

## CHAPITRE 1

**Objectif général** : Comprendre la constitution générale de la matière et ses transformations.

**Objectif spécifique** : Définir par une approche expérimentale, l'élément chimique.

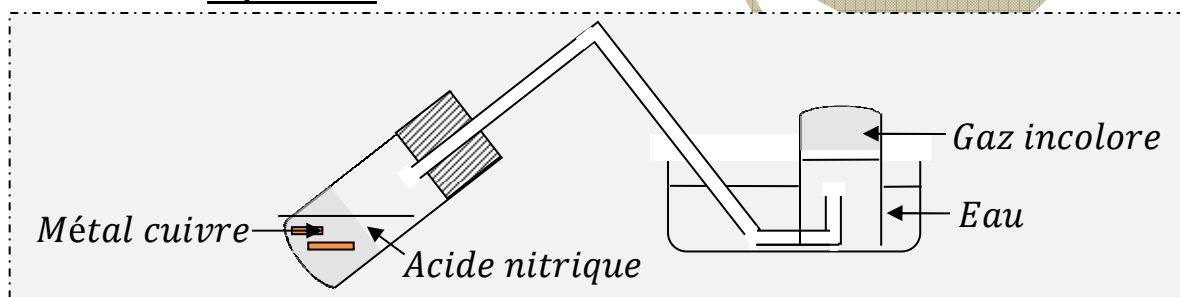
**Durée** : 1 heure

# NOTION D'ÉLÉMENTS CHIMIQUES

## I. Transformation réciproque du métal cuivre et de l'ion cuivre

### 1. Action de l'acide nitrique sur le métal cuivre

#### 1.1. Expérience



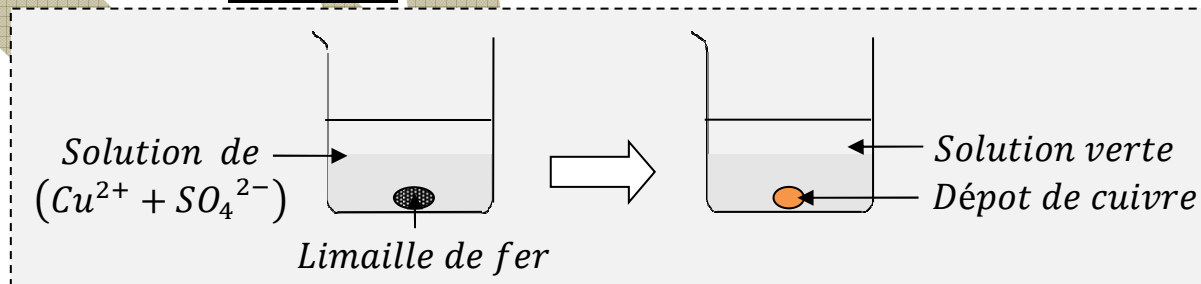
#### 1.2. Interprétation et conclusion

Il se produit une réaction chimique de bilan :

*Métal cuivre + acide nitrique → ion cuivre + dioxyde d'azote.*

### 2. Action du métal fer sur l'ion cuivre

#### 2.1. Expérience



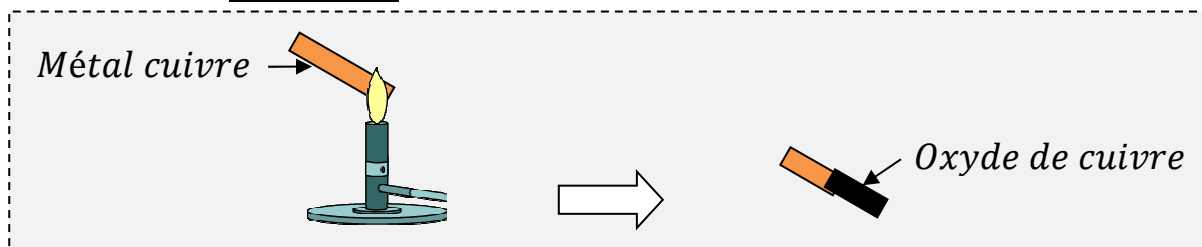
#### 2.2. Interprétation et conclusion

Il se produit une réaction chimique de bilan :

*Métal fer + ion cuivre → ion fer + métal cuivre.*

### 3. Action de l'oxygène sur le métal cuivre

#### 3.1. Expérience



#### 3.2. Interprétation et conclusion

Il se produit une réaction chimique de bilan :  
*Métal cuivre + dioxygène → oxyde de cuivre.*

#### II. Notion d'élément chimique

##### 1. Élément cuivre

Au cours de ces expériences, la nature profonde du cuivre est restée inchangée. Le cuivre se retrouve dans le métal, l'ion et l'oxyde. L'élément cuivre est donc ce qui est commun au métal et à tous ses composés, en dépit de la diversité de leur apparence.

##### 2. Définition d'un élément chimique

Un élément chimique est la partie commune à tous les composés qui le contiennent. Il existe plus d'une centaine d'éléments chimiques dans la nature.

##### 3. Corps simples et corps composés

- Un corps simple est constitué d'un seul élément chimique.
- Un corps composé est formé de plusieurs éléments chimiques.

#### Remarque :

On peut donc dire qu'un élément chimique est ce qui est commun à un corps simple et à tous ses composés.

##### 4. Symbole des éléments chimiques

Le symbole d'un élément chimique est représenté par une lettre majuscule ou par une lettre majuscule suivie d'une minuscule.

Éléments chimiques	Carbone	Oxygène	Cuivre	Hydrogène	Zinc	Fer	Fluor
Symbole	C	O	Cu	H	Zn	Fe	F

#### Remarque :

Certains éléments chimiques n'obéissent pas à cette règle.

**Exemples :** Azote(N), potassium(K) ...

## CHAPITRE 2

**Objectif général** : Comprendre la constitution générale de la matière et ses transformations.

**Objectif spécifique** : Décrire la structure de l'atome.

**Durée** : 3 heures

# STRUCTURE DE L'ATOME

## I. Structure particulière de l'atome

### 1. Définition d'un atome

L'atome est la plus petite partie indivisible contenue dans la matière..

### 2. Constituants de l'atome

L'atome est constitué d'un noyau central chargé positivement autour duquel gravitent des électrons chargés négativement. Dans le noyau, il y a des protons de nombre  $Z$  et des neutrons de nombre  $N$ . L'ensemble *proton + neutron* est appelé nucléon de

nombre  $A$ . Soit :  $A = Z + N$ .

#### Remarque :

- $Z$  est aussi appelé numéro atomique ou nombre de charge du noyau.
- $A$  est aussi appelé nombre de masse.

Le noyau est caractérisé par le couple  $(Z, A)$ . Dans ce cas, l'ensemble des atomes de ce couple est appelé nucléide.

	Masse(kg)	Charge(C)
Electron( $e^-$ )	$9,1 \cdot 10^{-31}$	$-e = -1,6 \cdot 10^{-19}$
Proton( $p$ )	$1,6721 \cdot 10^{-27}$	$+e = 1,6 \cdot 10^{-19}$
Neutron( $n$ )	$1,6726 \cdot 10^{-27}$	0

Remarque : La charge du noyau est la charge totale des protons c'est-à-dire  $+Ze$ .

### 3. Electro neutralité de l'atome

Dans un atome, on trouve autant de charges positives que de charges négatives. On dit que l'atome est électriquement neutre.

$Q^+ + Q^- = 0 \Rightarrow Q^+ = +Ze$  et  $Q^- = -Ze$  avec  $Q^+$  la charge du noyau et  $Q^-$  la charge des électrons.

### 4. Masses et dimensions d'un atome et de son noyau

- On peut assimiler l'atome à une petite sphère de rayon de l'ordre de  $10^{-10}m$ . Sa masse est :

$$m_{at} = Z \times m_p + N \times m_n + Z \times m_e$$

- Le noyau est assimilé à une petite sphère au centre de l'atome dont le rayon est lié à  $A$  par :

$$r = r_0 \times A^{\frac{1}{3}}$$

Avec  $r_0 = 1,2 \cdot 10^{-12} m$ .

Sa masse est :

$$m_{noy} = Z \times m_p + N \times m_n$$

Comme  $m_p \approx m_n$  alors

$$m_{noy} = A \times m_p = A \times m_n$$

$$\frac{m_p}{m_e} = \frac{1,6721 \cdot 10^{-31}}{9,1 \cdot 10^{-31}} = 1834,16 \Rightarrow m_e \ll m_p \Rightarrow$$

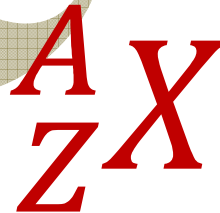
$$m_{at} = m_{noy}$$

Le noyau est comme entouré de vide. On dit que l'atome à une structure lacunaire.

### 5. Élément chimique

Un élément chimique est ce qui est commun à un ensemble de composés. Il est caractérisé par son numéro atomique  $Z$ .

### 6. Notation du noyau



Avec  $X$ , le symbole de l'élément chimique.

Exemples :  $C(6; 12) \Rightarrow {}^{12}_6C$  ;  $O(8; 16) \Rightarrow {}^{16}_8O$

### 7. Isotopie

Deux nucléides sont isotopes, lorsqu'ils ont le même numéro atomique et des nombres de masse différents.

Exemples :  ${}^{12}_6C$  et  ${}^{14}_6C$  ;  ${}^{14}_7N$  et  ${}^{15}_7N$

## II. Structure du cortège électronique

### 1. Notion de couche électronique

Les électrons du nuage électronique d'un atome gravitent autour du noyau sur des couches ou des niveaux d'énergie. Chaque couche est caractérisée par un nombre entier positif appelé nombre quantique et noté  $n$ .

$N$	1	2	3	4
Couche	K	L	M	N

## 2. Structure électronique d'un atome

### 2.1. Répartition des électrons

La répartition des électrons sur les couches obéit à deux règles :

- **Principe de Pauli** : Sur chaque couche, il y a un nombre bien défini d'électrons.

Couche	K	L	M	N
$n$	1	2	3	4
Nombre d'électrons	2	8	8	8

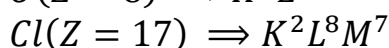
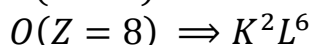
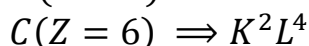
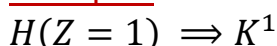
- **Règle de construction** : Les électrons occupent successivement les couches en commençant par celles ayant les nombres quantiques les plus faibles.

**Exemples** :  $K \rightarrow L \rightarrow M \rightarrow N$

### 2.2. Formule électronique

Elle s'écrit :  $K^x L^y M^t N^u \dots$  avec  $x, y, t, u$  les nombres d'électrons sur les couches.

**Exemples** :

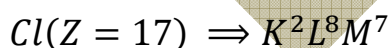
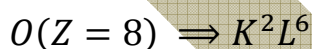
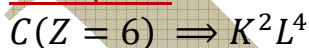


## 3. Représentation de LEWIS

Seuls les électrons de la couche externe sont utilisés et disposés aux quatre cotés du symbole de l'élément chimique. Ainsi :

- Un électron célibataire est représenté par **un point**.
- Un doublet d'électrons est représenté par **un trait**. Le doublet se forme après avoir fait le tour du symbole.

**Exemples** :



## CHAPITRE 3

**Objectif général** : Comprendre la constitution générale de la matière et ses transformations.

**Objectif spécifique** : Déterminer les différentes familles et leurs propriétés en exploitant la classification périodique.

**Durée** : 1 heure

# CLASSIFICATION PERIODIQUE DES ELEMENTS CHIMIQUES

## I. Tableau de Mendeleïev

### 1. Présentation

C'est un tableau à **sept lignes ou périodes** et **dix huit colonnes**. En réalité, il y a **huit grandes colonnes** qui correspondent aux huit familles.

### 2. Règles d'édification du tableau

Dans ce tableau, les éléments sont classés par **numéro atomique croissant** et par **affinité de propriétés chimiques**.

- Dans une même période, les atomes ont **le même nombre quantique  $n$**  ou **le même nombre de couches occupées**.
- Dans une même colonne, on trouve des éléments dont les atomes ont **le même nombre d'électrons sur leur couche externe**.

Remarque :

- Le numéro de la colonne est désigné par le nombre d'électrons sur la couche externe.
- Le numéro de la période est désigné par  $n$  ou le nombre de couches occupées.

### 3. Trois premières périodes

	$n$	Couche externe	Éléments chimiques
1 <sup>ère</sup> période	1	K	H, He
2 <sup>ème</sup> période	2	L	Li, Be, B, C, N, O, F, Ne
3 <sup>ème</sup> période	3	M	Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl, Ar

## II. Etudes des principales familles et leurs propriétés

### 1. Familles des métaux alcalins

Elle est constituée des éléments de la première colonne.

- Hydrogène :  $H(Z = 1) \Rightarrow K^1$
- Lithium :  $Li(Z = 3) \Rightarrow K^2L^1$

Ces éléments sont caractérisés par :

- Des atomes qui possèdent **un électron** sur leur couche externe.
- Des corps simples métalliques, mous et peu denses.
- Une grande réactivité chimique qui se manifeste par la formation d'ions positifs porteurs d'une charge élémentaire ( $H^+, Li^+, Na^+ \dots$ ).

### 2. Famille des métaux alcalino-terreux

Elle est constituée des éléments de la deuxième colonne.

- Béryllium :  $Be(Z = 4) \Rightarrow K^2L^2$
- Magnésium :  $Mg(Z = 12) \Rightarrow K^2L^8M^2$

Ces éléments sont caractérisés par :

- Des atomes qui possèdent **deux électrons** sur leur couche externe.
- Une grande réactivité chimique qui se manifeste par la formation d'ions positifs porteurs de deux charges élémentaires ( $Be^{2+}, Mg^{2+}, Ca^{2+} \dots$ ).

### 3. Famille des halogènes

Elle est constituée des éléments de la septième colonne (*avant dernière colonne*).

- Fluor :  $F(Z = 9) \Rightarrow K^2L^7$
- Chlore :  $Cl(Z = 17) \Rightarrow K^2L^8M^7$

Ces éléments sont caractérisés par :

- Des atomes qui possèdent **sept électrons** sur leur couche externe.
- La formation des corps simples diatomique ( $Cl_2, F_2, I_2 \dots$ ).
- Une grande réactivité chimique qui se manifeste par la formation d'ions négatifs porteurs d'une charge élémentaire ( $F^-, Cl^-, I^- \dots$ ).

### 4. Famille des gaz nobles ou gaz inertes ou gaz rares

Elle est constituée des éléments de la huitième colonne (*dernière colonne*).

- Neon :  $Ne(Z = 10) \Rightarrow K^2L^8$
- Argon :  $Ar(Z = 18) \Rightarrow K^2L^8M^8$

Ces éléments sont caractérisés par :

- Des atomes qui possèdent **huit électrons** sur leur couche externe.
- La formation des corps simples monoatomiques gazeux à la température et sous la pression ordinaire.
- Une absence quasi-totale de réactivité chimique.

## III. Intérêts de la classification périodique

### 1. Propriétés chimiques et place dans le tableau

Les éléments chimiques d'une même colonne ont les mêmes propriétés chimiques, définies par leur structure externe. Ils sont donc facilement localisés.

### 2. Formation des ions et des molécules

La structure externe des éléments chimiques permet de connaître l'ion susceptible d'être formé en s'appuyant aussi sur leur position par rapport au gaz noble le plus proche.

### 3. Différentes zones du tableau de classification périodique

En se référant à l'aptitude des atomes à perdre ou à gagner des électrons, on peut distinguer plusieurs zones :

- Zone des donneurs d'électrons : les métaux.
- Zone des attracteurs d'électrons : les non métaux.
- Zone des non donneurs et des non attracteurs d'électrons : les gaz nobles.



## CHAPITRE 4

**Objectif général** : Comprendre la constitution générale de la matière et ses transformations.

**Objectif spécifique** : Interpréter l'évolution chimique des atomes avec la règle de l'octet.

**Durée** : 5 heures

# IONS ET MOLECULES

## I. Règle de l'octet

### 1. Genèse

Les gaz nobles sont des éléments chimiques très stables. Ils ont 8 électrons sur leurs couches externes. Au cours des réactions chimiques, les autres atomes ont tendance à avoir leur couche externe saturée à 8 électrons, d'où la règle de l'octet.

### 2. Enoncé de la règle de l'octet

Au cours d'une réaction chimique, les atomes essaient d'obtenir la structure électronique du gaz noble le plus proche dont la couche externe est un octet électronique.

**Exception** : L'atome d'hydrogène lui tend à saturer sa couche externe à 2 électrons.

## II. Les ions

### 1. Définition d'un ion

Un ion est un atome ou un groupe d'atomes ayant gagné ou perdu un ou plusieurs électrons.

- Lorsque l'atome ou le groupe d'atomes perd un ou plusieurs électrons, il donne un ion positif appelé **cation** ( $X^{n+}$ ).
- Lorsque l'atome ou le groupe d'atomes gagne un ou plusieurs électrons, il donne un ion négatif appelé **anion** ( $Y^{m-}$ ).

### 2. Ions monoatomique

Ce sont des ions formés d'un seul élément chimique.

Place	Formule	Nom	Formule électronique
Métaux alcalins	$Na^+$	Ion sodium	$K^2L^8$
	$K^+$	Ion potassium	$K^2L^8M^8$
Halogènes	$F^-$	Ion fluorure	$K^2L^8$
	$Cl^-$	Ion chlorure	$K^2L^8M^8$
Métaux alcalino-terreux	$Mg^{2+}$	Ion magnésium	$K^2L^8$
	$Ca^{2+}$	Ion calcium	$K^2L^8M^8$

### 3. Ions poly atomiques

Ce sont des ions formés de plusieurs éléments chimiques.

symbole	nom
$OH^-$	Ion hydroxyde
$NO_3^-$	Ion nitrate
$SO_4^{2-}$	Ion sulfate
$CO_3^{2-}$	Ion carbonate
$NH_4^+$	Ion ammonium
$H_3O^+$	Ion hydronium
$Cr_2O_7^{2-}$	Ion dichromate
$MnO_4^-$	Ion permanganate

### 4. Electrovalence d'un ion

C'est la charge portée par l'ion.

Exemples :

$K^+, Na^+, Cl^-, F^-$ : Ions monovalents.

$Ca^{2+}, Mg^{2+}, SO_4^{2-}$ : Ions divalents ou bivalents.

### 5. Composés ioniques

Un composé ionique est un composé dont la dissolution dans l'eau donne des ions.

Il est formé de deux ions distincts chargés différemment. Il est électriquement neutre.

Soient  $M^{m+}$  et  $N^{n-}$  les ions de base d'un composé ionique.

- Si les ions ont la même électrovalence ( $m = n$ ) alors la formule statistique du composé ionique s'écrit  $MN$ . Dans ce composé, on a  $M^{m+} + N^{n-}$ .
- Si les électrovalences sont différentes ( $m \neq n$ ) alors la formule statistique du composé ionique s'écrit  $(M)_n(N)_m$ . Dans ce composé, on a  $n.M^{m+} + m.N^{n-}$ .

Exemples : Déterminer la formule statistique du composé ionique issu des ions :

- $Na^+$  et  $Cl^-$ :  $NaCl \Rightarrow$  chlorure de sodium.
- $Al^{3+}$  et  $SO_4^{2-}$ :  $Al_2(SO_4)_3 \Rightarrow$  sulfate d'aluminium.
- $K^+$  et  $Cr_2O_7^{2-}$ :  $K_2Cr_2O_7 \Rightarrow$  dichromate de potassium.

Remarque :

- On n'écrit pas l'indice 1.
- On écrit seulement entre parenthèses, le groupe d'atomes issus d'un ion poly atomique ayant un indice différent de 1.
- Pour le nom du composé ionique, on commence par celui de l'anion en supprimant le mot ion.

### III. Les molécules

#### 1. Liaison de covalence et valence d'un atome

##### 1.1. Liaison de covalence

C'est la paire d'électrons mise en commun par deux atomes. Cette paire d'électrons est appelée doublet de liaison. On distingue trois types de liaisons de covalences :

- Liaison de covalence simple ou simple liaison (**1 doublet**):  $-$
- Liaison de covalence double ou double liaison (**é doublets**):  $=$
- Liaison de covalence triple ou triple liaison (**3 doublets**):  $\equiv$

##### 1.2. Valence d'un atome

C'est le nombre de doublets de liaisons qu'il partage avec ses voisins (*nombre d'électrons célibataires du schéma de LEWIS*).

Exemples :

$C \Rightarrow$  valence 4: atome tétravalent

$O \Rightarrow$  valence 2: atome divalent

$Cl \Rightarrow$  valence 1: atome monovalent

#### 2. Définition d'une molécule

Une molécule est une entité chimique électriquement neutre, formée d'un nombre limité d'atomes.

Remarque :

Le nombre d'atomes dans une molécule est son atomicité.

#### 3. Formule d'une molécule

Pour écrire la formule d'une molécule, on écrit côte à côte les symboles des éléments chimiques y présents ; en bas et à droite, on indique le nombre d'atomes de chaque élément. L'indice 1 n'est pas écrit.

Exemples :

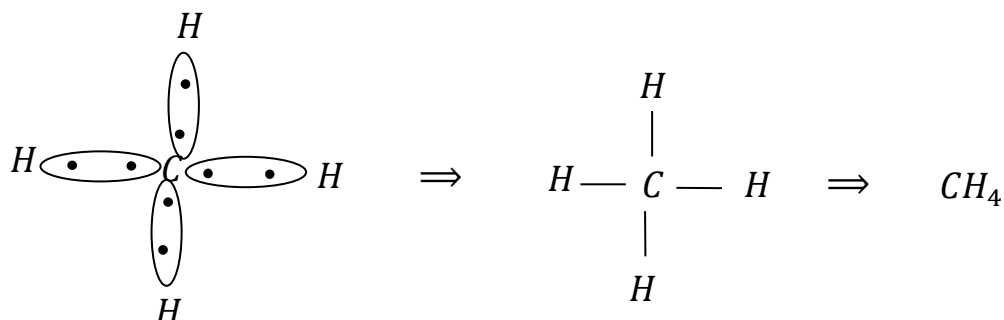
- Molécule d'hydrogène :  $H \cdot \cdot H \Rightarrow H - H \Rightarrow H_2$

Chaque atome est entouré de deux électrons donc la règle de l'octet est respectée.

- Molécule d'oxygène :  $O \cdot \cdot \cdot \cdot O \Rightarrow O = O \Rightarrow O_2$

Chaque atome est entouré de huit électrons donc la règle de l'octet est respectée.

- Molécule de méthane :



L'atome de carbone est entouré de 8 électrons et chaque atome d'hydrogène est entouré de 2 électrons donc la règle de l'octet est respectée.

### Remarque

Une molécule peut être écrite de différentes manières :

- **Formule brute** : aucune liaison n'apparaît.
- **Formule semi-développée** : seules les liaisons carbone-carbone et les liaisons multiples apparaissent.
- **Formule développée** : toutes les liaisons apparaissent.
- **Formule de LEWIS** : liaisons et doublets non liants des différents atomes apparaissent.

## 4. Caractéristiques géométriques des molécules

### 4.1. Longueur de liaison ou distance internucléaire

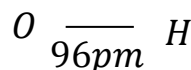
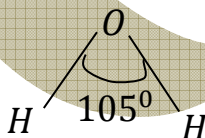
C'est la distance moyenne qui sépare les deux noyaux des atomes unifiés, pour laquelle répulsion et attraction s'équilibrent. Elle est généralement exprimée en **pico mètre** ( $1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$ ).

### 4.2. Angle de liaison

C'est l'angle formé entre les liaisons de covalences. Il donne la géométrie de la molécule.

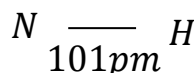
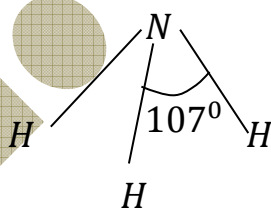
### 4.3. Etude de la géométrie de quelques molécules

- Molécule d'hydrogène :  $H - H$  **Molécule linéaire**
- Molécule d'eau :



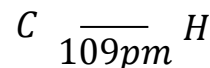
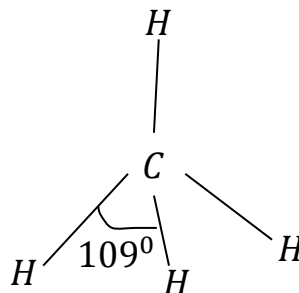
### Molécule coudée

- Molécule d'ammoniac :



### Molécule pyramidale

- Molécule de méthane :



### Molécule tétraédrique

## 5. Corps purs simples, corps composés et mélange

### 5.1. Corps purs simples

C'est une molécule formée d'atomes identiques.

**Exemples** :  $H_2$ ,  $O_2$ ,  $Cl_2$

### 5.2. Corps composés

Ce sont des molécules formées d'atomes différents.

Exemples :  $CO_2$ ,  $H_2O$ ,  $CH_4$

### 5.3. **Mélange**

C'est un ensemble de molécules différentes.

Exemples : l'air



## CHAPITRE 5

**Objectif général** : Comprendre la constitution générale de la matière et ses transformations.

**Objectif spécifique** : Définir la mole et les grandeurs molaires.

**Durée** : 2 heures

# MOLE ET GRANDEURS MOLAIRES

## I. La mole, unité de quantité de matière

### 1. Nécessité de la mole

Combien d'atomes de fer dénombre-t-on dans  $V = 1\text{mL}$  de fer sachant que la masse d'un atome de fer est  $m_{Fe} = 9,3 \cdot 10^{-26}\text{kg}$  et  $\rho = 7,8 \cdot 10^{-3}\text{kg} \cdot \text{m}^{-3}$ .

- $m = \rho \times V = 7,8 \cdot 10^{-3}\text{kg}$
- $N = \frac{m}{m_{Fe}} = 8,4 \cdot 10^{22}\text{atomes}$ .

Vu ce nombre, il est donc impossible à notre échelle de mesurer une quantité de matière en comptant les particules qu'elle contient. Ainsi a-t-on défini une nouvelle unité de mesure de quantité de matière adaptée qu'est la mole.

### 2. Définition de la mole

La mole est la quantité de matière d'un système contenant autant d'entités élémentaires qu'il y a d'atomes dans  $12\text{g}$  de carbone 12.

Son symbole est mol.

**Remarque** : Lorsqu'on emploie la mole, les entités élémentaires doivent être spécifiées.

**Exemples** :

Mole d'atomes, mole d'ions, mole de molécules...

### 3. Constante d'Avogadro

Le nombre  $N$  d'entités élémentaires contenues dans un système est proportionnel à la quantité de matière  $n$  de ce système. Le coefficient de proportionnalité est la constante d'Avogadro, notée  $N_A$ . On écrit :

$$N = n \times N_A$$

Cette constante s'exprime en  $\text{mol}^{-1}$  et sa valeur approchée vaut :

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

## II. Grandeurs molaires

### 1. Masse molaire atomique, masse molaire d'un corps et masse d'un corps

#### 1.1. Masse molaire atomique

La masse molaire atomique d'un élément chimique est la masse d'une mole d'atomes de cet élément. Elle est notée  $M_{at}$  et est exprimée en  $g.mol^{-1}$ .

Exemples :  $M_C = 12g.mol^{-1}$ ;  $M_O = 16g.mol^{-1}$

Remarque :

Elle figure dans le tableau de classification périodique. On a donc :

$M_{at} = A.g.mol^{-1}$  où  $A$  est le nombre de masse de l'atome.

### 1.2. Masse molaire d'un corps

C'est la masse d'une mole de ce corps (*molécule ou ion*). Elle est notée  $M$  et est exprimée en  $g.mol^{-1}$ . On écrit donc :

$$M = \sum a \times M_{at}$$

Avec  $a$  le nombre d'atomes de chaque élément présent dans le corps.

Remarque :

Par convention, le symbole d'un élément chimique, la formule d'une molécule, la formule d'un ion poly atomique, représentent respectivement :

- Une mole d'atomes de cet élément :  $C, N, O, Cl \dots$
- Une mole de molécules :  $CO_2, H_2O \dots$
- Une mole d'ions :  $SO_4^{2-}; Cu^{2+} \dots$

Exemples : Calculer les masses molaires des composés :

- $C_2H_4O$ :  $M = 2.M_C + 4.M_H + M_O = 44g.mol^{-1}$
- $CO_3^{2-}$ :  $M = M_C + 3.M_O = 60g.mol^{-1}$

### 1.3. Masse d'un corps et quantité de matière

$$m = n.M$$

Avec  $m$ , masse du corps ( $g$ ),  $n$  quantité de matière du corps ( $mol$ ).

Exemple

## 2. Analyse quantitative d'un composé organique

### 2.1. Composition massique d'un composé organique

Considérons un composé organique  $A$  de formule brute de type  $C_xH_yO_z$ .

Soit  $T$  un constituant de  $A$ . Son pourcentage massique est :

$$\%T = \frac{m_T \times 100}{m_A}$$

Avec  $m_T$  la masse de  $t$  dans  $A$ .

Ainsi :

$$\%C = \frac{12x \times 100}{M_A}$$

$$\%H = \frac{y \times 100}{M_A}$$

$$\%O = \frac{16z \times 100}{M_A}$$

⇒

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

Exemple :Remarque :

Pour déterminer la formule brute d'un composé organique, il faut nécessairement connaître sa masse molaire.

### 2.2. Composition molaire d'un composé organique

$$\%T = \frac{a \times 100}{\text{atomicité}}$$

Avec  $a$  le nombre d'atome de l'élément  $T$  présent dans le composé.

Exemple :

Déterminer la composition molaire du composé  $C_4H_8O_2$ .

### 3. Propriétés des corps gazeux

#### 3.1. Loi d'Avogadro-Ampère

Dans les mêmes conditions de température et de pression, tous les gaz ont le même volume molaire noté  $V_m$ .

#### 3.2. Volume molaire d'un gaz

C'est le volume occupé par une mole de gaz dans une certaine condition de température et de pression. Il est exprimé en  $L \cdot mol^{-1}$ .

Dans les conditions normales de température et de pression (1 bar et  $0^{\circ}C$ ), le volume molaire vaut :  $V_m = 22,4L \cdot mol^{-1}$ .

#### 3.3. Volume gazeux et quantité de matière

$$V = n \times V_m$$

Avec  $V$  le volume du gaz(L),  $n$  la quantité de matière du gaz (mol).

Exemple

#### 3.4. Densité d'un gaz par rapport à l'air

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

Avec  $M$  la masse molaire du gaz.

**3.5. Densité d'un corps par rapport à l'eau**

$$d = \frac{\rho_{\text{corps}}}{\rho_{\text{eau}}}$$



## CHAPITRE 6

**Objectif général** : Comprendre la constitution générale de la matière et ses transformations.

**Objectif spécifique** : Déterminer les quantités de matière et les volumes à partir d'équation-bilan.

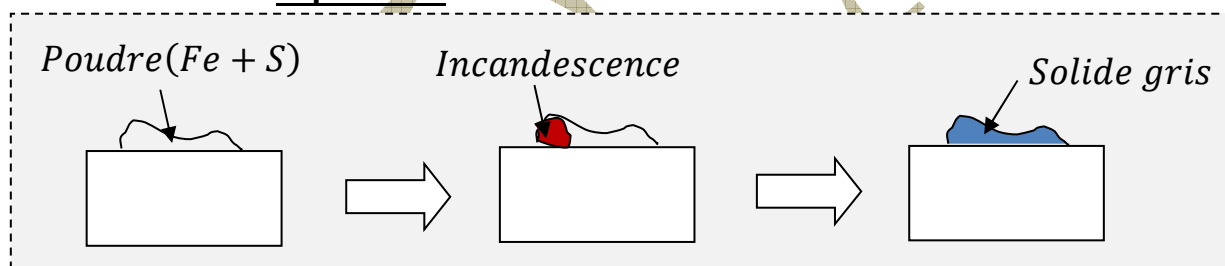
**Durée** : 3 heures

# EQUATION-BILAN D'UNE REACTION CHIMIQUE

## I. Réactions chimiques

### 1. Exemple : action du soufre sur le fer

#### 1.1. Expérience



#### 1.2. Observations

- L'incandescence se propage dans la poudre.
- Le mélange initialement divisé, devient un solide et change de coloration.

#### 1.3. Interprétation

Le soufre et le fer ont réagi pour donner un solide gris.

#### 1.4. Conclusion

Il y a eu une transformation chimique de corps au cours de cette expérience.

### 2. Définition d'une réaction chimique

Une réaction chimique est une transformation chimique de corps en de nouveaux corps. Les corps transformés sont appelés **réactifs** et ceux obtenus sont appelés **produits** de la réaction.

## II. Equation-bilan d'une réaction chimique

### 1. Définition

C'est la représentation mathématique des bilans de la transformation chimique à notre échelle.

### 2. Ecriture d'une équation-bilan

Elle comporte deux membres reliés entre eux par une flèche qui se lit « donne ». Dans le 1<sup>er</sup> membre, sont écrits les symboles des réactifs. Dans le 2<sup>me</sup> membre,

sont écrits les symboles des produits. Soient  $A$  et  $B$  les réactifs,  $C$  et  $D$  les produits.

L'équation-bilan s'écrit :  $A + B \rightarrow C + D$ .

### 3. Equilibrer une équation-bilan

#### 3.1. Principe de conservation d'éléments

Au cours des réactions chimiques, les atomes des éléments se conservent en nature et en nombre. On les retrouve combinés différemment dans les produits.

#### 3.2. Coefficients stœchiométriques

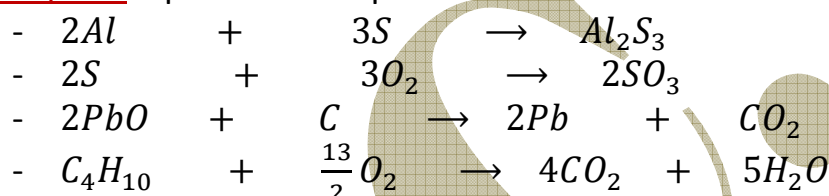
Ce sont les nombres (*entiers ou fractionnels*) qu'on écrit à gauche des réactifs et des produits pour que le principe précédent soit respecté.

Soit l'équation-bilan :



Où  $a, b, c$  et  $d$  sont les coefficients stœchiométriques.

Exemples : Equilibrer les équations :

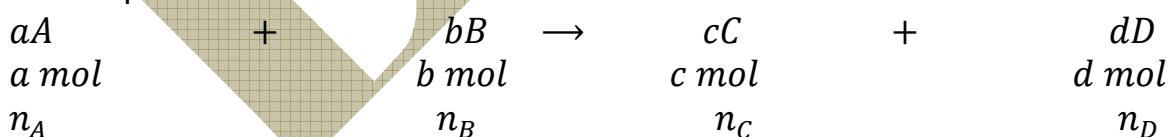


### 4. Signification quantitative d'une équation-bilan

Les équations-bilans traduisent les bilans de la réaction qui s'expriment par des relations de proportionnalité entre moles, masses et volumes. Dorénavant, on travaillera à l'échelle macroscopique. A partir d'une équation, on peut faire :

- Un bilan molaire ;
- Un bilan massique ;
- Un bilan volumique uniquement pour les corps gazeux.

Soit l'équation-bilan :



NB :

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

alors  $A$  et  $B$  réagissent dans les proportions stœchiométriques.

- Si  $\frac{n_B}{n_A} > \frac{b}{a}$  alors  $B$  est en excès et  $A$  est en défaut.

- Si  $\frac{n_B}{n_A} < \frac{b}{a}$  alors  $A$  est en excès et  $B$  est en défaut

### 5. Loi de Lavoisier ou loi de conservation de masse

Soit l'équation-bilan :  $3AL + 3S \rightarrow Al_2S_3$

- Masse totale des réactifs :  $m_r = 2 \times 27 + 3 \times 32 = 150g$
  - Masse totale des produits :  $m_p = 1 \times (2 \times 27 + 32) = 150g$
- $\Rightarrow m_r = m_p$

#### Énoncé de la loi :

Dans un système qui n'emprunte ni ne cède de substance au milieu extérieur, la masse totale reste constante quelque soit les transformations chimiques affectant les constituants du système.

## CHAPITRE 7

**Objectif général** : Comprendre les phénomènes physiques et chimiques des solutions aqueuses neutres, acides et basiques.

**Objectif spécifique** : Interpréter quelques propriétés du cristal de chlorure de sodium.

**Durée** : 1 heure

# LE CHLORURE DE SODIUM SOLIDE

## I. Structure du cristal de chlorure de sodium

### 1. Notion de réseau

Un réseau est la répétition triplement périodique d'un motif de base (soit un atome, une molécule ...).

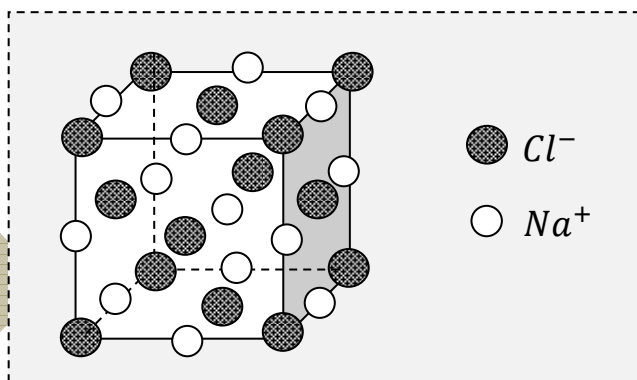
Le cristal de chlorure de sodium est formé de réseaux. Son motif de base est la molécule  $NaCl$ .

### 2. Notion de maille

Une maille est une figure géométrique juxtaposée qui se répète dans les trois directions de l'espace.

Pour le cristal de chlorure de sodium, la maille est un petit cube. On dit qu'il a **une maille cubique**.

Dans cette maille, les ions sodium  $Na^+$  et chlorure  $Cl^-$  décrivent un octaèdre régulier. On les trouve :



- Sommets : 1 ion  $Cl^- \in 8$  cubes  $\Rightarrow 1 \times \frac{1}{8} \times 8 = 1 \Rightarrow 1$  ion  $Cl^-$  aux sommets.
- Centre des faces : 1 ion  $Cl^- \in 2$  cubes  $\Rightarrow 1 \times \frac{1}{2} \times 6 = 3 \Rightarrow 3$  ion  $Cl^-$  sur les faces.

Au total, il y a **4 ion  $Cl^-$**  dans une maille.

- Milieu des arêtes : 1 ion  $Na^+ \in 4$  cubes  $\Rightarrow 1 \times \frac{1}{4} \times 12 = 3 \Rightarrow 3$  ion  $Na^+$  au milieu des arêtes.
- Au centre du cube : 1 ion  $Na^+ \in 1$  cubes  $\Rightarrow 1$  ion  $Na^+$  au centre du cube.

Au total, il y a **4 ion  $Na^+$**  dans une maille.

Dans une maille du cristal de chlorure e sodium, il y a  **$4(Na^+ + Cl^-) \Rightarrow 4NaCl$**   
Groupements formulaires.

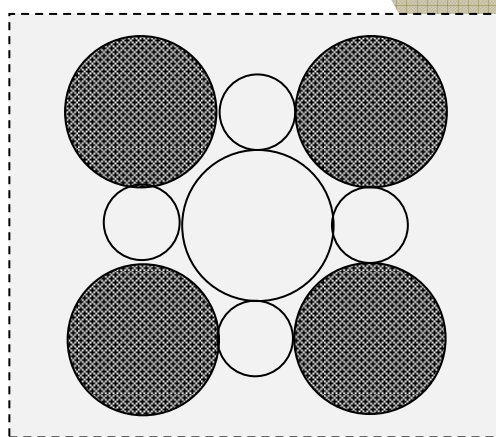
## II. Propriétés

### 1. Neutralité électrique du cristal de chlorure de sodium

Dans le cristal, il y a autant d'ions  $Cl^-$  que d'ions  $Na^+$ . Le cristal est donc électriquement neutre.

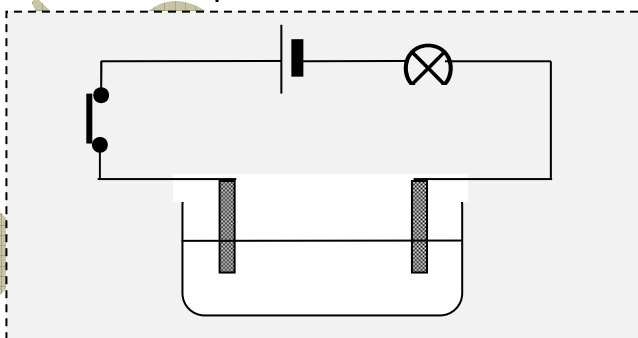
### 2. Cohésion du cristal

Dans le cristal, il y a **cotangente anion-cation**. Les ions sont attirés par des interactions électrostatiques qui confèrent au cristal, sa très grande cohésion.



### 3. Caractère isolant du cristal

Le cristal ne contient pas d'ions mobiles susceptibles d'assurer un courant électrique. Le cristal est donc un isolant électrique.



### 4. Température de fusion

Il fond à une température de  **$801^{\circ}C$** . Cela explique la stabilité du cristal.

## CHAPITRE 8

**Objectif général** : Comprendre les phénomènes physiques et chimiques des solutions aqueuses neutres, acides et basiques.

**Objectifs spécifiques** :

- Interpréter le phénomène de dissolution dans l'eau d'un composé ionique.
- Interpréter l'électrolyse de la solution aqueuse de chlorure de sodium.

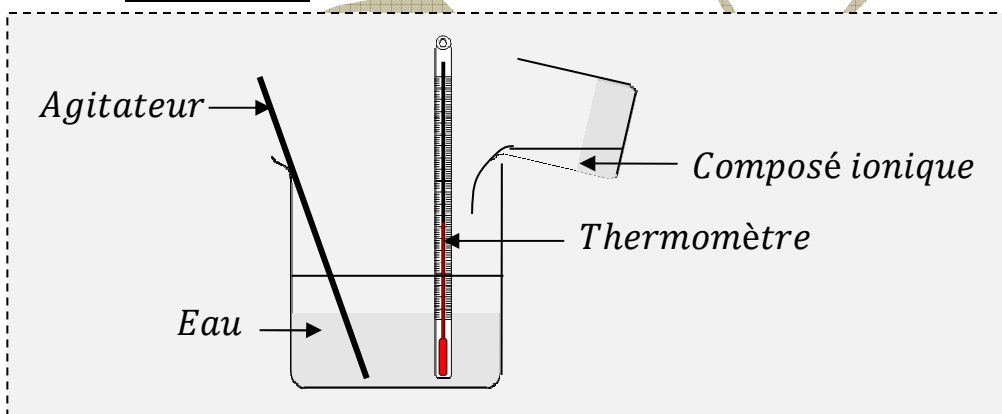
**Durée** : 4heures30mins

# SOLUTIONS AQUEUSES IONIQUES

## I. Dissolution de composés ioniques dans l'eau

### 1. Effets thermiques d'une dissolution

#### 1.1. Expériences



#### 1.2. Résultats

Composé ionique	effets
$NaCl$	$t^0 = cste$
$NaOH$	$t^0 \nearrow$
$NH_4Cl$	$t^0 \searrow$
$CuSO_4$	$t^0 = cste$

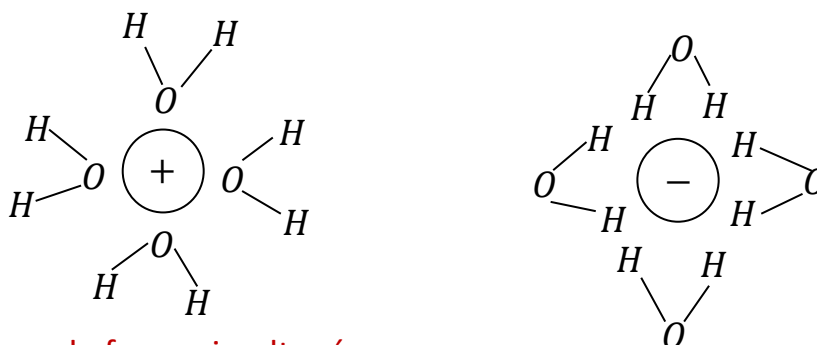
#### 1.3. Interprétation

La dissolution de certains composés ioniques dégage de la chaleur, absorbe de la chaleur ou ni dégage ni absorbe de la chaleur.

#### 1.4. Conclusion

La dissolution d'un composé ionique est soit **exothermique** (dégage de la chaleur), soit **endothermique** (absorbe de la chaleur) et soit **athermique** (absence de dégagement et d'absorption de chaleur). La dissolution est un phénomène qui s'effectue en trois étapes dont

- la dislocation
- l'hydratation (ou solvation)



- la dispersion, de façon simultanée.

C'est le comportement de ces étapes vis-à-vis d'elles mêmes qui confère les caractères **exothermique, endothermique et athermique** de la dissolution.

## 2. Solution aqueuse

Une solution aqueuse est un mélange homogène obtenu par la dissolution dans l'eau de composés ioniques.

L'eau est **le solvant** et les composés dissous, **les solutés**.

Remarque :

Les solutions aqueuses sont toujours à l'état liquide.

## II. Propriétés des solutions aqueuses

### 1. Solubilité d'un soluté

La solubilité est la quantité de soluté dissous par litre de solution saturée.

Une solution saturée est une solution dans laquelle le soluté ne peut plus se dissoudre.

$$S = \frac{n_s}{V}$$

Avec  $n_s$  la quantité de matière du soluté (*en mol*),  $V$  le volume de la solution saturée (*en L*).  $S$  est ***mol. L<sup>-1</sup>***

Exemples :

### 2. Notion de concentration

#### 2.1. Concentration molaire d'un soluté

C'est la quantité de matière  $n_s$  de soluté par unité de volume de solution. Elle se note  $C$  et s'exprime en ***mol. L<sup>-1</sup>***.

$$C = \frac{n_s}{V}$$

Exemple :

#### 2.2. Concentration massique d'un soluté

C'est la masse  $m_s$  de soluté dissous par unité de volume de solution. Elle se note  $\mathcal{C}$  et s'exprime en ***g. L<sup>-1</sup>***.

$$c = \frac{m_s}{V}$$

 $\Leftrightarrow$ 

$$c = C \times M$$

Avec  $M$  la masse molaire du soluté.

Exemple :

### 2.3. Concentration molaire d'une espèce chimique

C'est la quantité de matière  $n_X$  de l'espèce chimique  $X$  par unité de volume de la solution. Elle est exprimée en  $mol.L^{-1}$ .

- Pour un ion :

$$[X^{\pm n}] = \frac{n_X}{V}$$

- Pour une molécule :

$$[X] = \frac{n_X}{V}$$

Exemple :

### 3. Électro neutralité d'une solution aqueuse

Toutes les solutions aqueuses sont électriquement neutres car on y trouve autant de charges positives que de charges négatives.

Soient  $X^{+p}$  et  $Y^{-q}$  les espèces chimiques ioniques présentes dans la solution.

$$\Sigma(+)=\Sigma(-)\Leftrightarrow$$

$$\sum p [X^{+p}] = \sum q [Y^{-q}]$$

C'est l'équation de l'électro neutralité de la solution

Exemple :

### 4. Dilution des solutions aqueuses

Diluer une solution, c'est y ajouter de l'eau.

Au cours de la dilution, la concentration molaire de la solution diminue, le volume augmente et les quantités de matière restent constantes.

$$n_i = n_f \Leftrightarrow$$

$$C_i V_i = C_f V_f$$

 $\Leftrightarrow$ 

$$\frac{C_i}{C_f} = \frac{V_f}{V_i} = k$$

Avec  $k$  le facteur dilution,  $i$ (initial) et  $f$ (final).

Remarque :  $V_f = V_i + V_e$ , avec  $V_e$  le volume d'eau ajouté.

Exemple :

## 5. Préparation de solution aqueuse

Préparons une solution aqueuse de concentration molaire  $C$  et de volume  $V$ .

- **Soluté solide :**

A l'aide d'une balance, on pèse la masse  $m = CVM$  nécessaire de soluté.

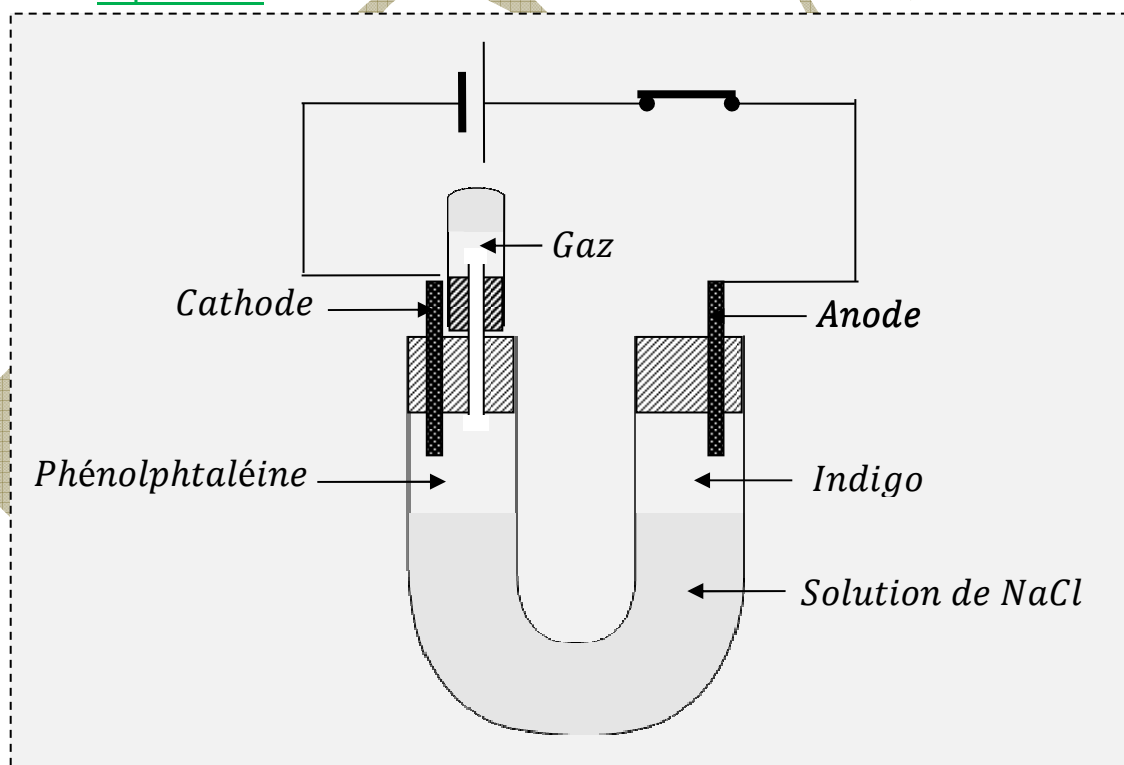
Cette masse est renversée dans une fiole jaugée de volume  $V$ . A l'aide d'une pissette remplie d'eau distillée, on complète le contenu de la fiole jusqu'au trait de jauge tout en agitant.

- **Soluté liquide :**

Dans un bécher, on renverse un certain volume de soluté. A l'aide d'une pipette jaugée, on prélève le volume nécessaire  $V_0 = \frac{CV}{C_0}$  qu'on renverse dans la fiole jaugée de volume  $V$ . A l'aide d'une pissette remplie d'eau distillée, on complète le contenu de la fiole jusqu'au trait de jauge tout en agitant.

### III. Electrolyse de la solution aqueuse de chlorure de sodium

#### 1. Expérience



#### 2. Observations

- L'indigo se décolore à l'anode.
- Il y a des dégagements gazeux aux électrodes.
- La phénolphtaléine rosit à la cathode.

### 3. Interprétation et équations

- **A l'anode** : le gaz est reconnaissable à son odeur de javel et par ses propriétés décolorantes. C'est le di chlore obtenu par une oxydation anodique d'équation :



- **A la cathode** : le gaz qui se dégage détone à l'approche d'une flamme. C'est le dihydrogène.

Des ions hydroxydes  $OH^{-}$  apparaissent progressivement dans la solution.

La réduction cathodique a pour équation :



- L'équation-bilan s'écrit :



- L'équation globale s'écrit :



#### 1.1. Conclusion

L'électrolyse de la solution de chlorure de sodium est d'une importance capitale pour les grands industriels car elle permet de produire à la fois du di chlore, du dihydrogène et la solution d'hydroxyde de sodium basique.

Le solvant a un double rôle, à savoir la dissolution de  $NaCl$  et la réaction chimique à la cathode.

## CHAPITRE 9

**Objectif général** : Comprendre les phénomènes physiques et chimiques des solutions aqueuses neutres, acides et basiques.

**Objectif spécifique** : Reconnaître quelques ions à partir de tests d'identification.

**Durée** : 2 heures

# TESTS D'IDENTIFICATION DE QUELQUES IONS

### I. Coloration de la solution

Certains ions colorent les solutions qui les contiennent.

<i>Ions</i>	$Cu^{2+}$	$Fe^{2+}$	$Fe^{3+}$	$MnO_4^-$	$Cr^{3+}$	$Cr_2O_7^{2-}$
<i>couleur</i>	bleue	verte	brune	violette	verte	orange

### II. Précipitation

#### 1. Incompatibilité d'ions

Lorsqu'on mélange les solutions, les ions qui réagissent sont dits incompatibles.

Les autres ions sont dits compatibles.

#### Exemples ;

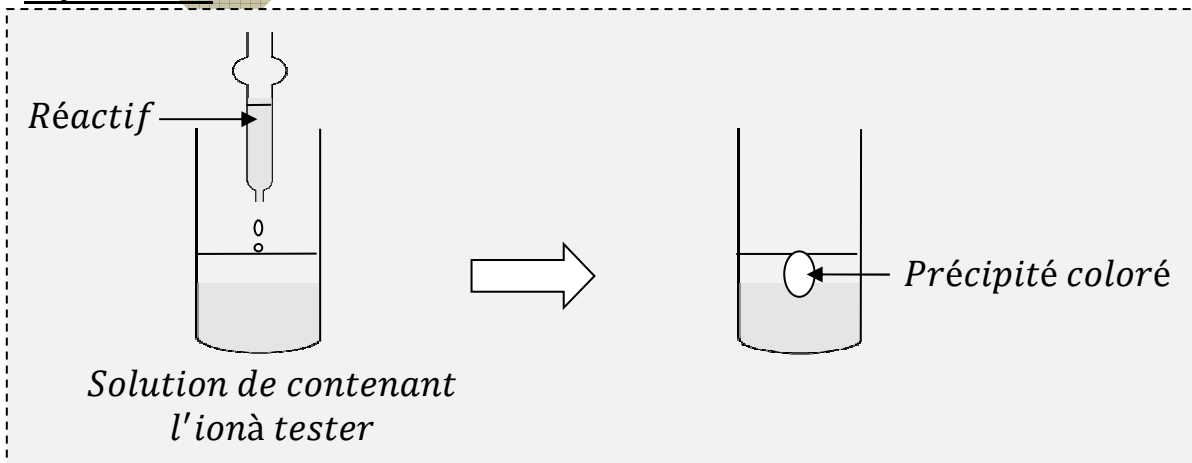
Mélangons les solutions de chlorure de sodium et de nitrate d'argent. Il se produit la réaction d'équation  $Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl$ .

- Ions compatibles :  $NO_3^-$  et  $Na^+$ .
- Ions incompatibles :  $Ag^+$  et  $Cl^-$ .

#### 2. Test de précipitation

Au cours du test, on réalise un mélange de deux solutions : le réactif et la solution contenant l'ion à identifier. Les ions incompatibles vont réagir pour donner un précipité coloré.

#### • Expérience :



**Exemple :** Identification de l'ion cuivre. Réactif utilisé : solution d'hydroxyde de sodium. On obtient un précipité bleuâtre d'hydroxyde de cuivre  $Cu(OH)_2$ .

- **Tableau récapitulatif :**

**Remarque :**

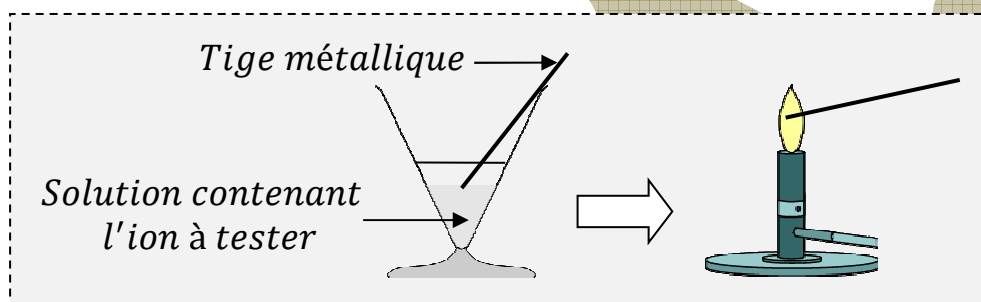
Les précipités sont insolubles dans la solution.

Pour l'ion  $Zn^{2+}$ , il faut nécessairement dissoudre le précipité.

### III. Test à la flamme

Certains ions portés dans la flamme du bec bunsen, colorent la flamme bleue avec une couleur caractéristique.

- **Expérience :**



**Exemple :**

Avec l'ion sodium, il apparaît au dessus de la flamme bleue, une coloration jaune orangée le caractérisant.

**Remarque :**

On peut aussi caractériser les ions  $Cu^{2+}$  et  $Ba^{2+}$  par ce test. Ainsi :

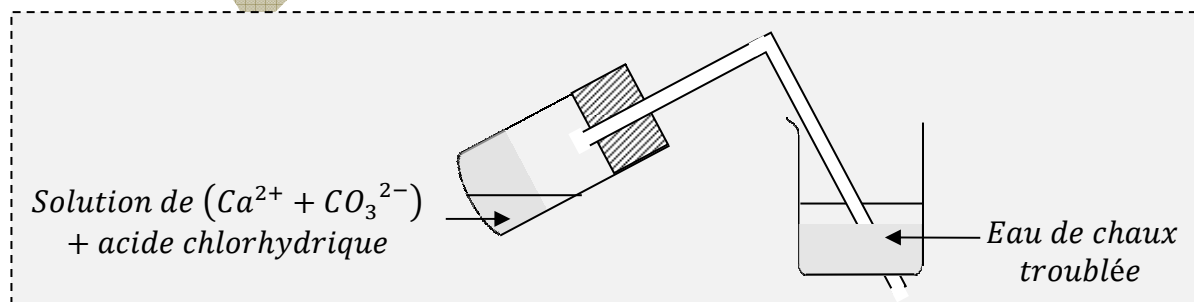
- $Cu^{2+} \Rightarrow$  flamme vert.
- $Ba^{2+} \Rightarrow$  flamme rouge carmin.

### IV. Dégagement gazeux

Certains ions placés dans un milieu acide ou basique, provoquent des dégagements gazeux.

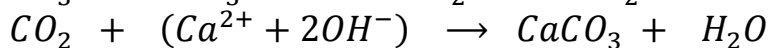
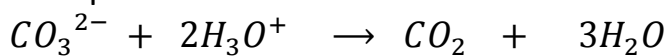
#### 1. Identification de l'ion carbonate $CO_3^{2-}$

##### 1.1. Expérience



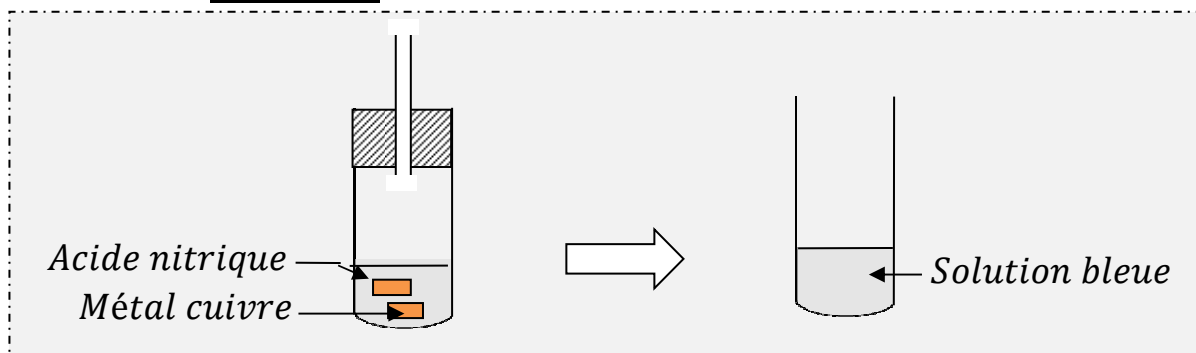
## 1.2. Interprétation

Du dioxyde de carbone se dégage du tube à essai et trouble l'eau de chaux, selon les équations :



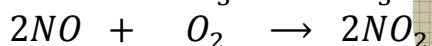
## 2. Identification de l'ion nitrate $NO_3^-$

### 2.1. Expérience



### 2.2. Interprétation

Il se forme une vapeur rousse de dioxyde d'azote selon les équations :



## CHAPITRE 10

**Objectif général** : Comprendre les phénomènes physiques et chimiques des solutions aqueuses neutres, acides et basiques.

**Objectifs spécifiques** :

- Connaître les propriétés d'une solution acide et d'une solution basique.
- Déterminer expérimentalement les domaines de  $pH$  des solutions acides et basiques.

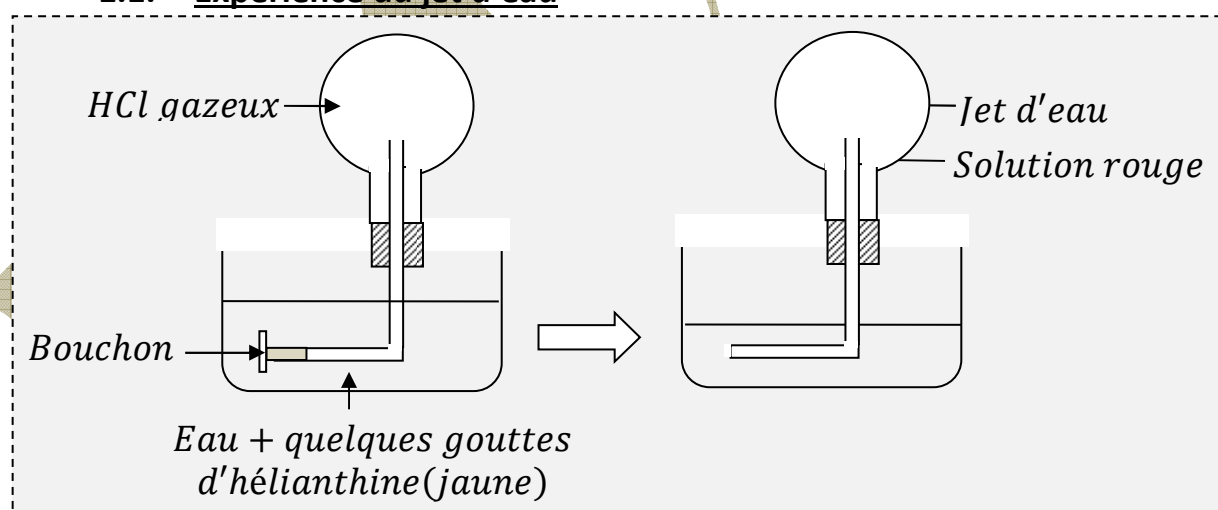
**Durée** : 6 heures

# SOLUTIONS ACIDES ET BASQUES- MESURE DE $pH$

## I. Solution d'acide chlorhydrique

### 1. Dissolution du chlorure d'hydrogène gazeux dans l'eau

#### 1.1. Expérience du jet d'eau



#### 1.2. Observations

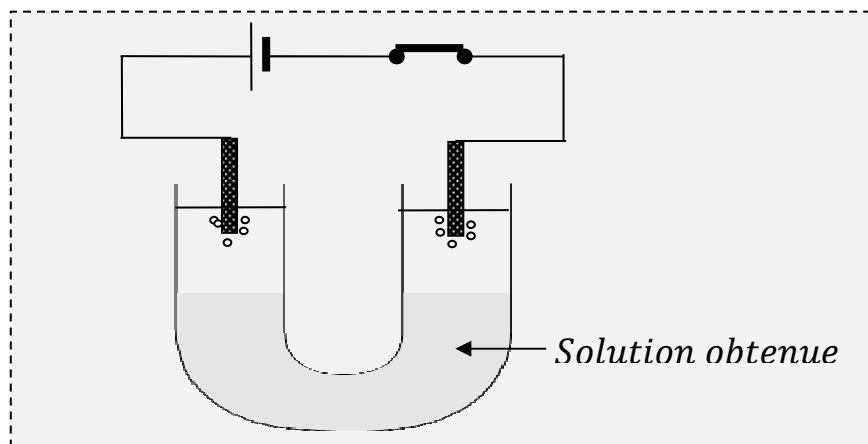
Un jet d'eau est observé dans le ballon, accompagné de solution rouge. On constate que le ballon se chauffe.

#### 1.3. Interprétation et conclusion

Le chlorure d'hydrogène est très soluble dans l'eau. Sa dissolution est **rapide, totale et exothermique**. On obtient une solution acide.

## 2. Electrolyse de la solution d'acide chlorhydrique

### 2.1. Expérience



### 2.2. Observations

Des gaz se dégagent aux électrodes.

### 2.3. Interprétation

- **A l'anode** : il se dégage du di chlore reconnaissable par son odeur de javel et par ses propriétés décolorante. La solution contient des ions chlorures  $Cl^-$ .
- **A la cathode** : il se dégage du dihydrogène qui détone à l'approche d'une flamme. La solution contient des ions hydroniums  $H_3O^+$ .

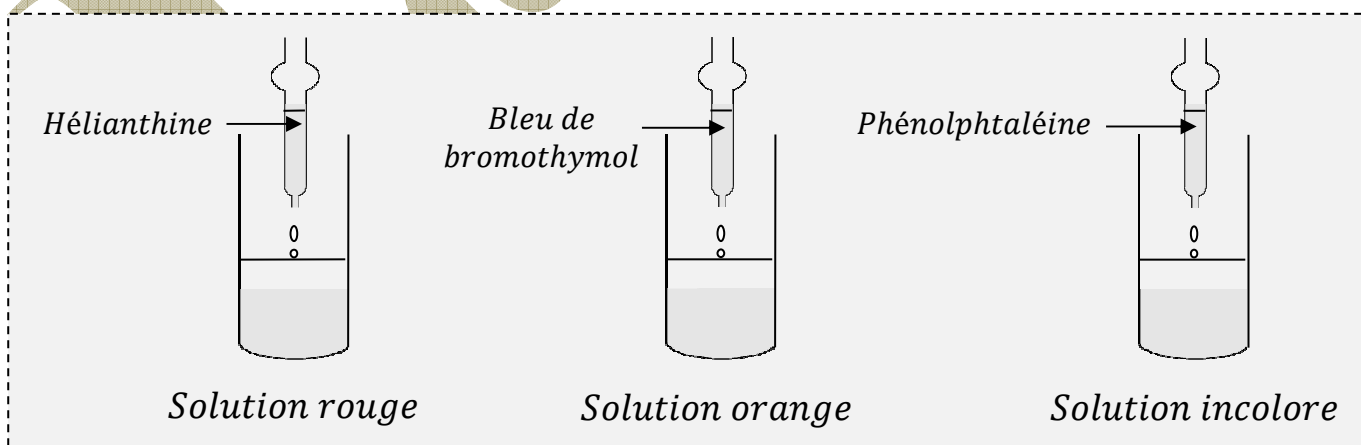
### 2.4. Conclusion

La solution d'acide chlorhydrique est un électrolyte qui conduit très bien le courant électrique. Elle contient donc les ions  $Cl^-$  et  $H_3O^+$  obtenus selon l'équation-bilan :



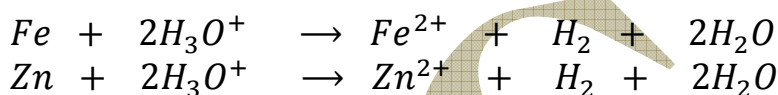
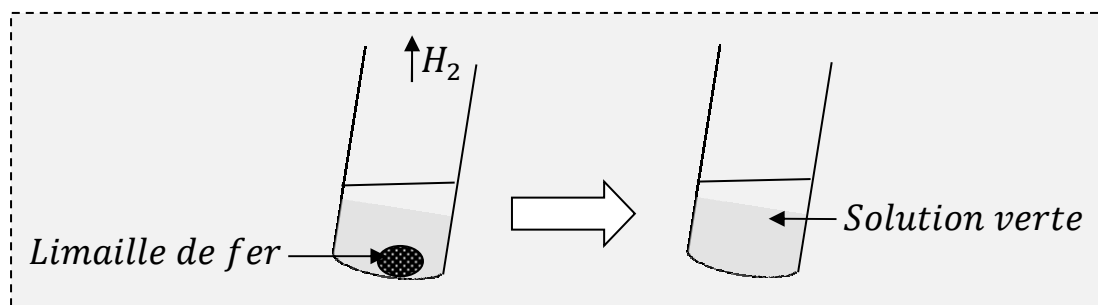
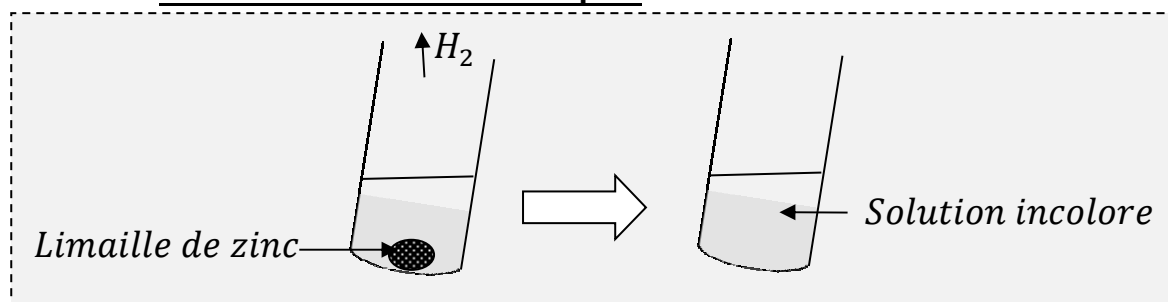
## 3. Propriétés des ions hydroniums $H_3O^+$ .

### 3.1. Action sur les indicateurs colorés



	Solution acide	Eau pure
Hélianthine	Rouge	jaune
Bleu de bromothymol	Jaune	Verte
phénolphtaléine	incolore	Incolore

### 3.2. Action sur des ions métalliques



### 3.3. Acidité et ion hydronium

Les ions hydroniums  $H_3O^+$  sont responsables de l'acidité d'une solution aqueuse.

#### 4. Concentration molaire de la solution d'acide chlorhydrique

$$C = [H_3O^+] = [Cl^-]$$

#### II. Solution d'hydroxyde de sodium

##### 1. Propriétés de l'hydroxyde de sodium solide

###### 1.1. Aspect

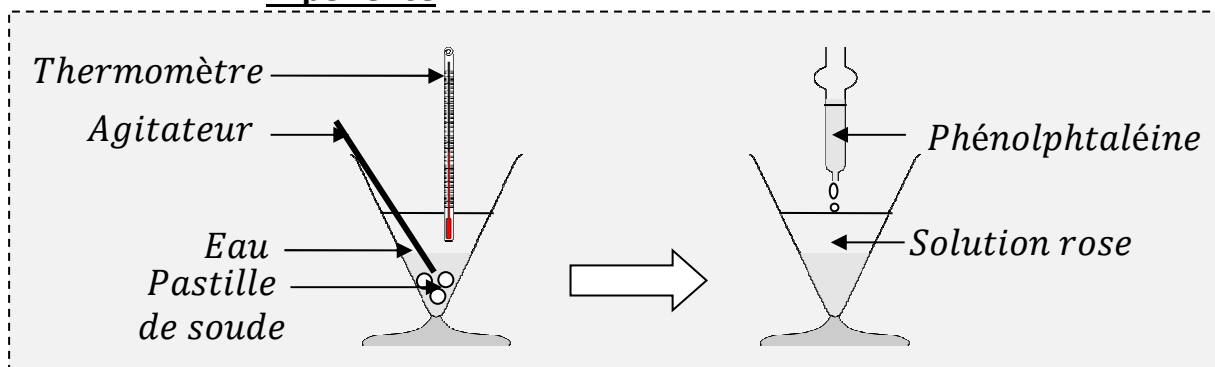
Communément appelé la soude, l'hydroxyde de sodium est un solide blanc, plus dense que l'eau.  $T_f = 318^{\circ}C$  et  $\rho = 2g.cm^{-3}$ .

###### 1.2. Structure

C'est un solide ionique formé d'un empilement ordonné d'ions sodiums  $Na^+$  et d'ions hydroxydes  $OH^-$ .

##### 2. Dissolution de la soude dans l'eau

###### 2.1. Expérience



## 2.2. Observations

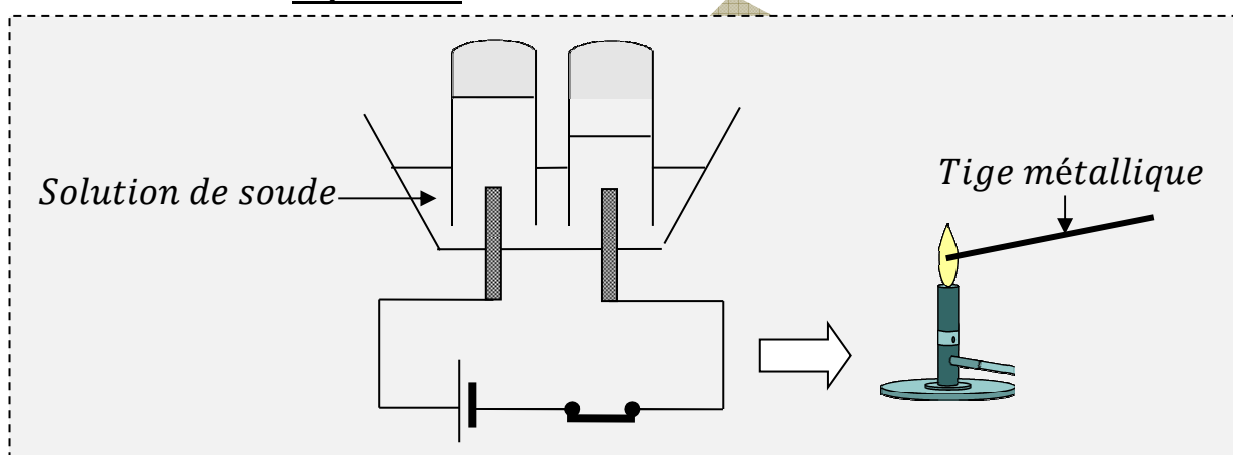
Les cristaux de soude disparaissent totalement dans l'eau au bout de quelques secondes. La solution obtenue rosit quand on y ajoute quelques gouttes de phénolphtaléine. Le flacon se chauffe.

## 2.3. Interprétation et conclusion

La soude est soluble dans l'eau. Sa dissolution est **rapide, totale et exothermique**. On obtient une solution basique.

## 3. Electrolyse de la solution d'hydroxyde de sodium

### 3.1. Expérience



### 3.2. Observations

- Des gaz se dégagent aux électrodes.
- Le test à la flamme donne une flamme jaune orangée.

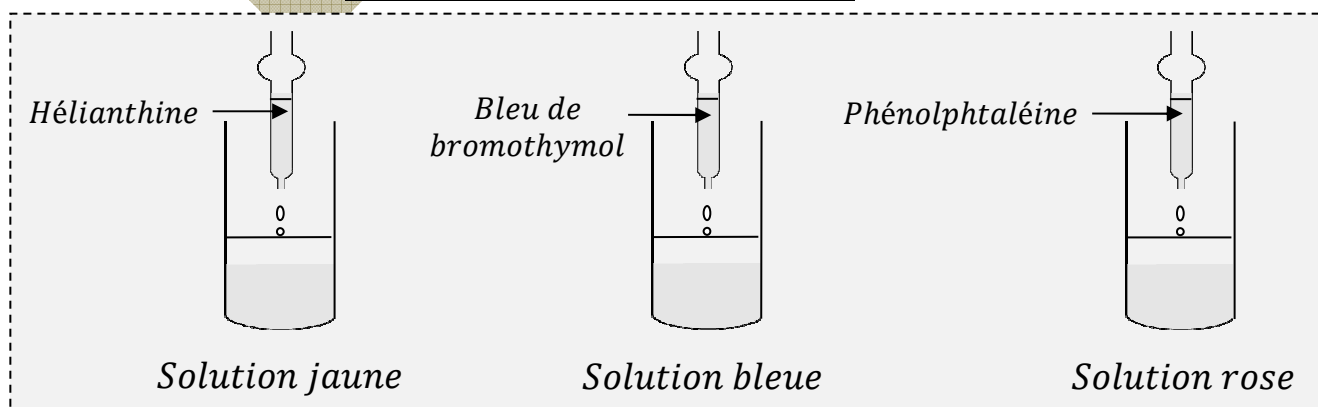
### 3.3. Interprétation et conclusion

La solution d'hydroxyde de sodium est un électrolyte qui conduit très bien le courant électrique. Elle contient les ions sodiums  $Na^+$  et les ions hydroxydes  $OH^-$  obtenus selon l'équation-bilan :



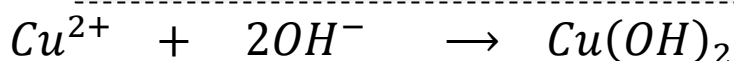
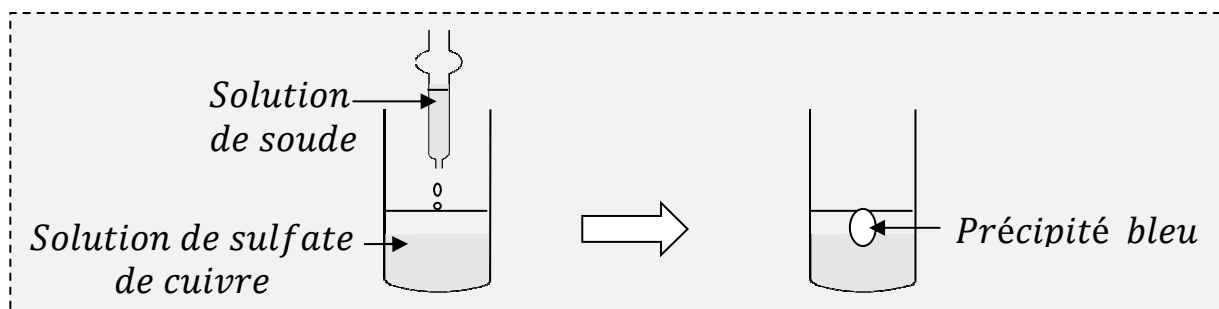
## 4. Propriétés des ions hydroxydes

### 4.1. Action sur les indicateurs colorés



	Solution basique	Eau pure
Hélianthine	jaune	jaune
Bleu de bromothymol	bleue	Verte
phénolphtaléine	rose	Incolore

#### 4.2. Action sur certains ions métalliques



#### 4.3. Basicité et ion hydroxyde

Les ions hydroxydes sont responsables de la basicité d'une solution aqueuse.

#### 4.4. Concentration molaire d'une solution d'hydroxyde de sodium

$$C = [\text{OH}^-] = [\text{Na}^+]$$

### III. Mesure de pH

#### 1. Définition

Le  $pH$ , appelé potentiel d'hydrogène, est défini par les relations suivantes :

$$pH = -\log[H_3O^+]$$

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

Remarque :

Ces relations sont seulement valables pour les solutions diluées.

#### 2. Mesure de pH

##### 2.1. A l'aide de papier-pH et d'indicateur coloré

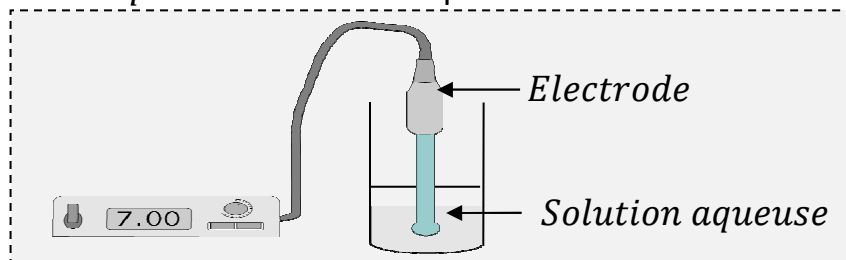
Ils donnent une indication sur la valeur du  $pH$  de la solution.

Exemple : Hélianthine rouge 3,1 – 4,4 jaune

- $pH < 3,1 \Rightarrow$  solution colorée en rouge.
- $pH > 4,4 \Rightarrow$  solution colorée en jaune.
- $3,1 < pH < 4,4 \Rightarrow$  solution colorée en orange.

##### 2.2. A l'aide de pH-mètre

Il permet de mesurer le  $pH$  d'une solution aqueuse avec une meilleure précision.



Exemples :

Solution à $C = 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$	Acide chlorhydrique	Hydroxyde de potassium	ammoniac	Acide ethanoïque
$pH$	2	12	11,8	3,8

3. Produit ionique de l'eau3.1. Conductibilité de l'eau

L'eau conduit faiblement le courant électrique. Elle contient donc des traces d'ions hydroniums et d'ions hydroxydes. La mesure du  $pH$  de l'eau donne à  $25^{\circ}C$ ,  $pH = 7$ .

Remarque :

- Toutes les solutions aqueuses contiennent les ions  $H_3O^+$  et  $OH^-$ .
- Leur proportion dans la solution, définit la nature de cette solution.

3.2. Réaction d'autoprotolyse de l'eau3.3. Produit ionique de l'eau

Noté  $ke$ , c'est la constante d'équilibre qui caractérise l'autoprotolyse de l'eau.

Son expression est :

$$ke = [H_3O^+][OH^-]$$

$ke$  n'a pas d'unité et dépend de la température. A  $25^{\circ}C$ ,  $ke = 10^{-14}$ .

4. Nature d'une solution aqueuse

- Solution acide :  $[H_3O^+] > [OH^-] \Rightarrow pH < 7$  à  $25^{\circ}C$ .
- Solution basique :  $[H_3O^+] < [OH^-] \Rightarrow pH > 7$  à  $25^{\circ}C$ .
- Solution neutre :  $[H_3O^+] = [OH^-] \Rightarrow pH = 7$  à  $25^{\circ}C$ .

5. Evolution du pH avec la dilution

- Lorsqu'on dilue une solution acide,  $[H_3O^+] \searrow$  et  $pH$  augmente en tendant vers 7 à  $25^{\circ}C$ .
- Lorsqu'on dilue une solution basique,  $[OH^-] \searrow$  et  $pH$  diminue en tendant vers 7 à  $25^{\circ}C$ .

Remarque :

- Lorsqu'on dilue  $10^n$  fois une solution d'acide chlorhydrique, le  $pH$  augmente de  $n$ .
- Lorsqu'on dilue  $10^n$  fois une solution d'hydroxyde de sodium, le  $pH$  diminue de  $n$ .

## CHAPITRE 11

**Objectif général** : Comprendre les phénomènes physiques et chimiques des solutions aqueuses neutres, acides et basiques.

**Objectif spécifique** : Réaliser un dosage acido-basique.

**Durée** : 4 heures

# REACTIONS ACIDO-BASIQUES ET DOSAGE

## I. Réaction entre la solution d'acide chlorhydrique et la solution d'hydroxyde e sodium

### 1. Caractéristiques de la réaction acido-basique

#### 1.1. Expérience

$V_a = 10\text{mL}$  de solution de  $\text{HCl}$  à  $C_a = 0,1\text{mol. L}^{-1}$

$V_b = 10\text{mL}$  de solution de  $\text{NaOH}$  à  $C_b = 0,1\text{mol. L}^{-1}$

Solution à  $\text{pH} = 7$

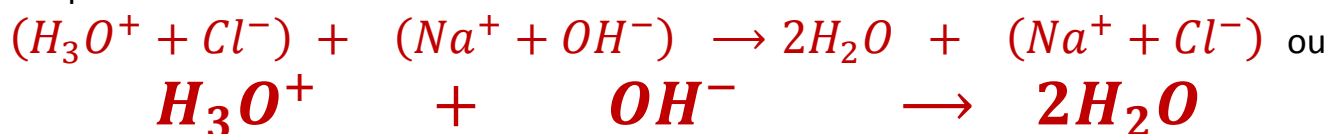
Dépot de  $\text{NaCl}$

#### 1.2. Observations

- La température du mélange augmente.
- Après évaporation de l'eau, un dépôt blanc est au fond du récipient.

#### 1.3. Interprétation et conclusion

Une réaction acido-basique s'est produite entre les deux solutions. Le mélange obtenu est une solution salée de chlorure de sodium. La réaction est **totale et exothermique**, d'équation-bilan :



## 2. Notion d'équivalence acido-basique

### 2.1. Définition

Il y a équivalence acido-basique au cours d'un mélange de solution d'acide et de solution basique lorsque la quantité de matière de  $H_3O^+$  apportée par la solution acide est égale à celle de  $OH^-$  apportée par la solution basique.

Soit  $n_{H_3O^+} = n_{OH^-}$

### 2.2. Propriétés fondamentales de l'équivalence

- Relation entre  $C_a, C_b, V_a$  et  $V_b$

- **Addition progressive de solution de  $(Na^+ + OH^-)$  dans une solution d'acide chlorhydrique :**

$V_b$ (mL)	2,5	5	7,5	10
$C_b V_b$ (mol)	$2,5 \cdot 10^{-4}$	$5 \cdot 10^{-4}$	$7,5 \cdot 10^{-4}$	$10^{-3}$

Remarque :

Pour  $V_b = 10\text{mL}$ , l'indicateur coloré vire au vert et  $C_b V_b = C_a V_a$ .

- **Addition progressive de solution d'acide chlorhydrique dans une solution de  $(Na^+ + OH^-)$  :**

$V_a$ (mL)	2,5	5	7,5	10
$C_a V_a$ (mol)	$2,5 \cdot 10^{-4}$	$5 \cdot 10^{-4}$	$7,5 \cdot 10^{-4}$	$10^{-3}$

Remarque :

Pour  $V_a = 10\text{mL}$ , l'indicateur coloré vire au vert et  $C_b V_b = C_a V_a$ .

- **Conclusion :**

A l'équivalence acido-basique, nous avons :

$$C_b V_b = C_a V_a$$

- Nature du mélange :

Quelque soit la façon dont on mélange les solutions acide et basique, à l'équivalence acido-basique, le mélange est **neutre et de  $pH = 7$  à  $25^{\circ}C$** .

## II. Dosage acido-basique

### 1. Définition d'un dosage

Doser une solution, c'est y ajouter une autre solution incompatible de concentration connue afin de connaître la concentration de la solution dosée.

### 2. Dosage acido-basique

C'est le dosage d'une solution acide par une solution incompatible basique ou vis - versa.

Au cours du dosage, une réaction acido-basique totale et rapide se produit.

La fin du dosage est marquée par le virage de l'indicateur coloré soigneusement choisi.

### 3. Technique de dosage

- **Mode opératoire**

- On remplit la burette graduée de solution titrée.
- Dans un bécher, on met un volume connu de solution à doser dans lequel on ajoute quelques gouttes d'indicateur coloré adapté.
- On verse progressivement la solution titrée dans la solution à doser jusqu'au virage de l'indicateur coloré tout en agitant le mélange.

- **Dispositif expérimental**

