION :

Une liaison ionique est un transfert d'un électron célibataire d'un atome électropositif vers un atome électronégatif.

II-2/ EXEMPLES QUELQUES IONS :

II-2-1/ IONS MONOATOMIQUES :

Cations	Anions
Li ⁺ (ion lithium)	F ⁻ (ion fluorure)
Na ⁺ (ion sodium)	Cl ⁻ (ion chlorure)
K ⁺ (ion potassium)	Br ⁻ (ion bromure)
Mg ²⁺ (ion magnésium)	I ⁻ (ion iodure)
Ca ²⁺ (ion calcium)	O ²⁻ (ion oxygène ou ion oxyde)
Ba ²⁺ (ion barium)	S ²⁻ (ion sulfure)
Al ³⁺ (ion aluminium)	N ³⁻ (ion azote)
Fe ²⁺ (ion fer II)	
Fe ³⁺ (ion fer III)	

II-2-2/ IONS POLYATOMIQUES :

Un ion polyatomique est un ion formé à partir de plusieurs atomes.

Cations	Anions
H ₃ O ⁺ (ion hydronium)	OH ⁻ (ion hydroxyde)
NH ₄ ⁺ (ion ammonium)	NO ₃ ⁻ (ion nitrate)
	CO ₃ ²⁻ (ion carbonate)
	SO ₄ ²⁻ (ion sulfate)
	PO ₄ ³⁻ (ion phosphate)
	Cr ₂ O ₇ ²⁻ (ion dichromate)
	MnO ₄ ⁻ (ion permanganate)

II-3/ NOM D'UN COMPOSE IONIQUE:

Un composé ionique est formé d'un cation et d'un anion.

Pour donner le nom d'un composé ionique, on procède ainsi:

Nom de l'anion + de + nom du cation

Exemples:

(Na⁺ ; Cl⁻) : chlorure de sodium

(Al³⁺ ; SO₄²⁻) : sulfate d'aluminium

II-4/ FORMULE IONIQUE ET FORMULE STATISTIQUE D'UN COMPOSE IONIQUE :

Soit un composé ionique formé des ions X^{p+} et Y^{q-} où p et q sont des entiers compris entre 1 et 3.

{ Formule ionique: (aX^{p+} ; bY^{q-})
Formule statistique: (X_aY_b) avec a×p = b×q où a et b sont les entiers les plus petits

Exemples:

► Chlorure de calcium: Ca²⁺ et Cl⁻

$$2a = b \Rightarrow \frac{a}{b} = \frac{1}{2} \Rightarrow \begin{cases} a = 1 \\ b = 2 \end{cases}$$

Formule ionique: $(Ca^{2+}; 2Cl^{-})$

Formule statistique: $CaCl_2$

► Sulfate d'aluminium: Al^{3+} et SO_4^{2-}

$$3a = 2b \Rightarrow \frac{a}{b} = \frac{2}{3} \Rightarrow \begin{cases} a = 2 \\ b = 3 \end{cases}$$

Formule ionique: $(2Al^{3+}; 3SO_4^{2-})$

Formule statistique: $Al_2(SO_4)_3$

III/ STRUCTURE DE LA MATIERE :

III-1/ ETAT DESORDONNE :

On note les états désordonnés dans les molécules liquides et gazeuses car: les molécules liquides s'empilent de façon désordonnés et glissent les unes sur les autres et les molécules gazeuses sont animés de mouvements désordonnés dans toutes les directions.

III-2/ ETAT ORDONNE: LA STRUCTURE CRISTALLINE :

A l'état ordonné il n'existe que des molécules solides.

CHAPITRE C4: MOLE ET GRANDEURS MOLAIRES

I/ LA MOLE :

I-1/ NOTION DE MOLE :

Déterminons le nombre d'atomes de fer contenu dans une masse $m = 3,48$ g de fer.

► On cherche d'abord la masse d'un atome de fer:

$$m_{\text{Fe}} = A \times m_p = 56 \times 1,67 \cdot 10^{-27} = 9,352 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$$

► Calculons le nombre d'atomes de fer dans les 3,48 g :

$$n_{\text{atomes}} = \frac{m}{m_{\text{Fe}}} = \frac{3,48 \cdot 10^{-3}}{9,352 \cdot 10^{-26}} = 3,72 \cdot 10^{22} \text{ atomes de fer}$$

On constate que la masse $m = 3,48$ g de fer contient d'énormes quantités d'atomes de fer, d'où la nécessité d'introduire une nouvelle échelle plus commode.

Ainsi, pour passer de l'échelle atomique à l'échelle macroscopique, les chimistes sont convenus de les compter par «paquets» contenant chacun le même nombre d'entités chimiques élémentaires (atomes ; molécules ; ions ; électrons...) : un tel «paquet» s'appelle une mole.

I-2/ DEFINITION:

La mole, unité de la quantité de matière est la quantité de matière contenant autant d'entités élémentaires dans un «paquet».

La quantité de matière ou nombre de mole est noté par n et s'exprime en mol.

I-3/ NOMBRE OU CONSTANTE D'AVOGADRO :

On appelle nombre ou constante d'Avogadro le nombre d'entités chimiques élémentaire contenus dans une mole. Il est noté \mathcal{N} ou N_A .

$$\mathcal{N} = N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Exemples :

- 1 mol de molécules = $6,02 \cdot 10^{23}$ molécules
- 1 mol d'atomes = $6,02 \cdot 10^{23}$ atomes
- 1 mol d'ions = $6,02 \cdot 10^{23}$ ions
- 1 mol d'électrons = $6,02 \cdot 10^{23}$ électrons

REMARQUE :

La constante d'Avogadro (N_A) permet de déterminer la quantité de matière (n) en mol correspondante à un nombre donné d'entités chimiques élémentaires (N).

1 mol \longrightarrow N_A entités élémentaires

n mol \longrightarrow N nombre total d'entités élémentaires

$$N = n \cdot N_A \Rightarrow n = \frac{N}{N_A}$$

II/ GRANDEURS MOLAIRES :

II-1/ MASSE MOLAIRES :

II-1-1/ DEFINITION GENERALE :

La masse molaire d'une espèce est la masse d'une mole d'entités de cette espèce. Elle est notée **M** et s'exprime en gramme par mole (**g/mol** ou **g.mol⁻¹**).

II-1-2/ MASSE MOLAIRES ATOMIQUES :

La masse molaire atomique est la masse d'une mole d'atome.

Exemples:

$$M(\text{H}) = 1 \text{ g.mol}^{-1} ; M(\text{C}) = 12 \text{ g.mol}^{-1} ; M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$$

REMARQUE :

La masse molaire d'un ion monoatomique est égale à la masse molaire de l'atome correspondant.

Exemple:

$$M(\text{Na}^+) = M(\text{Na}) = 23 \text{ g.mol}^{-1}$$

II-1-3/ MASSE MOLAIRES MOLECULAIRES :

La masse molaire moléculaire est la masse d'une mole de molécule de cette espèce. Elle est égale à la somme des masses molaires atomiques des atomes présents dans la molécule.

Exemple:

$$M(\text{NH}_3) = M(\text{N}) + 3 \times M(\text{H}) = 14 + 3 \times 1 = 17 \text{ g.mol}^{-1}$$

II-1-4/ MASSE MOLAIRES MOYENNES :

Les corps naturels sont en général pour un élément donné, constitués de mélanges d'isotopes. Seul l'or (Au) et le phosphore (P) sont formés à partir d'atomes absolument identiques.

Le pourcentage d'un isotope dans l'échantillon est appelé **abondance relative ou isotopique**.

Ainsi pour déterminer la masse molaire moyenne notée \bar{M} d'un élément X constitué d'isotopes X_1, X_2, \dots, X_n ayant respectivement les pourcentages isotopiques $\%(X_1), \%(X_2), \dots, \%(X_n)$, on applique l'expression suivante:

$$\bar{M}(X) = \%(X_1) \times M(X_1) + \%(X_2) \times M(X_2) + \dots + \%(X_n) \times M(X_n)$$

Exemple:

$$\text{Chlore} \begin{cases} \%(^{35}\text{Cl}) = 75,4 \\ \%(^{37}\text{Cl}) = 24,6 \end{cases}$$

$$M(\text{Cl}) = \frac{75,4}{100} \times 35 + \frac{24,6}{100} \times 37 = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$$

II-2/ MASSE MOLAIRES ET QUANTITE DE MATIERE :

La quantité de matière (n) d'un corps pur de masse molaire (M) possède une masse (m) définie par:

$$\boxed{M = n.M \Rightarrow n = \frac{m}{M}} \quad \begin{cases} n \text{ en mol} \\ m \text{ en g} \\ M \text{ en g.mol}^{-1} \end{cases}$$

II-3/ COMPOSITION OU POURCENTAGE CENTESIMALE:

II-3-1/ COMPOSITION CENTESIMALE MASSIQUE:

Le pourcentage en masse d'un élément dans un composé est la masse de cet élément contenu dans 100 g de ce composé.

Exemple:

Pour le composé: $C_xH_yO_z$

$$\%C = \frac{m(C)}{m(\text{composé})} 100$$

$$\%H = \frac{m(H)}{m(\text{composé})} 100$$

$$\%O = \frac{m(O)}{m(\text{composé})} 100$$

Dans le cas où le nombre de mole du composé est égale à 1 mole alors la masse du composé est égale à sa masse molaire.

$$\begin{cases} m(C_xH_yO_z) = m(C) + m(H) + m(O) \\ M(C_xH_yO_z) = 12x + y + 16z \end{cases} \Rightarrow \begin{cases} m(C) = 12x \\ m(H) = y \\ m(O) = 16z \end{cases}$$

Ainsi on peut réécrire

$$\%C = \frac{12x}{M(C_xH_yO_z)} 100$$

$$\%H = \frac{y}{M(C_xH_yO_z)} 100$$

$$\%O = \frac{16z}{M(C_xH_yO_z)} 100$$

REMARQUE:

La relation qui lie les nombres d'atomes (x, y, z) et les compositions centésimales massiques des différents éléments est appelée relation de proportionnalité. Elle est définie par:

$$\frac{12x}{\%C} = \frac{y}{\%H} = \frac{16z}{\%O} = \frac{M}{100}$$

II-3-2/ COMPOSITION CENTESIMALE MOLAIRE OU POURCENTAGE ATOMIQUE :

Le pourcentage centésimal molaire d'un élément dans un composé est le nombre d'atomes de cet élément contenu dans 100 atomes de ce composé.

Exemple: $C_xH_yO_z$

$$\%C = \frac{x}{x + y + z} 100$$

$$\%H = \frac{y}{x + y + z} 100$$

$$\%O = \frac{z}{x + y + z} 100$$

III/ VOLUME MOLAIRE :

III-1/ EQUATION D'ETAT DES GAZ PARFAITS :

Un gaz parfait est un gaz qui obéit à l'équation d'état des gaz parfaits:

$$PV = nRT$$

$$\left\{ \begin{array}{l} P: \text{pression Pascal (Pa)} \\ V: \text{volume (m}^3\text{)} \\ n: \text{nombre de mol (mol)} \\ T: \text{température absolue } T(\text{°K}) = t(\text{°C}) + 273 \\ R: \text{constante des gaz parfaits } (R = 8,314 \text{ Pa}\cdot\text{m}^3\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}) \end{array} \right.$$

REMARQUE :

Si $\begin{cases} P \text{ atmosphère (atm)} \\ V \text{ (L)} \\ T \text{ (°K)} \end{cases}$ alors $R = 0,082 \text{ atm.L.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$

AUTRES UNITES DE LA PRESSION :

$$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ atm} = 1,013 \text{ bar} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa} = 76 \text{ cm de mercure} = 760 \text{ mm de mercure}$$

III-2/ VOLUME MOLAIRE D'UN GAZ :

Le volume molaire d'un corps pur gazeux est le volume d'une mole de ce corps. Il dépend de la température et de la pression. Il est noté V_m et s'exprime en $\text{m}^3.\text{mol}^{-1}$ dans le système international.

$$V_m = \frac{V}{n} = \frac{RT}{P}$$

REMARQUE :

Dans les conditions normales de température et de pression (C.N.T.P) c'est-à-dire pression $P = 1 \text{ atm}$ et température $T = 0^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$ alors:

$$V_m = 22,4 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3.\text{mol}^{-1} = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$$

III-3/ GAZ ET QUANTITE DE MATIERE :

La quantité de matière (n) d'un corps pur gazeux de volume molaire (V_m) occupe un volume (V) défini par:

$$V = n \cdot V_m \Rightarrow n = \frac{V}{V_m} \quad \begin{cases} n \text{ en mol} \\ V \text{ en L} \\ V_m \text{ en L.mol}^{-1} \end{cases}$$

III-4/ LOI D'AVOGADRO-AMPERE :

Des volumes égaux de gaz pris dans les mêmes conditions de températures et de pression renferment le même nombre de moles.

IV/ DENSITE D'UN GAZ :

La densité d'un gaz par rapport à l'air est le rapport de sa masse sur la masse d'un égal volume d'air.

$$d = \frac{m_{\text{gaz}}}{m_{\text{air}}} \text{ avec } \begin{cases} m_{\text{gaz}} = n \cdot M = \frac{V_{\text{gaz}}}{V_m} \cdot M \\ m_{\text{air}} = \rho_{\text{air}} \cdot V_{\text{air}} \end{cases} \Rightarrow d = \frac{V_{\text{gaz}} \cdot M}{\rho_{\text{air}} \cdot V_{\text{air}} \cdot V_m} \text{ avec } V_{\text{gaz}} = V_{\text{air}} \Rightarrow$$

$$d = \frac{M}{\rho_{\text{air}} \cdot V_m} \text{ avec } \rho_{\text{air}} = 1,293 \text{ g.L}^{-1}$$

N.B:

Dans les C.N.T.P ; $V_m = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$, alors

$$d = \frac{M}{29}$$

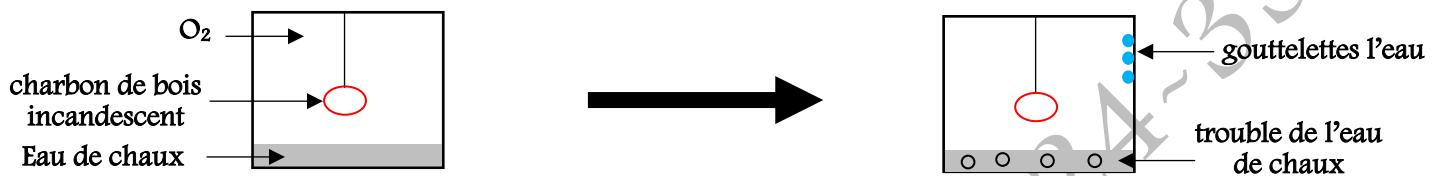
CHAPITRE C5 : REACTIONS CHIMIQUES-EQUATION BILAN

I/ REACTIONS CHIMIQUES :

I-1/ EXEMPLES DE REACTIONS CHIMIQUES :

I-1-1/ COMBUSTION DU CARBONE DANS LE DIOXYGENE :

Plaçons un morceau de charbon de bois incandescent dans une enceinte contenant du dioxygène et de l'eau de chaux.

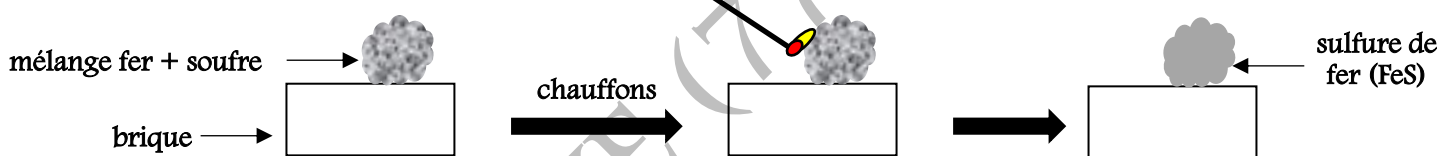


Observations :

La combustion du charbon de bois donne de l'eau (H_2O) et un gaz qui trouble l'eau de chaux, le dioxyde de carbone (CO_2).

I-1-2/ REACTION ENTRE LE FER ET LE SOUFRE :

Plaçons un mélange de fer et de soufre sur une brique puis chauffons ce mélange.



Observations :

En mélangeant du fer et du soufre puis en chauffant ce mélange, on obtient un solide gris: **c'est le sulfure de fer (FeS)**.

I-2/ DEFINITION :

Une réaction chimique est une transformation chimique au cours de laquelle un ou des corps pur(s) appelé(s) **réactif(s)** se transforme (ent) en un ou des corps pur(s) appelé(s) **produit(s)**.

I-3/ CARACTERISTIQUES D'UNE REACTION CHIMIQUE :

I-3-1/ ASPECT ENERGETIQUE :

Les réactions chimiques peuvent se produire:

▶ Avec un dégagement de chaleur: elles sont dites **exothermiques**.

Exemple : combustion du charbon de bois.

▶ Avec absorption de chaleur: elles sont dites **endothermiques**.

Exemple : dissolution du chlorure d'ammonium dans l'eau.

▶ sans absorption ni dégagement de chaleur: elles sont dites **athermiques**.

Exemple : dissolution du chlorure de sodium

I-3-2/ ASPECT CINÉTIQUE :

Il existe des **réactions chimiques rapides** (exemples: réactions de précipitation, action de l'acide chlorhydrique sur le zinc...) et des **réactions chimiques lentes** (exemples: transformation du fer en rouille, saponification (fabrication du savon)...)

I-4/ LOI DE CONSERVATION :

I-4-1/ LOI DE CONSERVATION DE LA MASSE OU LOI DE LAVOISIER :

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

I-4-2 LOI DE CONSERVATION DES ATOMES :

Au cours d'une réaction chimique les éléments chimiques présents au niveau des réactifs sont les mêmes éléments chimiques que l'on retrouve au niveau des produits après transformation.

II/ EQUATION-BILAN D'UNE REACTION CHIMIQUE :

II-1/ ECRITURE DE L'EQUATION-BILAN D'UNE REACTION CHIMIQUE:

Une réaction chimique est représentée par une équation-bilan. Les espèces chimiques y sont représentées par leurs formules brutes.

- ▶ Les espèces chimiques qui entrent en réaction appelées réactifs sont écrites dans le membre de gauche de l'équation.
- ▶ Les espèces chimiques qui sont formées par la réaction appelées produits sont écrites dans le membre de droite.
- ▶ Entre les réactifs et les produits, on place une flèche qui indique le sens de l'évolution de la réaction.

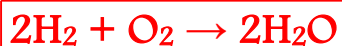


II-2/ EQUILIBRAGE D'UNE EQUATION-BILAN D'UNE REACTION CHIMIQUE :

Pour équilibrer une équation-bilan, on multiplie les formules brutes par des coefficients appelés coefficients stœchiométriques afin d'assurer la conservation des atomes, de la masse et des charges.

II-3/ DOUBLE SIGNIFICATION DE L'EQUATION-BILAN D'UNE REACTION CHIMIQUE :

Prenons l'exemple de la synthèse de l'eau:

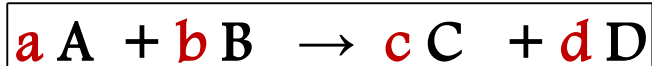


Signification microscopique: Deux molécules de dihydrogène réagissent avec une molécule de dioxygène pour donner deux molécules d'eau.

Signification macroscopique: Deux moles de molécules de dihydrogène réagissent avec une mole de molécule de dioxygène pour donner deux moles de molécule d'eau.

II-4/ RELATION DE PROPORTIONNALITE ENTRE LES NOMBRES DE MOLES MIS EN JEU DANS UNE REACTION CHIMIQUE:

Soit la réaction chimique d'équation bilan suivante:



Lors d'une réaction chimique, on a toujours la relation de proportionnalité (appelé aussi bilan molaire):

$$\frac{n(A)_{\text{réagi}}}{a} = \frac{n(B)_{\text{réagi}}}{b} = \frac{n(C)_{\text{formé}}}{c} = \frac{n(D)_{\text{formé}}}{d}$$

III/ RENDEMENT D'UN PRODUIT D'UNE REACTION CHIMIQUE :

Le rendement d'un produit d'une réaction chimique est le rapport entre la masse expérimentale de ce produit sur la masse théorique de ce produit.

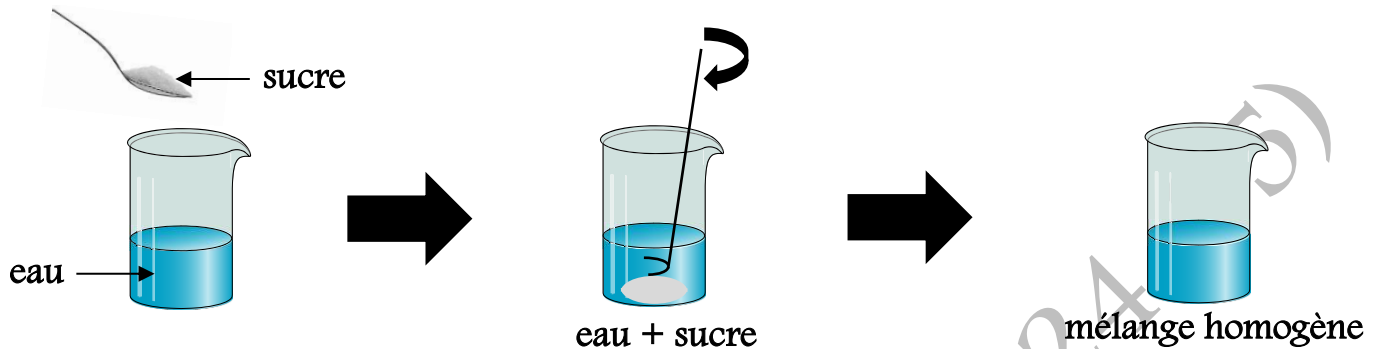
$$R = \frac{\text{masse expérimentale du produit}}{\text{masse théorique du produit}} \cdot 100$$

- ▶ La masse expérimentale est la masse synthétisée: elle est déterminée par pesée du produit formé.
- ▶ La masse théorique est la masse calculée à partir de la masse des réactifs.

CHAPITRE C6: GENERALITES SUR LES SOLUTIONS AQUEUSES

I/ PHENOMENE DE DISSOLUTION :

I-1/ MISE EN EVIDENCE :



I-1-1/ OBSERVATION :

Après avoir mélangé et bien agité, le sucre n'est plus visible dans l'eau: il se forme ainsi un mélange homogène:

I-1-2/ CONCLUSION :

On dit que le sucre s'est dissout dans l'eau: c'est **le phénomène de dissolution**. Le mélange homogène ainsi obtenu est appelé solution.

N.B:

► Dans une solution, le corps qui dissout est appelé **solvant** et le (s) corps qui est (sont) dissout (s) est (sont) appelé (s) **soluté (s)**.

► Le soluté peut être solide, liquide ou gazeux.

I-2/ DEFINITION :

On appelle solution un mélange homogène constitué d'un solvant et d'un (ou plusieurs) soluté.

REMARQUE :

Lorsque le solvant est l'eau, la solution obtenue est dite solution aqueuse.

I-3/ SOLUTIONS AQUEUSES IONIQUES ET SOLUTIONS AQUEUSES NON IONIQUES :

I-3-1/ SOLUTIONS AQUEUSES IONIQUES :

Une solution aqueuse est ionique lorsqu'elle conduit le courant électrique: une telle solution contient des ions (cations et anions). Le soluté est un composé ionique.

Exemples: mélange entre l'eau et le sel de cuisine (NaCl) ; mélange entre l'eau et la soude (NaOH)

I-3-1/ SOLUTIONS AQUEUSES NON IONIQUES:

Une solution aqueuse est non ionique lorsqu'elle ne conduit pas le courant électrique: une telle solution ne contient pas d'ions. Le soluté est un composé moléculaire.

Exemples: mélange entre l'eau et le sucre

II/ ROLES DU SOLVANT ET EFFETS THERMIQUES:

II-1/ ROLES DU SOLVANT:

II-1-1/ ROLE DISSOCIANT :

Lorsqu'on dissout un composé ionique (NaCl) dans l'eau, l'eau détruit la liaison ionique entre les atomes de Na et Cl, on obtient ainsi une solution ionique contenant les ions Na^+ et Cl^- : l'eau est un solvant dissociant.

II-1-2/ ROLE IONISANT :

Lorsqu'on dissout un composé moléculaire (HCl) dans l'eau, l'eau détruit la liaison covalente entre les atomes de H et Cl, on obtient ainsi une solution ionique contenant les ions H^+ et Cl^- : l'eau est un solvant ionisant.

II-1-3/ ROLE DE SOLVATATION :

Lorsqu'en solution, chaque ion est entouré de molécules du solvant, celles-ci forment un bouclier et empêchent toute interaction entre les ions: on dit que le solvant a un rôle de solvatation.

REMARQUES :

- ▶ Dans le cas où le solvant est l'eau **la solvatation porte le nom d'hydratation.**
- ▶ Certains cristaux ioniques peuvent capter des molécules d'eau de l'atmosphère et s'hydrater. Leur formule brute fait apparaître cette hydratation.

Exemple: sulfate de cuivre hydraté ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$)

II-2/ EFFETS THERMIQUES DE LA DISSOLUTION :

- ▶ Une dissolution qui n'absorbe ni ne dégage de la chaleur est dite **athermique** (NaCl dans l'eau).
- ▶ Une dissolution qui absorbe de la chaleur est dite **endothermique** (NH_4Cl dans l'eau).
- ▶ Une dissolution qui dégage de la chaleur est dite **exothermique** (NaOH dans l'eau).

III/ GRANDEURS CARACTERISTIQUES DES SOLUTIONS AQUEUSES :

III-1/ CONCENTRATION MASSIQUE D'UNE SOLUTION AQUEUSE (C_m) :

C'est la masse m de soluté contenue dans un volume V de solution.

$$C_m = \frac{m(\text{soluté})}{V(\text{solution})} ; \text{elle s'exprime en } \mathbf{g.L^{-1}}$$

III-2/ CONCENTRATION MOLAIRE D'UNE SOLUTION AQUEUSE (C) :

C'est la quantité de matière n de soluté contenue dans un volume V de solution.

$$C = \frac{n(\text{soluté})}{V(\text{solution})} ; \text{elle s'exprime en } \mathbf{mol.L^{-1}}$$

III-3/ RELATION ENTRE C_m ET C :

$$C = \frac{n}{V_s} \text{ or } n = \frac{m}{M} \Rightarrow C = \frac{m}{V_s} \times \frac{1}{M} \Rightarrow$$

$$C = \frac{C_m}{M} \Rightarrow C_m = C.M$$

III-4/ SOLUBILITE D'UN SOLUTE DANS L'EAU :

C'est la quantité maximale de soluté que l'on peut dissoudre dans un volume d'eau. C'est une grandeur qui dépend de la température.

III-5/ SATURATION D'UNE SOLUTION :

Une solution est dite saturée lorsque le soluté ne peut plus se dissoudre dans le solvant (eau).

IV/ PREPARATION DE SOLUTIONS :

IV-1/ CAS OU LE SOLUTE EST UN SOLIDE :

Le principe consiste à dissoudre une masse m du soluté solide dans un volume V d'eau bien précis.

Exemple: préparation d'une solution de soude de concentration molaire volumique $C = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et de volume $V = 500 \text{ mL}$.

IV-1-1/ DETERMINATION DE LA MASSE M A DISSOUDRE :

$$n = \frac{m}{M} = C \times V \Rightarrow \boxed{m = C.V.M} \quad \text{AN/} \quad \boxed{m = 0,2 \text{ g}}$$

IV-1-2/ MODE OPERATOIRE :

A l'aide d'une **balance**, on pèse une masse $m = 0,2 \text{ g}$ de soude qu'on place ensuite dans une **fiolle jaugée de 500 mL**. On ajoute ensuite un peu d'eau dans la fiolle pour dissoudre le solide. Une fois la soude dissoute dans l'eau, on ajoute de l'eau **jusqu'au trait de jauge**.

IV-2/ CAS OU LE SOLUTE EST UN LIQUIDE (SOLUTION COMMERCIALE) :

Le principe consiste à diluer un volume V_0 de la solution commerciale de concentration C_0 par un volume V d'eau bien précis.

Expression de C_0 :

$$C_0 = \frac{n_0}{V} = \frac{m_0}{MV} \quad \text{avec} \quad \begin{cases} m_0 = \frac{Pm}{100} \\ m = \rho V \end{cases} \Rightarrow m_0 = \frac{P\rho V}{100}$$

$$C_0 = \frac{P\rho}{100M} \quad \text{avec} \quad d = \frac{\rho}{\rho_{\text{eau}}} \Rightarrow \rho = d \times \rho_{\text{eau}} = 1000d$$

$$\boxed{C_0 = \frac{P \cdot \rho}{100 \cdot M} = \frac{10 \cdot P \cdot d}{M}}$$

P : pourcentage de pureté
 ρ : masse volumique du soluté
d : densité du soluté
M : masse molaire du soluté

Exemple:

Préparation d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire volumique

$C = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et de volume $V = 500 \text{ mL}$ à partir d'une solution mère de concentration $C_0 = 1 \text{ mol.L}^{-1}$.

IV-2-1/ DETERMINATION DU VOLUME V_0 A DILUE :

Lors d'une dilution le nombre de mole ne varie pas.

$$C_0V_0 = CV \Rightarrow V_0 = \frac{CV}{C_0} \quad \text{AN/ } V_0 = 5 \text{ mL}$$

IV-2-2/ MODE OPERATOIRE:

On prélève à l'aide **d'une pipette jaugée** de la solution mère un volume **$V_0 = 5 \text{ mL}$** qu'on place ensuite dans **une fiole jaugée de 500 mL**. On ajoute un peu d'eau dans la fiole pour ensuite agiter. Une fois le mélange homogène, on ajoute de l'eau **jusqu'au trait de jauge**.

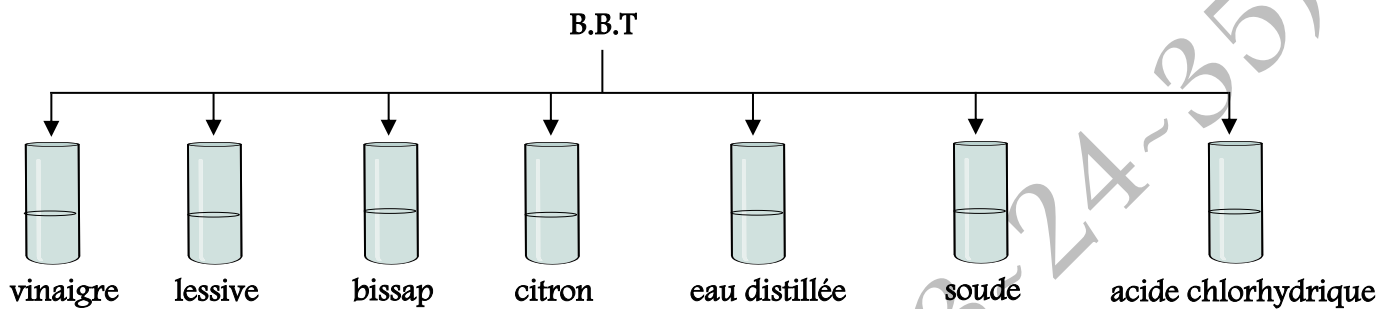
@ KHOU FAYE (77-503-24-35)

CHAPITRE C7: LES SOLUTIONS AQUEUSES ACIDES

I/ SOLUTIONS ACIDES, BASIQUES ET NEUTRES :

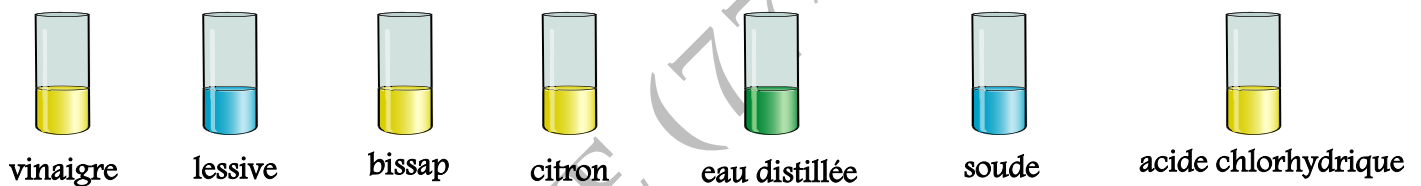
I-1/ EXPERIENCE :

Considérons des tubes à essais contenant différentes solutions aqueuses. Dans chaque tube, introduisons quelques gouttes de Bleu de Bromothymol (B.B.T).



I-2/ OBSERVATIONS :

Le B.B.T prend alors les colorations suivantes:



I-3/ CONCLUSIONS :

On peut donc classer les solutions aqueuses en 3 catégories:

► Les solutions qui font virer **le B.B.T au jaune** sont qualifiées de **solutions acides**.

Exemples: vinaigre, bissap, citron, acide chlorhydrique...

► Les solutions qui font virer **le B.B.T au bleu** sont qualifiées de **solutions basiques**.

Exemples: soude, lessive...

► Les solutions qui font virer le **B.B.T au vert** sont qualifiées de **solutions neutres**.

Exemples: eau distillée...

II/ L'ACIDE CHLORHYDRIQUE :

II-1/ PREPARATION DE D'ACIDE CHLORHYDRIQUE :

II-1-1/ LE CHLORURE D'HYDROGENE :

II-1-1-1/ STRUCTURE :

Le chlorure d'hydrogène est un gaz moléculaire de formule HCl . La liaison covalente entre l'atome d'hydrogène et l'atome de chlore est polarisée (fragile) du fait de la différence d'électronégativité.

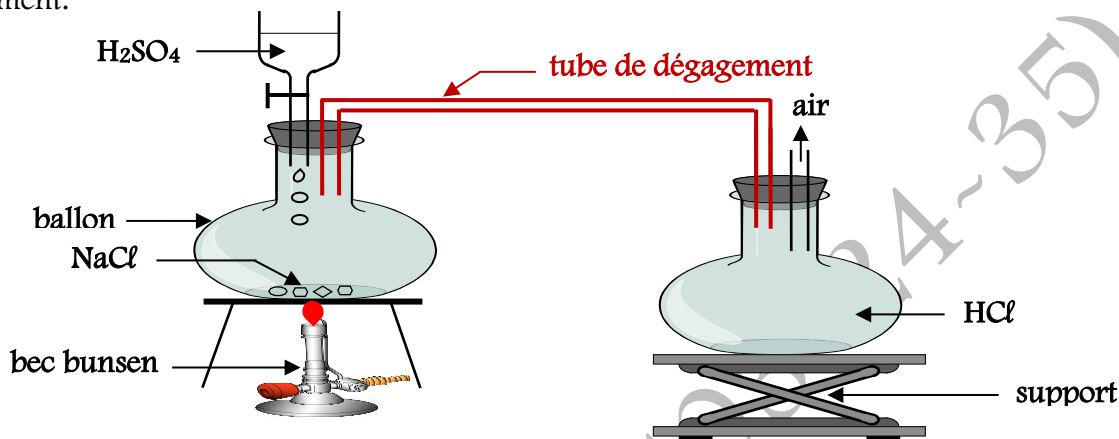
II-1-1-2/ PROPRIETES PHYSIQUES :

Dans les conditions ordinaires de température et de pression, le chlorure d'hydrogène est un gaz incolore d'odeur piquante, très irritant pour les voies respiratoires. Il est plus dense que l'air.

II-1-2/ PREPARATION DU CHLORURE D'HYDROGENE :

II-1-2-1/ EXPERIENCE:

Le principe consiste à ajouter une solution d'acide sulfurique (H_2SO_4) sur du chlorure de sodium ($NaCl$) en chauffant légèrement.



II-1-2-2/ OBSERVATION :

On constate un dégagement de gaz qu'on peut recueillir par déplacement d'air.

II-1-2-3/ INTERPRETATION :

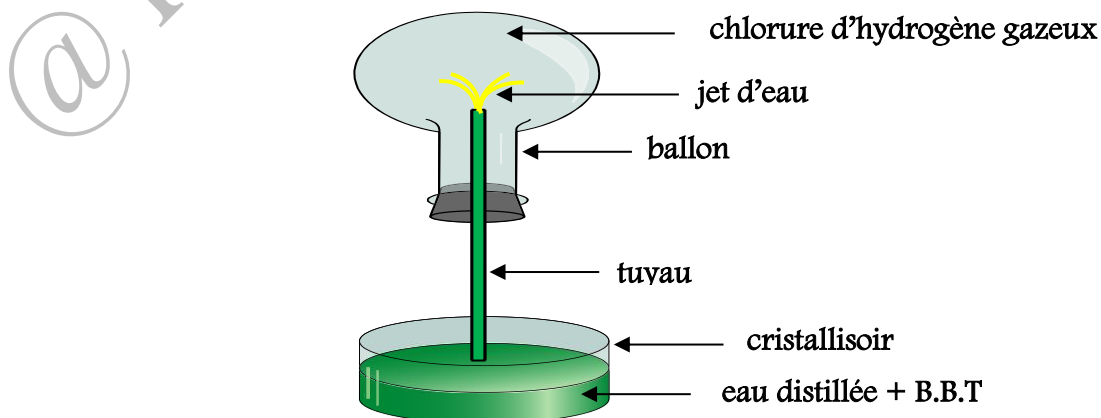
Le gaz qui se dégage est du chlorure d'hydrogène, il provient de la réaction entre l'acide sulfurique et le chlorure de sodium.

L'équation bilan de la réaction s'écrit:



II-1-3/ DISSOLUTION DU GAZ CHLORHYDRIQUE: EXPERIENCE DU JET D'EAU :

Le principe consiste à remplir d'abord du chlorure d'hydrogène gazeux dans un ballon, ensuite on place quelques gouttes d'eau distillée dans l'un des orifices du bouchon traversé par un tuyau souple ; l'autre extrémité du tuyau est hermétiquement fermée par une pince. En fin on retourne le ballon au-dessus d'un cristalliseur contenant de l'eau distillée additionnée de bleu de bromothymol puis retire la pince: immédiatement après on voit apparaître un puissant jet d'eau dans le ballon.

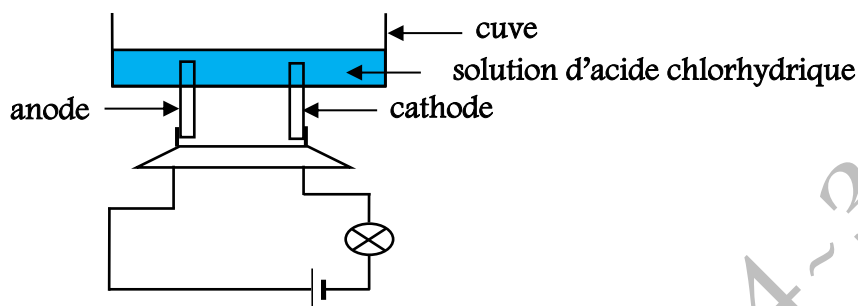


II-2/ PROPRIETES DE LA SOLUTION D'ACIDE CHLORHYDRIQUE :

II-2-1/ CONDUCTIBILITE ELECTRIQUE :

II-2-1-1/ EXPERIENCE :

Réalisons le circuit ci-dessous. L'électrolyseur contient une solution d'acide chlorhydrique.



II-2-1-2/ OBSERVATION :

On constate que l'ampoule brille quand on ferme l'interrupteur

II-2-1-3/ INTERPRETATION :

La solution d'acide chlorhydrique conduit le courant électrique donc elle contient des ions. Lors de la dissolution l'eau a totalement ionisé les molécules de chlorure d'hydrogène selon l'équation-bilan:



II-2-1-4/ CONCLUSION :

La solution d'acide chlorhydrique contient alors **des ions hydroniums (H_3O^+) et des ions chlorures (Cl^-)**.

N.B:

- ▶ **Les ions hydroniums (H_3O^+) sont responsables du caractère acide d'une solution acide.**
- ▶ **La solution d'acide chlorhydrique sera notée: ($\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$)**

II-2-2/ PROPRIETES DES IONS HYDRONIUMS (H_3O^+) :

II-2-2-1/ ACTION SUR LES METAUX :

Les ions hydroniums peuvent réagir avec certains métaux (**zinc, aluminium, fer, plomb, nickel...**) pour donner du dihydrogène (H_2) de l'eau (H_2O) et l'ion correspondant au métal.

Exemples:

- ▶ **Réaction entre les ions hydroniums (H_3O^+) et le zinc métal (Zn) :**



- ▶ **Réaction entre les ions hydroniums (H_3O^+) et l'aluminium métal (Al) :**

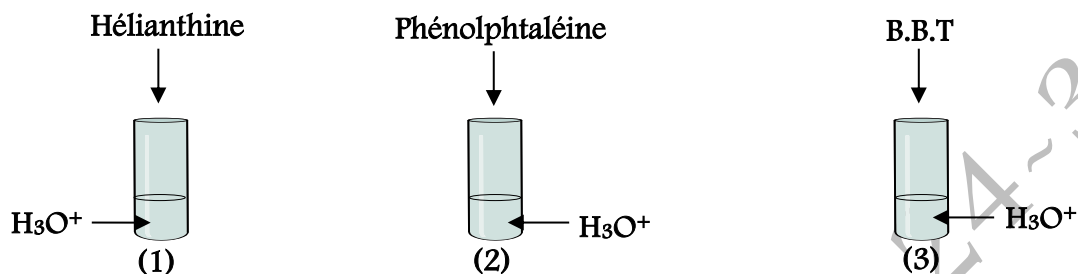


II-2-2-2/ ACTION SUR LES INDICATEURS COLORES :

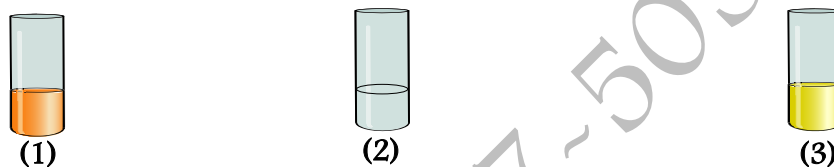
Un indicateur coloré est une substance qui ajoutée dans une solution (**acide, basique ou neutre**) vire pour donner des colorations différentes.

► Expérience :

Considérons trois tubes à essais contenant chacun une solution d'acide chlorhydrique. Puis ajoutons dans chaque tube un indicateur coloré (hélianthine tube 1 ; phénolphthaléine tube 2 et B.B.T tube 3).



► Observations :



On constate que la solution dans le tube (1) vire au rouge ; la solution dans le tube (2) reste incolore et la solution dans le tube (3) vire au jaune.

► Interprétation:

Les couleurs obtenues caractérisent la présence des ions hydroniums (H_3O^+) dans ces solutions.

II-2-2-3/ ACTION SUR LES BASES :

Les ions hydroniums (H_3O^+) réagissent également avec **les bases**.

Nous traiterons ces réactions dans le chapitre suivant.

II-2-3/ REACTION DE CARACTERISATION DE L'ION CHLORURE (Cl^-):

L'action du nitrate d'argent ($Ag^+ ; NO_3^-$) sur une solution d'acide chlorhydrique ($H_3O^+ ; Cl^-$) donne un précipité blanc, le chlorure d'argent ($AgCl$) qui noircit à la lumière: la solution d'acide chlorhydrique contient des ions chlorures (Cl^-).

L'équation bilan de la réaction est:



III/ ACIDES COURANTS ET PRODUITS NATURELS ACIDES :

III-1/ DEFINITION :

Un acide est une espèce chimique capable de libérer un ou plusieurs protons H^+ en solution (**chaque proton H^+ est ionisé par une molécule d'eau (H_2O) pour donner un ion hydronium H_3O^+**).

On distingue les monoacides et les polyacides:

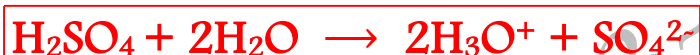
► Lorsqu'une mole d'acide peut libérer une mole d'ions H^+ : **l'acide est qualifié de monoacide.**

Exemples :



► Lorsqu'une mole d'acide peut libérer deux moles d'ions H^+ : **l'acide est qualifié de diacide**

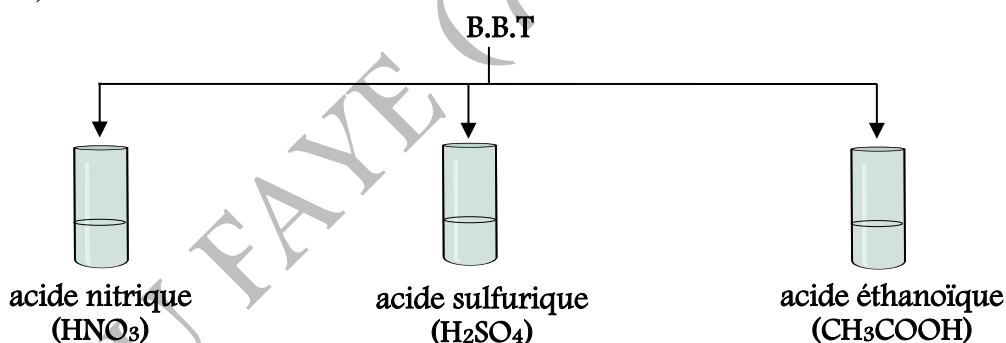
Exemples :



III-2/ LES ACIDES COURANTS :

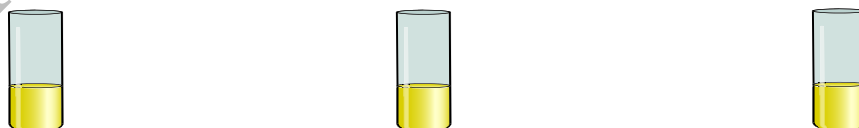
III-2-1/ EXPERIENCE :

Considérons trois tubes à essais contenant respectivement une solution d'acide nitrique, une solution d'acide sulfurique et une solution d'acide éthanoïque. Dans chaque tube, introduisons quelques gouttes de Bleu de Bromothymol (B.B.T).



III-2-2/ OBSERVATIONS :

On constate que toutes les solutions d'acide font virer le B.B.T au jaune.



III-2-3/ INTERPRETATION :

Les solutions d'acide nitrique, d'acide sulfurique et d'acide éthanoïque contiennent tous des ions hydroniums (H_3O^+): ce sont donc des acides.

Les équations bilan de ces acides dans l'eau sont:

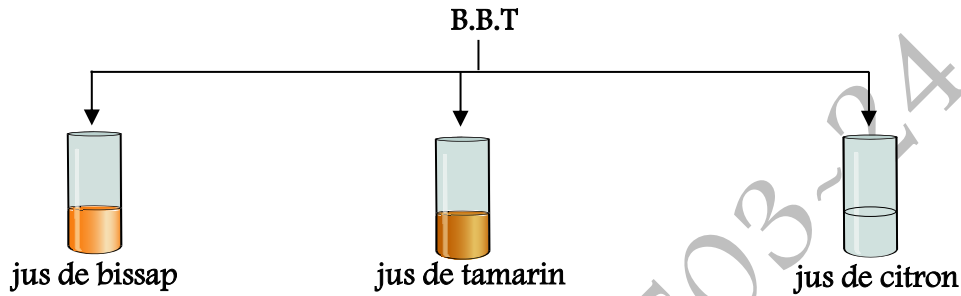




III-3/ LES PRODUITS ACIDES NATURELS :

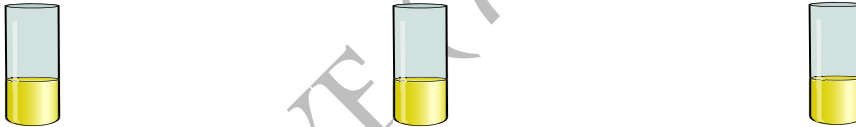
III-3-1/ EXPERIENCE :

Considérons trois tubes à essais contenant respectivement du jus de bissap, du jus de tamarin et du jus de citron. Puis ajoutons dans chaque tube du B.B.T.



III-3-2/ OBSERVATIONS :

On constate que toutes ces solutions de jus font virer le B.B.T au jaune.



III-3-3/ INTERPRETATION :

Ces extraits naturels contiennent tous des ions hydroniums (H_3O^+): **ce sont donc des acides.**

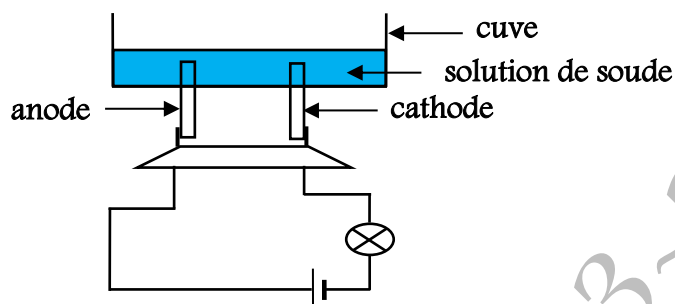
► Que les quelques grammes d'hydroxyde de sodium ont disparus: on dit que l'hydroxyde de sodium s'est dissout facilement dans l'eau.

► Une augmentation de la température au niveau du tube à essai lors de cette dissolution: on dit que la dissolution est exothermique.

III-2/ ELECTROLYSE DE LA SOLUTION D'HYDROXYDE DE SODIUM :

III-2-1/ EXPERIENCE :

Réalisons le circuit ci-dessous. L'électrolyseur contient une solution d'hydroxyde de sodium.



III-2-2/ OBSERVATION :

On constate que l'ampoule brille quand on ferme l'interrupteur

III-2-3/ INTERPRETATION :

La solution d'hydroxyde de sodium conduit le courant électrique donc elle contient des ions. Lors de la dissolution, l'eau a totalement dissociée les cristaux d'hydroxyde de sodium selon l'équation-bilan:



III-2-4/ CONCLUSION :

La solution d'hydroxyde de sodium contient alors **des ions hydroxydes (HO⁻) et des ions sodiums (Na⁺)**.

N.B:

► **Les ions hydroxydes (HO⁻) sont responsables du caractère basique d'une solution basique.**

► **La solution d'hydroxyde de sodium sera notée: (Na⁺ + HO⁻)**

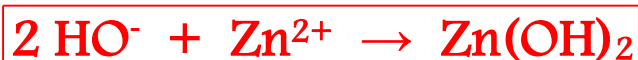
III-3/ PROPRIETES LIEES A L'ION HYDROXYDE (HO⁻) :

III-3-1/ ACTION SUR LES IONS METALLIQUES :

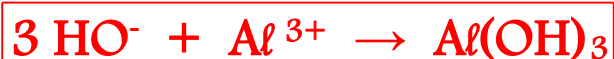
Les ions hydroxydes réagissent avec les ions métalliques (Zn²⁺, Al³⁺, Fe²⁺, Pb²⁺, Cu²⁺...) pour donner des précipités d'hydroxyde métallique.

Exemples:

► **Réaction entre l'ion hydroxyde et l'ion métallique (Zn²⁺):**



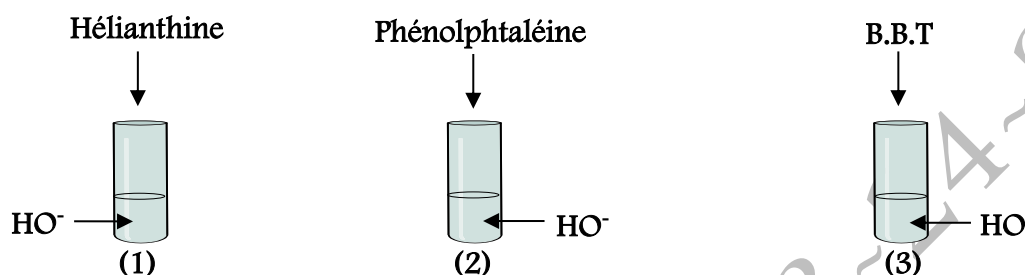
► **Réaction entre l'ion hydroxyde et l'ion métallique (Al³⁺):**



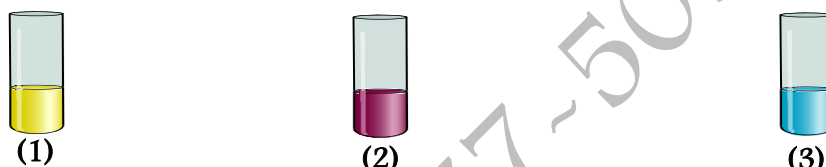
III-3-2/ ACTION SUR LES INDICATEURS COLORES :

► Expérience :

Considérons trois tubes à essais contenant chacun une solution d'hydroxyde de sodium. Puis ajoutons dans chaque tube un indicateur coloré (hélianthine tube 1 ; phénolphtaléine tube 2 et B.B.T tube 3).



► Observations :



On constate que la solution dans le tube (1) vire au jaune ; la solution dans le tube (2) vire au rouge violacée et la solution dans le tube (3) vire au bleu.

► Interprétation :

Les couleurs obtenus caractérisent la présence des ions hydroxydes (HO^-) dans ces solutions.

III-3-3/ ACTION SUR LES ACIDES :

Les ions hydroxydes (HO^-) réagissent **mole à mole** avec ions hydroniums (H_3O^+) suivant une **réaction totale** en donnant de l'eau. Cette réaction dégage aussi de la chaleur: elle est dite **exothermique**.

L'équation bilan de la réaction s'écrit:



C'est une réaction rapide, totale est exothermique.

III-3-4/ CARACTERISATION DE L'ION SODIUM (Na^+): TEST A LA FLAMME :

Un fil de platine préalablement trempé dans une solution d'hydroxyde de sodium colore en jaune la flamme d'un bec bunsen. Cette coloration jaune est caractéristique de l'élément sodium: la solution d'hydroxyde de sodium contient des ions sodium Na^+ .

IV/ BASES COURANTES ET BASES TIREES DES PRODUITS LOCAUX:

IV-1/ DEFINITION D'UNE BASE:

Un base est une espèce chimique capable de libérer un ou plusieurs ion (s) HO^- en solution aqueuse.

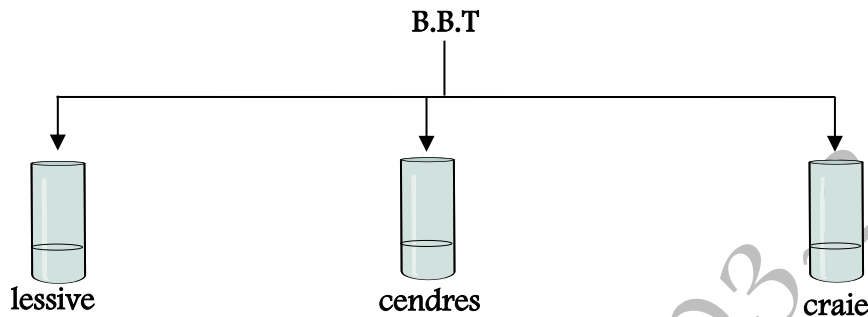
IV-2-3/ INTERPRETATION :

Les solutions d'hydroxyde de potassium, d'hydroxyde de calcium et d'hydroxyde de d'aluminium contiennent tous des ions hydroxydes (HO^-): ce sont donc des bases.

IV-3/ LES BASES TIREES DES PRODUITS LOCAUX :

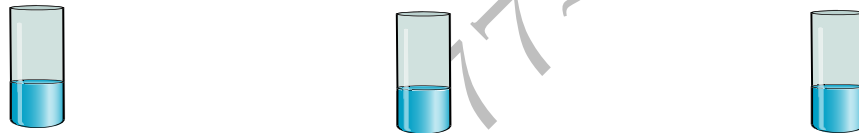
IV-3-1/ EXPERIENCE :

Considérons trois tubes à essais contenant respectivement des solutions de lessive, des cendres et de la craie. Puis ajoutons dans chaque tube du B.B.T.



IV-3-2/ OBSERVATIONS :

On constate que toutes ces solutions font virer le B.B.T au bleu.



IV-3-3/ INTERPRETATION :

Ces extraits naturels contiennent tous des ions hydroxydes (HO^-): ce sont donc des bases.

CHAPITRE C9 : NOTION DE pH ~ INDICATEURS COLORES

I/ NOTION DE pH :

I-1/ RELATION $[H_3O^+] = 10^{-pH}$:

Les solutions aqueuses sont caractérisées par leur concentration en **ions hydronium H_3O^+** ou de façon plus commode par leur pH.

Ainsi, le pH et la concentration en ion hydronium d'une solution aqueuse sont liés par la relation :

$$[H_3O^+] = 10^{-pH}$$

I-2/ MESURE DU pH D'UNE SOLUTION AQUEUSE :

I-2-1/ LE PAPIER pH :

En versant quelques gouttes de la solution aqueuse sur le papier pH, ce dernier prend une couleur qui par comparaison avec la gamme de couleur qui accompagne le rouleau désigne l'ordre de grandeur du pH.

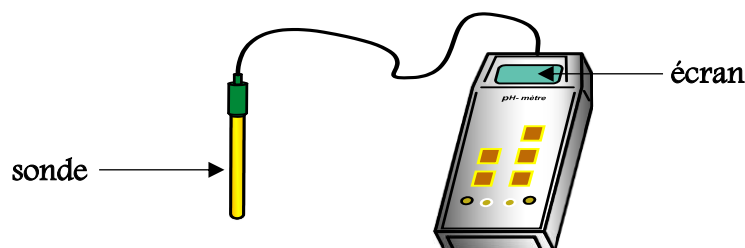
Un papier pH permet une détermination rapide et approchée du pH d'une solution.



I-2-2/ LE pH-METRE :

Le pH-mètre est un appareil électronique relié à une sonde. Lorsque la sonde est plongée dans la solution, l'écran du pH mètre affiche la valeur du pH de la solution.

Le pH-mètre permet une détermination précise du pH d'une solution.



pH-mètre

I-3/ LE pH DE L'EAU PURE :

La mesure du pH de l'eau pure à 25 °C donne : $\text{pH} = 7$.

La concentration en ions hydroniums H_3O^+ de l'eau pure à 25 °C est :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$$

N.B :

Les ions hydroniums H_3O^+ présents dans l'eau pure sont engendrés par la réaction d'autoprotolyse de l'eau :



REMARQUE :

La réaction d'autoprotolyse montre que dans l'eau pure il y'a autant d'ions hydronium H_3O^+ que d'ions hydroxyde OH^- .

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-] = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1} \text{ à } 25 \text{ °C}$$

I-4/ PRODUIT IONIQUE DE L'EAU A 25 °C :

Pour une température donnée, le produit entre la concentration des ions hydronium H_3O^+ et celle des ions hydroxyde OH^- est une constante appelée produit ionique de l'eau. Il est noté K_e .

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+].[\text{HO}^-]$$

A 25 °C, le produit ionique de l'eau est égal à : $K_e = 10^{-14}$

I-5/ DOMAINE DE pH DES SOLUTIONS A 25 °C :

Toute solution aqueuse à une valeur de pH comprise entre 0 et 14.

$$0 < \text{pH} < 14$$

I-5-1/ DOMAINE DE pH D'UNE SOLUTION ACIDE :

Toute solution acide à 25 °C à une valeur de pH inférieure à 7.

$$\text{pH} < 7$$

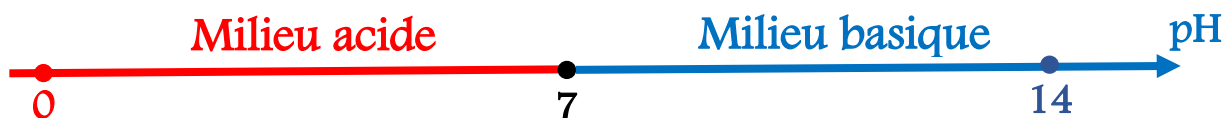
N.B : une solution acide renferme plus d'ions hydroniums H_3O^+ que d'ions hydroxydes OH^-

I-5-2/ DOMAINE DE pH D'UNE SOLUTION BASIQUE :

Toute solution basique à 25 °C à une valeur de pH supérieure à 7.

$$\text{pH} > 7$$

N.B : une solution basique renferme plus d'ions hydroxydes OH^- que d'ions hydroniums H_3O^+



Domaine de pH des solutions à 25 °C

II/ INDICATEURS COLORES, ZONE DE VIRAGE :

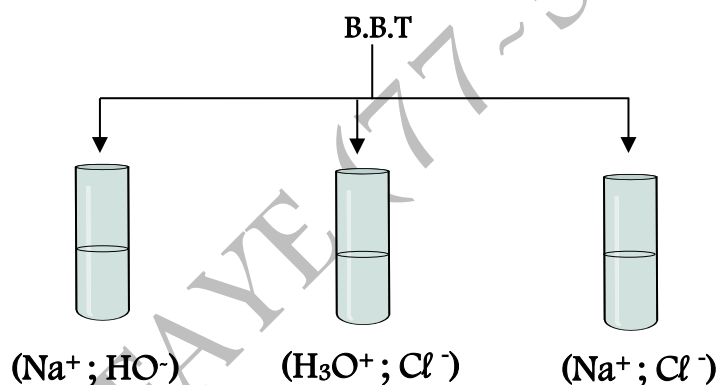
II-1/ DEFINITION :

On appelle indicateur coloré une substance organique qui peut donner trois couleurs différentes suivant la nature de la solution (acide, basique ou neutre) dans laquelle il est introduit.

II-2/ TEINTES ACIDE, BASIQUE, ET SENSIBLE :

II-2-1/ EXPERIENCE :

Considérons trois tubes à essai (1) ; (2) et (3) contenant respectivement des solutions d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+ ; \text{HO}^-$) ; d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+ ; \text{Cl}^-$) et du chlorure de sodium ($\text{Na}^+ ; \text{Cl}^-$). Versons quelques gouttes de **bleu de bromothymol (indicateur coloré)** dans chaque tube.



II-2-2/ OBSERVATIONS :



On observe :

Dans le tube (1) contenant l'hydroxyde de sodium, le BBT vire à sa coloration bleue.

Dans le tube (2) contenant d'acide chlorhydrique, le BBT vire à sa coloration jaune.

Dans le tube (3) contenant le chlorure de sodium, le BBT vire à sa coloration verte.

II-2-3/ INTERPRETATION :

La coloration **bleue du BBT** dans le tube (1) caractérise sa **teinte en milieu basique**.

La coloration **jaune du BBT** dans le tube (2) caractérise sa **teinte en milieu acide**.

La coloration **verte du BBT** dans le tube (3) caractérise sa **teinte en milieu neutre (sensible)**.

II-3/ ZONE DE VIRAGE :

On appelle zone de virage d'un indicateur coloré, la zone de pH dans laquelle aucune des deux teintes (acide et base) de l'indicateur n'est majoritaire.

Indicateurs colorés	Teinte acide	Zone de virage	Teinte basique
Hélianthine	Rouge	3,1 – 4,4	Jaune
Phénolphtaléine	Incolore	8,2 – 9,8	Rouge
Rouge de méthyle	Rouge	4,2 – 6,2	Rouge violacé
Thymolphtaléine	Incolore	9,4 – 10,6	Bleu
Bleu de bromothymol (BBT)	Jaune	6,2 – 7,6	Bleu

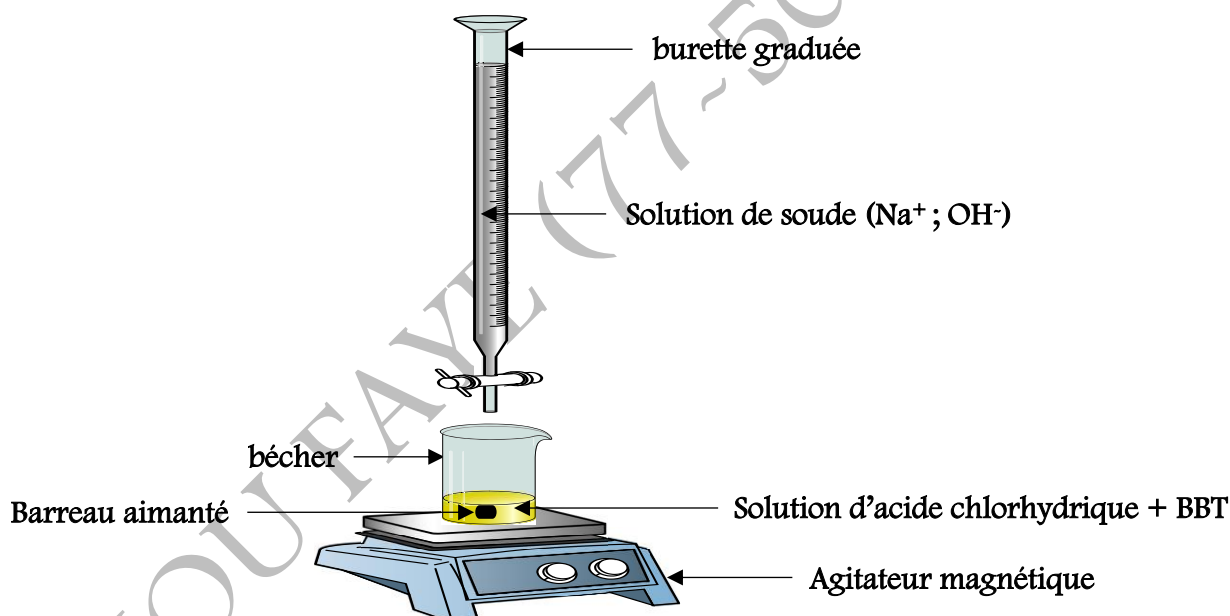
III/ DOSAGE D'UNE SOLUTION D'ACIDE CHLORHYDRIQUE PAR LA SOUDE :

III-1/ DEFINITION :

Le dosage d'une solution consiste à déterminer sa concentration molaire.

III-2/ DOSAGE D'UNE SOLUTION D'ACIDE CHLORHYDRIQUE PAR LA SOUDE :

III-2-1/ DISPOSITIF EXPERIMENTAL :

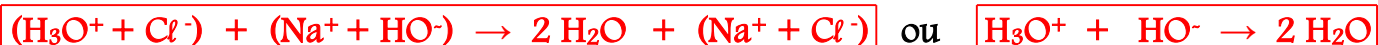


III-2-2/ PRINCIPE DU DOSAGE :

Le principe consiste à verser dans le bécher contenant un volume V_A d'acide chlorhydrique goutte à goutte la solution de soude contenue dans la burette jusqu'à ce que la solution dans le bécher passe du jaune au vert. Soit V_B le volume de soude versé.

Ce changement brusque de couleur correspond à l'équivalence acido-basique du dosage.

III-2-3/ EQUATION BILAN DE LA REACTION DU DOSAGE :



III-2-4/ NOTION D'EQUIVALENCE ACIDO-BASIQUE :

On appelle équivalence acido-basique le moment du dosage pour lequel le nombre de mole de H_3O^+ est égale au nombre de mole de HO^- .

Autrement dit c'est lorsque l'acide et la base sont dans les proportions stoechiométriques.

$$n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{HO}^-) \Rightarrow C_A V_A = C_B V_B$$

A l'équivalence acido-basique : $C_A V_A = C_B V_B \Rightarrow$

$$C_A = \frac{C_B V_B}{V_A}$$

CHAPITRE C10 : CARACTERISATION DE QUELQUES IONS

I/ TESTS D'IDENTIFICATION DES ANIONS ET DES CATIONS :

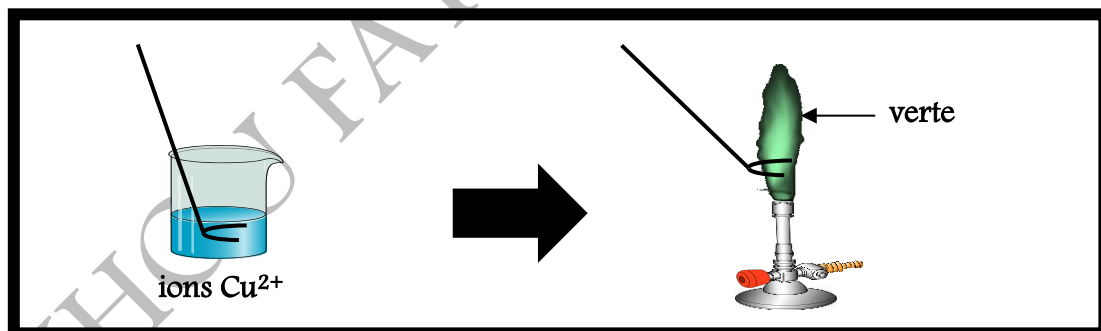
I-1/ COULEURS DE QUELQUES IONS EN SOLUTION AQUEUSE :

Noms	Formules	Couleurs en solution aqueuse
ion argent	Ag^+	incolore
ion sodium	Na^+	incolore
ion zinc II	Zn^{2+}	incolore
ion cuivre II	Cu^{2+}	bleue
ion aluminium	Al^{3+}	incolore
ion baryum	Ba^{2+}	incolore
ion plomb II	Pb^{2+}	incolore
ion fer II	Fe^{2+}	verte
ion fer III	Fe^{3+}	jaune rouille
ion chlorure	Cl^-	incolore
ion sulfate	SO_4^{2-}	incolore
ion nitrate	NO_3^-	incolore

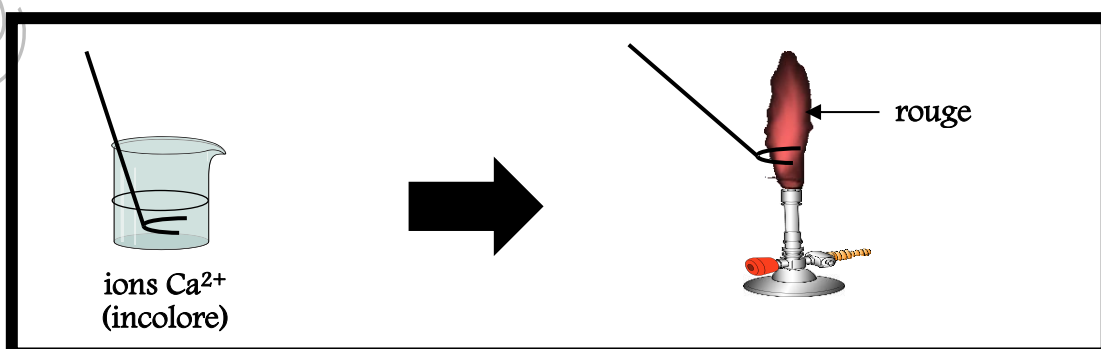
I-2/ COULEUR DE QUELQUES IONS AU TEST A LA FLAMME :

Le test consiste à introduire un échantillon de l'ion à l'aide d'un fil de platine dans une flamme, non lumineuse et à haute température (bec de bunsen), puis à observer la **couleur** qu'on obtient.

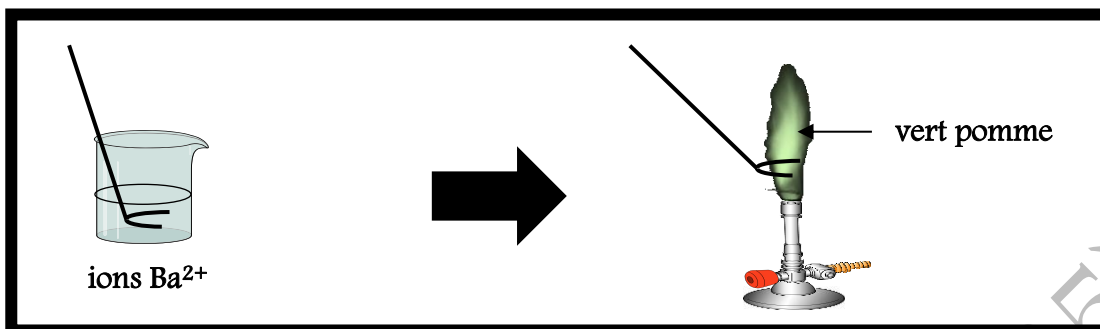
I-2-1/ TEST A LA FLAMME DE L'ION CUIVRE II (Cu^{2+}) :



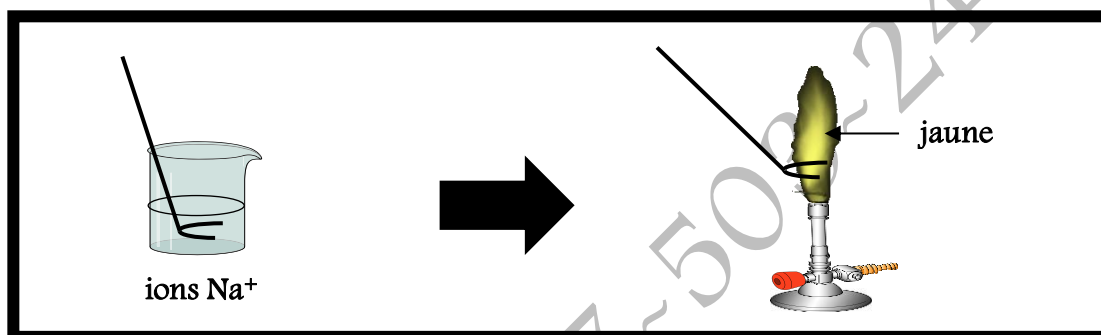
I-2-2/ TEST A LA FLAMME DE L'ION CALCIUM II (Ca^{2+}) :



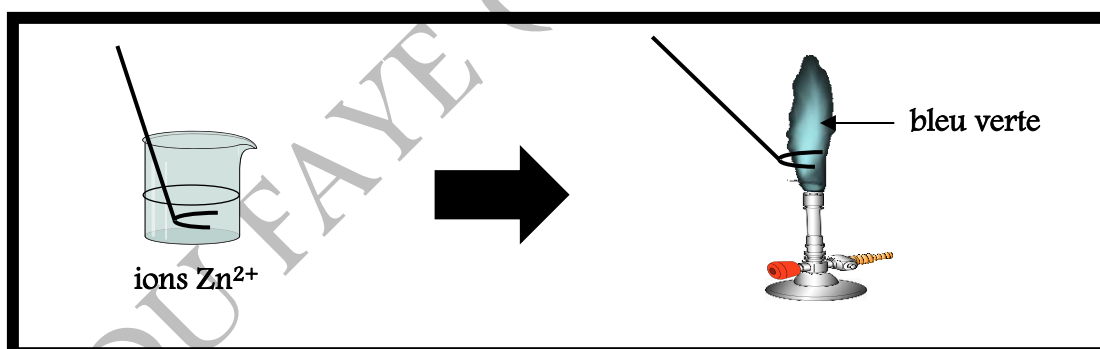
I-2-3/ TEST A LA FLAMME DE L'ION BARYUM (Ba^{2+}) :



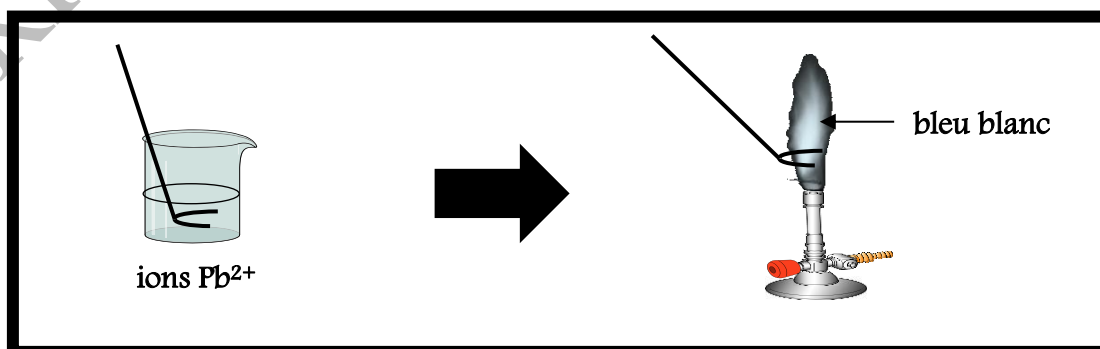
I-2-4/ TEST A LA FLAMME DE L'ION SODIUM (Na^+) :



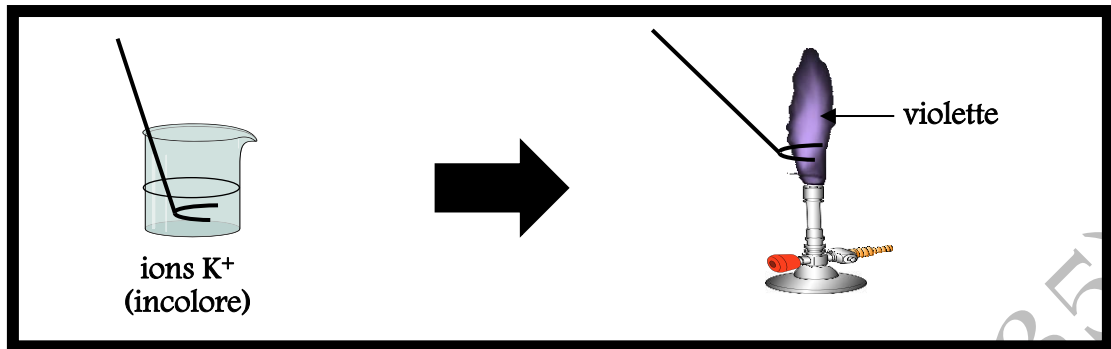
I-2-5/ TEST A LA FLAMME DE L'ION ZINC (Zn^{2+}) :



I-2-5/ TEST A LA FLAMME DE L'ION PLOMB (Pb^{2+}) :



I-2-6/ TEST A LA FLAMME DE L'ION POTASSIUM (K⁺) :



I-3/ REACTIONS DE PRECIPITATION :

I-3-1/ DEFINITION D'UN PRECIPITE :

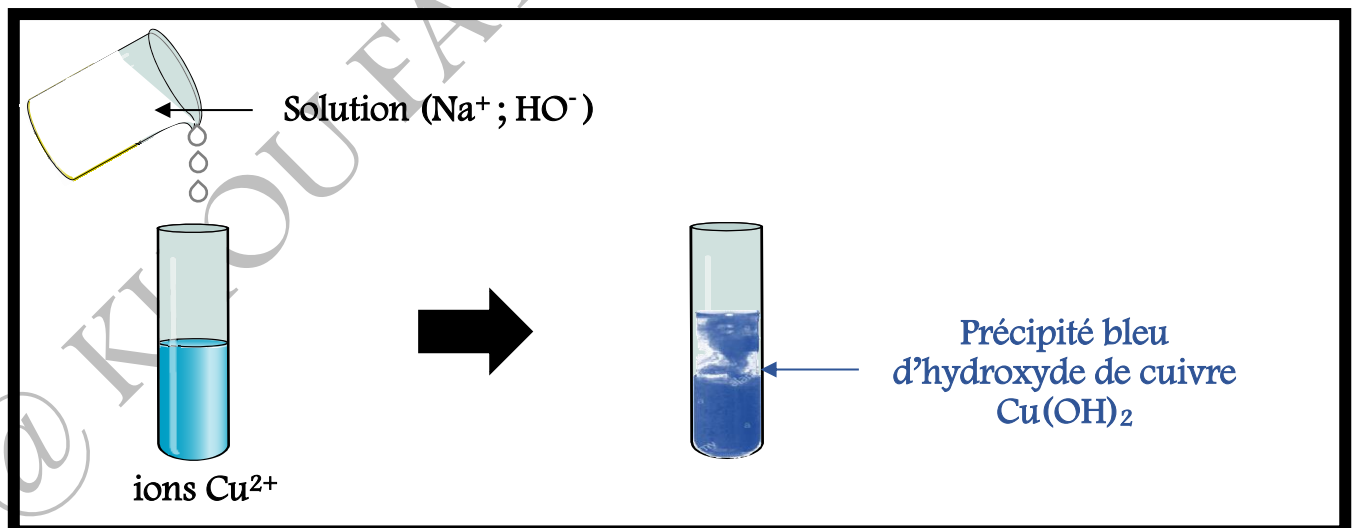
Un précipité est un solide insoluble résultant de la réaction chimique entre un anion et un cation. La couleur du précipité dépend des ions qui réagissent.

I-3-2/ EXEMPLES DE REACTIONS DE PRECIPITATION :

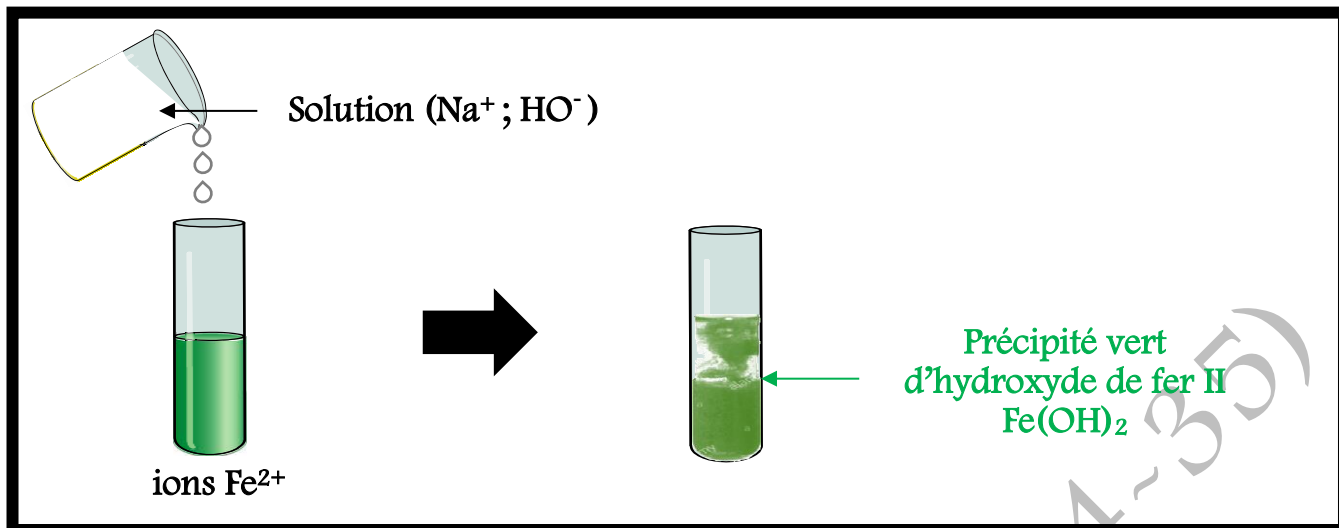
Le test consiste à verser quelques gouttes d'une solution renfermant d'ions précipitateurs (qui jouent le rôle de réactif) dans un tube à essai contenant l'ion à identifier (ions précipités), puis à observer la couleur du précipité qu'on obtient.

La formation du précipité résulte de l'incompatibilité en solution entre l'ion à identifier et l'ion qui joue le rôle de réactif.

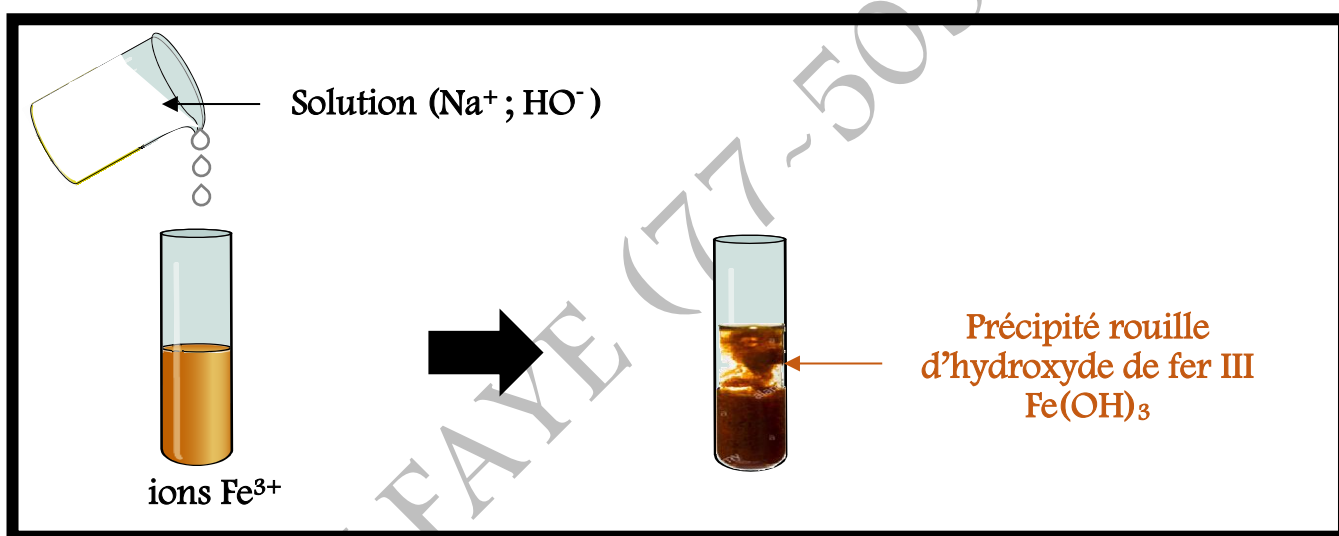
I-3-2-1/ REACTIONS DE PRECIPITATION ENTRE L'ION Cu²⁺ ET L'ION HO⁻ :



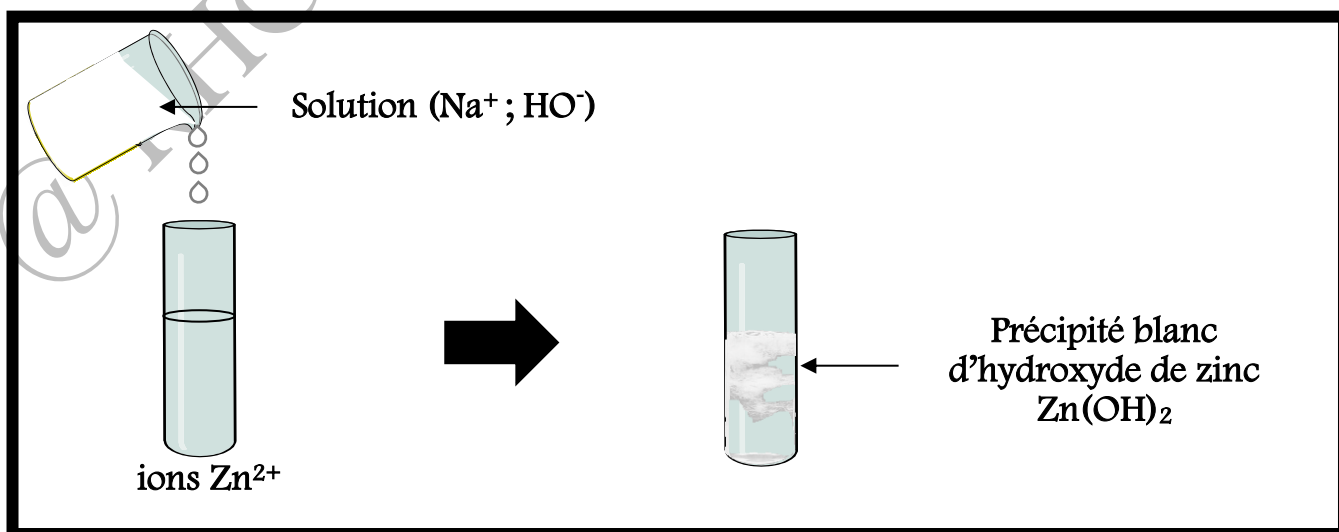
I-3-2-2/ REACTIONS DE PRECIPITATION ENTRE L'ION Fe²⁺ ET L'ION HO⁻ :



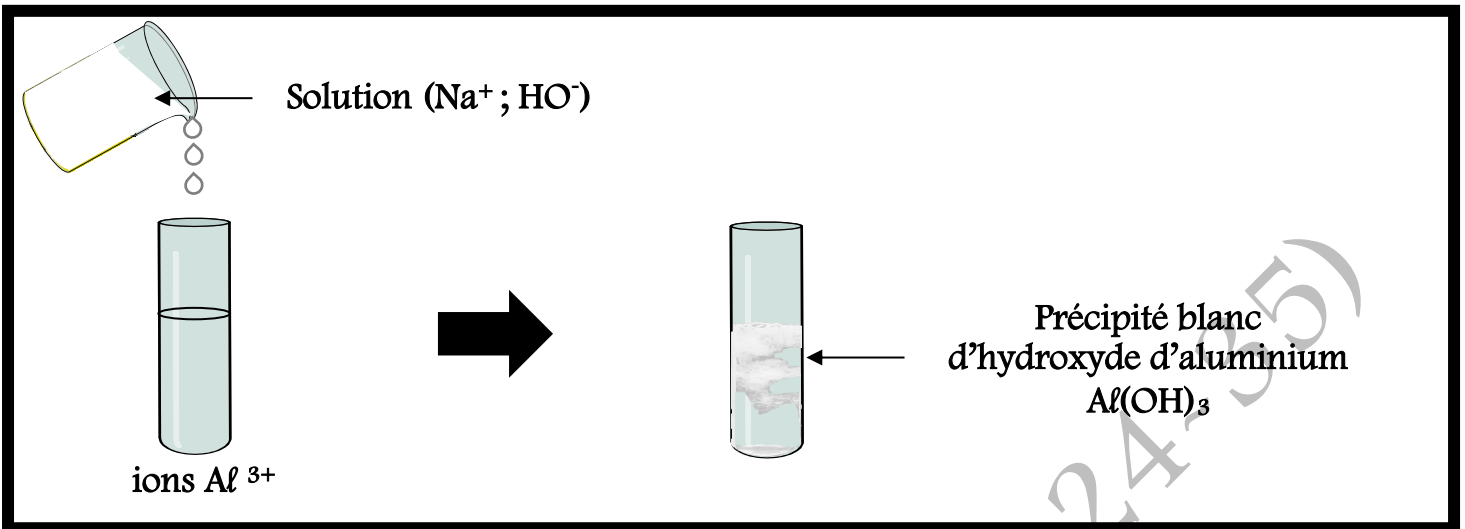
I-3-2-3/ REACTIONS DE PRECIPITATION ENTRE L'ION Fe^{3+} ET L'ION HO^- :



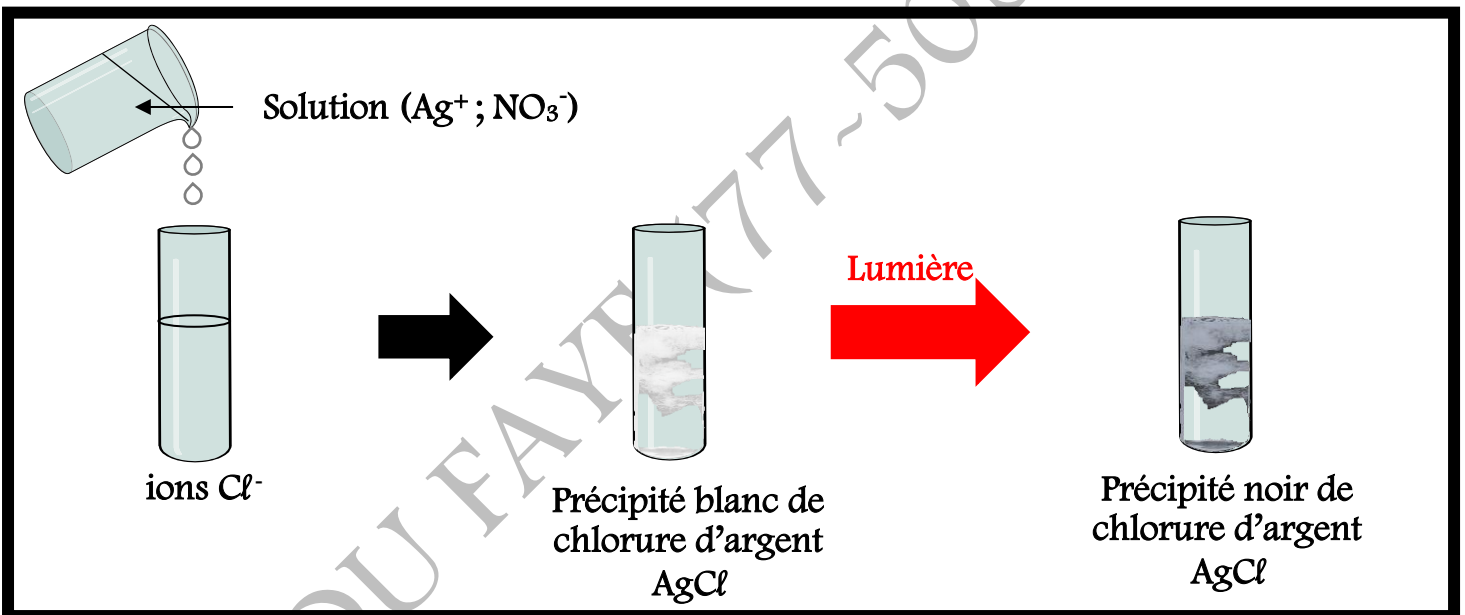
I-3-2-4/ REACTIONS DE PRECIPITATION ENTRE L'ION Zn^{2+} ET L'ION HO^- :



I-3-2-5/ REACTIONS DE PRECIPITATION ENTRE L'ION Al^{3+} ET L'ION HO^- :



I-3-2-6/ REACTIONS DE PRECIPITATION ENTRE L'ION Cl^- ET L'ION Ag^+ :



I-4/ REDISSOLUTION DE CERTAINS PRECIPITES :

L'identification de certains ions nécessite pour la plupart des tests complémentaires appelés tests de confirmation.

I-4-1/ TEST COMPLEMENTAIRE DES IONS Zn^{2+} :

Le précipité d'hydroxyde de zinc se redissout dans un excès de soude ou d'ammoniac.

Ce qui se traduit par les équations bilan suivantes :



I-4-2/ TEST COMPLEMENTAIRE DES IONS Al^{3+} :

Le précipité d'hydroxyde d'aluminium se redissout dans un excès de soude mais pas dans l'ammoniac.

Ce qui se traduit par l'équation bilan suivante :



AlO_2^- est appelé ion aluminate

II/ ORGANIGRAMME DE RECHERCHE DES IONS :

Ions à identifier	Tests de précipitations	Résultats du test de précipitation	Equations bilan de la réaction de précipitation	Tests de confirmation	Résultats du test à la flamme
Cu^{2+} (bleu)	HO^-	Précipité bleu Cu(OH)_2	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{HO}^- \rightarrow \text{Cu(OH)}_2$		Flamme verte
Fe^{2+} (vert)	HO^-	Précipité vert Fe(OH)_2	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{HO}^- \rightarrow \text{Fe(OH)}_2$		
Fe^{3+} (rouille)	HO^-	Précipité rouille Fe(OH)_3	$\text{Fe}^{3+} + 3\text{HO}^- \rightarrow \text{Fe(OH)}_3$		
Zn^{2+} (incolore)	HO^-	Précipité blanc Zn(OH)_2	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{HO}^- \rightarrow \text{Zn(OH)}_2$	Zn(OH)_2 se dissout dans la soude et l'ammoniac	Flamme bleu verte
Al^{3+} (incolore)	HO^-	Précipité blanc Al(OH)_3	$\text{Al}^{3+} + 3\text{HO}^- \rightarrow \text{Al(OH)}_3$	Al(OH)_3 se dissout dans la soude et non dans l'ammoniac	
Pb^{2+} (incolore)	HO^-	Précipité blanc Pb(OH)_2	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{HO}^- \rightarrow \text{Pb(OH)}_2$	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Pb(Cl)}_2$ (Précipité blanc)	Flamme bleu blanc
Cl^- (incolore)	Ag^+	Précipité blanc (AgCl) qui noircit à la lumière	$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl}$		
Na^+ (incolore)					Flamme jaune
K^+ (incolore)					Flamme violette
Ca^{2+} (incolore)					Flamme rouge
Ba^{2+} (incolore)					Flamme vert pomme