

CHAPITRE 1 : LE NOYAU ATOMIQUE

Objectifs :

- Donner l'ordre des grandeurs et la composition d'un noyau atomique.
- Représenter un noyau atomique.
- Identifier les isotopes.

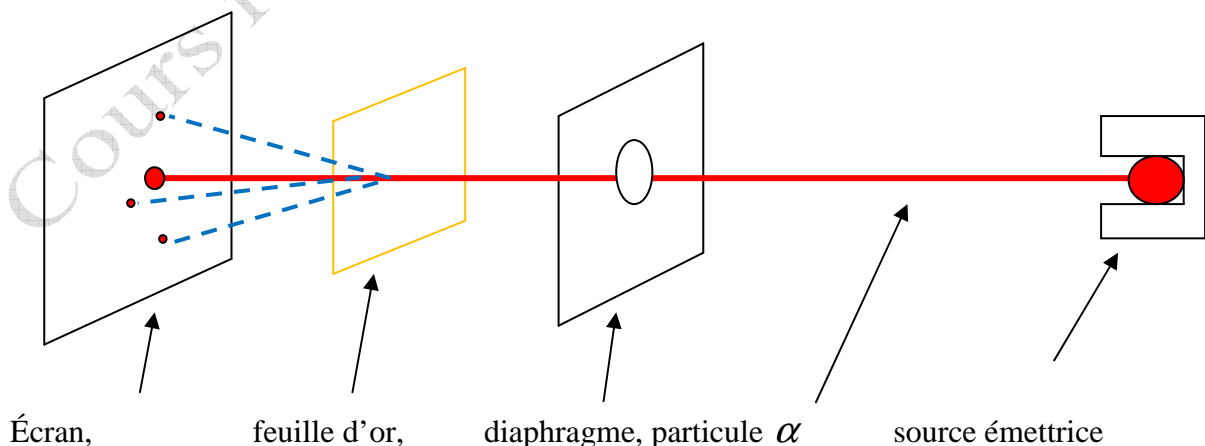
Introduction

Les substances qui nous entourent sont constituées de particules infiniment petites appelées les **atomes**. Ces particules invisibles au microscope ordinaire sont assimilables à des sphères dont le rayon varie entre 50 et 300 picomètre (pm) ($1\text{pm} = 10^{-12}\text{m}$, $1\text{nm} = 10^{-9}\text{m}$, $1\mu\text{m} = 10^{-6}\text{m}$, $1\text{Å} = 10^{-10}\text{m}$, $1\text{fm} = 10^{-15}\text{m}$).

I. Mise en évidence du noyau atomique : Expérience d'Ernest Rutherford (1911)

I.1 Description

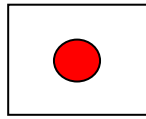
Entre une **source radioactive** émettant des particules chargées d'électricité positive (particules α qui sont des noyaux d'hélium He^{2+}) et un **écran fluorescent**, plaçons un **diaphragme** afin de canaliser les rayonnements, depuis leur sortie de la source jusqu'à l'écran.



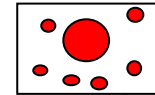
Dispositif expérimentale

I.2 Observation

En absence de la feuille d'or, on observe sur l'écran une **tache centrale très brillante**.



En présence de la feuille d'or, on observe sur l'écran **une tache centrale brillante et d'autres taches de moindres importances**.



I.3 Interprétation

La présence d'une tache centrale très brillante prouve que la plupart des particules α traversent la feuille d'or sans subir de déviation (ne rencontre pas d'obstacles) ; la feuille d'or présente donc des espaces vides. On peut alors conclure que comme la feuille d'or, toute matière à **une structure lacunaire (contient des vides)**.

La présence de taches de moindres importance s'explique par la présence dans la feuille d'or des **corpuscules chargés d'électricité positive** qui repoussent les particules passant à proximité d'elles. Ces corpuscules sont appelées **noyaux atomiques**.

La matière étant électriquement neutre, les atomes qui la constituent le sont aussi ; on admet alors la présence dans la matière de corpuscules d'électricités négatives appelés **électrons**, ceux-ci gravitent autour du noyau.

Conclusion

L'atome est électriquement neutre et comprend deux parties :

- Une partie centrale appelée noyau et chargée d'électricité positives.
- Une partie superficielle contenant des électrons chargés d'électricité négative.

II. Dimension du noyau atomique

Les atomes sont des entités assimilables à des sphères dont le rayon est de l'ordre de 10^{-10} m (l'angström) et dont le rayon du noyau est de l'ordre

de 10^{-15} m. L'ordre de grandeur entre le rayon de l'atome et de celui de son noyau est de $10^{-10}/10^{-15} = 10^5 = 100\,000$.

Le plus petit atome est l'atome d'hydrogène de rayon $0,53 \times 10^{-10}$ m.

Exercice d'application :

Le rayon de l'atome d'hydrogène vaut sensiblement 0,05 nm, celui de son noyau est estimé à $1,2 \times 10^{-15}$ m.

1. Si le noyau était une balle de golf de 2 cm de rayon quel serait le rayon de l'atome ?
2. Si l'atome avait le rayon de la terre ($R = 6,4 \times 10^6$ m), quel serait le rayon du noyau ?

III. Les constituants de l'atome et leurs caractéristiques

L'atome est constitué **d'électrons et de nucléons (protons et neutrons)**. Les nucléons occupent le noyau de l'atome. L'atome est électriquement neutre : Il possède autant de protons que d'électrons.

Particules	Symbole	Charge électrique (C)	Masse en (kg)
Électron	e-	$q_e = -e = -1,602 \times 10^{-19}$	$m_e = 9,109 \times 10^{-31}$
Proton	P	$Q_p = e = 1,602 \times 10^{-19}$	$m_p = 1,672 \times 10^{-27}$
Neutron	N	$Q_N = 0$	$m_N = 1,674 \times 10^{-27}$

Remarque : La masse d'un électron est environ 1836 fois plus petite que

celles d'un proton $\left(\frac{m_p}{m_e} \approx 1836 \right)$.

IV. Nombre de charge Z et nombre de masse A.

Le noyau d'un atome est caractérisé par son nombre de charge Z et son nombre de masse A.

- Le nombre de charge ou numéro atomique, d'un noyau est le nombre de protons contenu dans ce noyau.
- Le nombre de masse d'un noyau est le nombre de nucléons (protons et neutrons) qu'il comporte.

Si N représente le nombre de neutrons dans un noyau atomique, on a :

$$A = N + Z \Leftrightarrow N = A - Z$$

Exercice d'application :

Les caractéristiques du noyau d'un atome sont : $A = 235$, $Z = 92$.

1. Quel est son nombre de neutron et d'électrons.
2. Calculer la masse m_1 de cet atome lorsque l'on ne néglige pas la masse des électrons.
3. Calculer la masse m_2 de cet atome lorsque la masse des électrons est négligée. Compare m_1 et m_2 puis conclure.

Remarque :

- Un noyau atomique décrit par le couple (A, Z) comporte Z protons et porte la charge électrique totale : $Q = +Z \times e$
 $e = 1,602 \times 10^{-19} C$ est la charge élémentaire
- L'atome étant électriquement neutre, la charge $+Z \times e$ du noyau est compensée par la charge $-Z \times e$ du cortège électronique : celui-ci comporte donc Z électrons. Le nombre de charge Z représente aussi le nombre d'électrons de l'atome.

V. Représentation symbolique d'un noyau atomique

Le noyau d'un atome est caractérisé par son nombre de charge Z et son nombre de masse A , par convention on représente un noyau atomique de symbole X en précisant son nombre de charge à gauche en bas et son nombre de masse à gauche et en haut tel que ${}^A_Z X$.

Exemple : ${}^{14}_7 N$, ${}^{12}_6 C$, ${}^{16}_8 O$, ${}^{55}_{25} Mn$.

Exercice d'application :

On considère un atome dont le noyau renferme 30 neutrons, son noyau a une charge totale $Q = +4 \times 10^{-18} C$.

1. Quel est le numéro atomique de ce noyau ?
2. Combien d'électrons comportent le cortège électronique ?

3. Quel est son nombre de masse ?
4. Donner la représentation symbolique de cet atome.

VI. La masse d'un atome.

La masse d'un atome s'obtient en additionnant la masse de son noyau et la masse de ses électrons.

$m_{\text{atome}} = m_{\text{noyau}} + m_{\text{électrons}} = (Z \times m_p + N \times m_N) + Z \times m_{e^-} = (Z + N) \times m_p + Z \times m_{e^-}$
 car $m_p \approx m_N$. Comme $(Z+N = A)$, on a $m_{\text{atome}} = A \times m_p + Z \times m_{e^-}$ or

$m_p \gg m_{e^-}$ soit $m_{\text{atome}} \approx A \times m_p = m_{\text{noyau}}$.

La masse d'un atome est essentiellement concentrée dans son noyau car la masse des électrons est négligeable par rapport à celle des nucléons,

$$m_{\text{atome}} \approx m_{\text{noyau}} \approx A \times m_p$$

VII. Les isotopes

La plupart des éléments existent dans la nature sous la forme d'un mélange de plusieurs isotopes.

VII.1 Définition

On appelle isotopes d'un élément les atomes de cet élément qui ont le même numéro atomique Z mais de nombres de masse A différents.

Ces noyaux possèdent donc le même nombre de protons mais leur nombre de neutrons sont différents.

Exemple :

- ${}^1_1\text{H}$, ${}^2_1\text{H}$, ${}^3_1\text{H}$ sont les isotopes de l'hydrogène
- ${}^{12}_6\text{C}$, ${}^{14}_6\text{C}$ sont les isotopes de carbone
- ${}^{235}_{92}\text{U}$, ${}^{238}_{92}\text{U}$ sont les isotopes de l'uranium

Pour un élément possédant des isotopes, la masse molaire atomique est fonction des proportions des différents isotopes.

Exemple : L'élément bore à l'état naturel est formé d'un mélange de deux isotopes dont les pourcentages atomiques : $^{10}\text{B} = 19,64\%$, $^{11}\text{B} = 80,36\%$. Sachant que les masses d'une mole d'atome de ses isotopes sont respectivement $10,0129\text{g/mol}$ et $11,0093\text{g/mol}$, la masse molaire de l'élément bore est

$$M_{\text{B}} = \frac{10,0129 \times 19,64}{100} + \frac{11,0093 \times 80,36}{100} = 10,8136\text{g/mol}.$$

On appelle **nucléide** l'ensemble d'atomes dont les noyaux ont le même nombre de proton et le même nombre de neutron. On représente un nucléide par le symbole :

Exemple : ^4_2He , $^{235}_{92}\text{U}$

CHAPITRE 2 : STRUCTURE ELECTRONIQUE DES ATOMES ET CLASSIFICATION PERIODIQUE DES ELEMENTS

Objectifs :

- Déterminer la structure électronique d'un atome.
- Étudier le principe de construction et l'intérêt du tableau de la classification périodique des éléments.

I. Répartition des électrons autour du noyau

Les études ont montrés que l'on ne peut pas connaître avec précision la position d'un électron à un moment donné atour du noyau néanmoins, on peut évaluer les chances de trouver cet électron à un moment donné à une position précise autour du noyau. Ces positons où l'on a le plus de chance de trouver les électrons autour du noyau sont appelés **niveaux d'énergies**. Les électrons appartenant au même niveau d'énergie sont des électrons d'une même couche électronique, chaque couche étant caractérisée par un nombre entier positif noté n et appelé **nombre quantique principal**. Les valeurs possibles de n sont : 1 (première couche), 2 (deuxième couche), 3, 4, 5

Remarque :

- Les électrons sont d'autant plus liés au noyau que la couche à laquelle ils appartiennent a un nombre quantique principal plus petit.
- Pour distinguer les niveaux de nombre quantique $n = 1, 2, 3 \dots$ on utilise souvent des lettres K , L, M ... tel que :

n	1	2	3	4	5
Désignation de la couche	K	L	M	N	O

II. Règles de remplissage des couches électroniques.

La répartition des électrons sur les niveaux d'énergies obéit à deux grandes règles :

- **Le principe de Pauli :** Chaque couche ne peut contenir qu'un nombre limité d'électrons; Le nombre maximal d'électrons pouvant appartenir à un niveau de nombre quantique n est $2n^2$.

Ainsi la couche K caractérisé par $n = 1$ peut contenir 2 électrons au maximum ; la couche L ($n = 2$) peut contenir 8 électrons au maximum ; tandis que la couche M ($n = 3$) sera saturée avec 18 électrons.

- **Le principe de construction :** Les électrons remplissent les couches en commençant par celles ayant les nombres quantiques les plus faibles.

Les électrons occupent donc d'abord la couche K, puis, quand celle si est saturée les autres électrons se placent sur la couche L et ainsi de suite.

Remarque :

- Ces deux principes ne s'appliquent rigoureusement que pour les atomes ayant au plus 18 électrons.
- L'état de l'atome obtenu en appliquant le principe de construction est appelé **état fondamental**. C'est dans cet état que l'atome est le plus stable.

III. Structure électronique

Pour représenter la structure électronique d'un atome, on peut soit utiliser une formule électronique, soit utilisé les cases quantiques.

III.1 La formule électronique

Ici, les couches électroniques sont représentées par les lettres correspondantes, portant en exposant le nombre d'électrons contenus dans chaque couche.

Exemple : Donnons la structure électronique des atomes suivants :

C ($Z = 6$), Al ($Z = 13$), H ($Z = 1$).

C : k^2L^4 ; Al : $k^2L^8L^3$; H : k^1 .

Remarque: Les niveaux vides ne sont pas mentionnés.

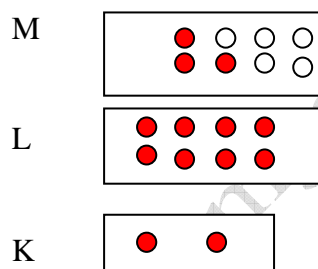
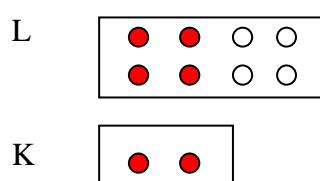
III.2 Les cases quantiques

Pour représenter les couches électroniques, on utilise dans ce cas des rectangles, ceux-ci portant autant de points que de place disponible dans la couche déterminée.

Exemple :

La structure de l'atome de carbone est :

La structure de l'aluminium est :



Exercice d'application : Donner la structure électronique de :

Ar ($Z = 18$), Cl ($Z = 17$),

Mg ($Z = 12$), P ($Z = 15$).

IV. Représentation de Lewis d'un atome

Elle a pour but la mise en évidence des électrons de la couche externe de l'atome. Dans cette représentation, on s'intéresse uniquement aux électrons de la couche la plus éloignée du noyau (couche externe), ces électrons sont appelés **électrons de valence ou électrons périphériques**.

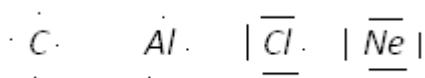
Ces électrons peuvent être groupés par deux, ils forment dans ce cas des **doublets d'électrons** que l'on représente par un tiret (—) ou encore, ils peuvent rester seuls dans ce cas on parle d'**électrons célibataires** ou d'électrons non appariés, ils sont représentés par un point (•).

Ces électrons sont placés autour de l'élément considéré.

Exemple : Donnons la représentation de Lewis des éléments : C ($Z = 6$), Cl ($Z = 17$),

Ne ($Z = 10$), Al ($Z = 13$).

Solution :



NB: On commence par écrire la structure électronique de l'élément puis, on répartit les électrons de la dernière couche tout au tour du symbole de l'élément, s'il y'a coïncidence de deux électrons, on les remplace par un tiret.

V. La classification périodique des éléments

V.1 Classification historique de Mendeleïev

Dimitri Mendeleïev eut l'idée de classer les éléments, connus à son époque, en colonnes et en lignes par ordre de numéros atomiques croissants, de telle manière que les éléments figurant dans une même colonne présentent des propriétés chimiques semblables.

IV.2 Classification moderne

a) Remarques générales

- Cette classification comporte 7 lignes (ou périodes)
- Les éléments sont rangés dans chaque ligne par ordre croissant du numéro atomique Z.
- On trouve cette classification complète dans tous les livres de chimie mais nous ne présenterons ici que l'étude des 18 premiers éléments comme le stipule le programme de la classe de seconde.

b) Présentation du tableau périodique (réduits au 18 premiers élément)

	(1)	(2)	(3)	(4)	(5)	(6)	(7)	(8)
Première période	1,0 1 H (K) ¹							4,0 2 He (K) ²
Deuxième période	6,9 3 Li (K) ² (L) ¹	9,0 4 Be (K) ² (L) ²	10,8 5 B (K) ² (L) ³	12,0 6 C (K) ² (L) ⁴	14,0 7 N (K) ² (L) ⁵	16,0 8 O (K) ² (L) ⁶	19,0 9 F (K) ² (L) ⁷	20,2 10 Ne (K) ² (L) ⁸
Troisième période	23,0 11 Na (K) ² (L) ⁸ (M) ¹	24,3 12 Mg (K) ² (L) ⁸ (M) ²	27,0 13 Al (K) ² (L) ⁸ (M) ³	28,1 14 Si (K) ² (L) ⁸ (M) ⁴	31,0 15 P (K) ² (L) ⁸ (M) ⁵	32,1 16 S (K) ² (L) ⁸ (M) ⁶	35,5 17 Cl (K) ² (L) ⁸ (M) ⁷	39,9 18 Ar (K) ² (L) ⁸ (M) ⁸

c) Caractéristiques de cette présentation

En examinant la présentation du tableau périodique ci-dessus, on peut s'apercevoir que :

- Dans une même ligne (ou période), les atomes des éléments ont le même nombre de couches électroniques occupées. Première ligne : couche K, 2^{ème} ligne : couche L, 3^{ème} ligne : couche M
- Les éléments d'une même colonne ont le même nombre d'électrons sur la couche électronique externe. Ils ont des propriétés physiques et chimiques semblables.

VI. Utilisation de la classification périodique

VI.1 Les familles chimiques

Dans le tableau périodique, on retrouve les familles respectives :

- **Les alcalins** : ce sont les éléments de la première colonne notée (1) à l'exception de l'hydrogène. Les atomes de tous alcalins possèdent un seul électron sur leur couche externe. Leur représentation de Lewis est \dot{M} (M désignant un alcalin quelconque). Les métaux alcalins sont des corps simples mous et très réactifs.
- **Les alcalino-terreux** : Ce sont les éléments de la deuxième colonne notée (2).

- **Les halogènes** : ce sont les éléments de la 17^{ème} colonne. Ce sont des corps très réactifs et toxiques. Leur représentation de Lewis est : $\overline{\text{X}}\cdot$. Au cours des réactions chimiques un atome X d'halogène capte un électron et se transforme en ion halogénure X^- .
- **Les gaz rares** : Encore appelés gaz nobles, ce sont les éléments de la 18^{ème} colonne, ils n'interviennent pratiquement pas dans les réactions chimiques, ils ont une couche externe saturée ce qui explique leur inertie chimique.
Remarquons qu'à l'exception de l'hélium, ils ont tous même structure électronique externe, constitué par un ensemble de quatre paire d'électron, appelé octet. La représentation de Lewis correspondante est dont $\overline{\text{G}}$ (G désignant un gaz noble autre que l'hélium)

VI.2 Application à la formation des ions monoatomiques : Les règles de l'octet.

a. Énoncé de la règle :

Au cours des réactions chimiques, les atomes ont tendance à saturer leur couche externe à 8 électrons (un octet), excepté l'hydrogène qui sature la sienne à deux électrons.

- Lorsqu'un atome gagne des électrons pour satisfaire la règle de l'octet, il se charge négativement, si n représente le nombre d'électrons gagnés et X le symbole de l'élément considéré, l'ion provenant de cet atome a pour formule X^{n-}
- Si par contre l'atome perd des électrons pour la satisfaire, il se charge positivement, si m représente le nombre d'électrons cédés et Y le symbole de l'élément, l'ion provenant de cet atome a pour formule Y^{m+}

Exemple : Donnons la représentation de Lewis des ions provenant des atomes : Al (Z = 13),
O (Z = 8), Na (Z = 11), Cl (Z = 17).

Al : $K^2L^8M^3$. Pour satisfaire la règle l'élément peut soit capter 5 e^- soit en perdre 3 la perte étant favorable (car e^- à perdre <4), la formule de l'ion est Al^{3+} .

O : K^2L^6 . Le gain de 2 électrons est favorable par rapport à la perte de 6 d'où la formule de l'ion O^{2-} .

Na : $K^2L^8M^1$: Na^+ .

Remarque :

- Lorsque le nombre d'électron cédé ou capté est 1 il n'est pas représenté.
- L'ion diffère de l'atome dont-il provient par le nombre d'électron ainsi, l'atome d'oxygène possède 8 protons et 8 électrons alors que l'ion oxygène possède 8 protons mais 10 électrons.

La transformation de l'atome en ion se traduit par une équation électronique :

- Cas de l'aluminium : $Al \rightarrow Al^{3+} + 3e^-$.
- Cas de l'oxygène $O + 2e^- \rightarrow O^{2-}$.

Les ions de charges négatives sont appelés **anions** et les ions de charges positives sont appelés **cations**.

Les éléments dont les atomes ont tendances à gagner des électrons et à former des ions négatifs sont des **éléments électronégatifs** (exemple l'oxygène), ceux ayant tendance à perdre des électrons et à former de ions positifs sont des **éléments électropositifs** (exemple l'aluminium).

Remarque :

Tous les atomes appartenant à la même colonne de la classification périodique gagnent ou perdent le même nombre d'électron à fin de satisfaire à la règle de l'octet.

CHAPITRE 3 : LES MOLECULES, LA NOTION DE VOLUME MOLAIRE

Objectifs : A la fin de ce cours, je dois être capable de :

- Définir les notions de molécule, liaison covalente, atomicité, volume molaire.
- Donner la représentation de Lewis et la formule développée d'une molécule puis, utiliser la notion de volume molaire dans les cas pratiques.

Introduction

La matière est construite à partir d'entités extrêmement petites (les atomes). Mais ces atomes sont rarement isolés. Ils sont en général liés les uns aux autres pour former des arrangements plus stables que les atomes pris séparément : ce sont les **molécules**.

I. Les molécules.

I.1 Définitions :

- une **molécule** est un assemblage électriquement neutre formé d'atomes liés entre eux par des liaisons covalentes ou liaisons de valence.
- On appelle **atomicité** d'une molécule, le nombre d'atomes présent dans celle-ci. **Exemples** : CH_4 : Cette molécule referme 1 C et 4 H, son atomicité est donc $1+4=5$.
 $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ (9), HCl (2), $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (?).

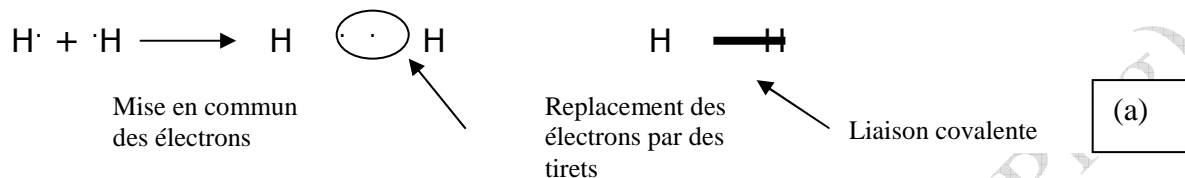
I.2. La liaison covalente.

I.2.1 Définitions

- On appelle **valence** d'un atome, le nombre de liaison covalente que peut former cet atome. Elle est égale au nombre d'électrons célibataires de sa dernière couche
- Une **liaison covalente** ou de covalence est la mise en commun par deux atomes d'une ou de plusieurs paires d'électrons appelées doublet de liaison.

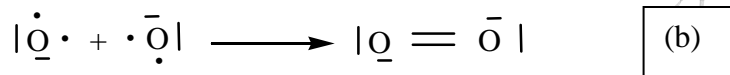
I.2.2 Formation et représentation de la liaison covalente.

Considérons la molécule de dihydrogène (H_2) d'atomicité égal à 2, la représentation de Lewis de l'atome d'hydrogène est \dot{H} . Si chaque atome de la molécule apporte son électron, nous aurons :

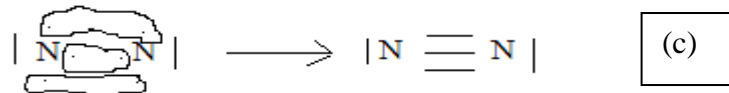


➤ Cas de O_2

La représentation de Lewis de l'oxygène est $|\underline{\underset{\cdot}{\underset{\cdot}{O}}}|$, on a donc :



➤ Cas de N_2






Remarque :

- Seuls les électrons célibataires peuvent être engagés dans une liaison covalente. Ainsi, un atome pourra former autant de liaisons covalentes qu'il possède d'électrons célibataires sur sa couche externe.
- Un atome est dit respectivement monovalent, divalent, trivalent ou tétravalent s'il possède 1, 2, 3 ou 4 électrons célibataires sur sa couche externe.

Exemples :

Atomes	Formule de Lewis	valence
hydrogène	\dot{H}	1

oxygène		2
azote		3
carbon		4

- une liaison est dite **simple** lorsque les deux atomes ont mis en commun un doublet d'électron (a). Elle est dite **double** ou **triple** si les deux atomes ont mis en commun respectivement deux doublets ou trois doublets d'électrons respectivement (b) et (c).
- chaque atome qui participe à la formation de la molécule est entouré de 8 électrons
(Règle de l'octet) exception faite à l'atome d'H qui est entouré de deux électrons.

Exercice d'application :

Un élément chimique appartient à la 3^{ème} ligne et la 17^{ème} colonne du TP.

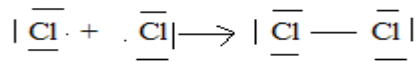
- 1- Combien de couche compte cet atome ? Ecrire sa structure électronique ? De quel élément s'agit-il ? Indiquer sa famille ? donner la représentation de Lewis de cet atome ? quel est sa valence ?
- 2- Etablir la structure de la molécule formée à partir de deux noyaux de cet élément.

Réponse :

- 1) 3^{ème} ligne \leftrightarrow 3 couches : K, L, M. structure électronique : $K^2L^8M^7$. Il s'agit du chlore Cl. C'est un halogène et sa représentation de Lewis est :



Sa valence est 1 il est monovalent.



I.3 Structure de la molécule : Représentation de la molécule.

On représente une molécule par 2 types de formules

I.3.1 Formule brute

La formule brute d'une molécule est une écriture simplifiée qui renseigne sur la nature et le nombre des atomes qui la composent.

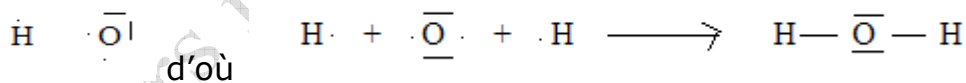
Elle s'obtient en juxtaposant les symboles des éléments constituant la molécule, en indice, en bas et à droite, chaque symbole porte le nombre d'atome de l'élément considéré. Lorsque le nombre est 1, il n'est pas porté. Elle permet dans certains cas d'attribuer des noms aux molécules et vice versa.

Exemples : L'eau (H₂O), 2H et 1O ; O₂ (2O) ; Ethanol C₂H₆O (2C, 6H, 1O) ; KMnO₄ (1K, 1Mn, 4O).

I.3.3 Représentation de Lewis d'une molécule

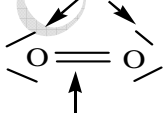
La représentation de Lewis nous permet de voir comment sont liés les atomes entre eux, elle met en évidence les doublets liants et non liants. A partir des formules de Lewis des atomes, on déduit celles des molécules.

Exemples : H₂O



O₂ :

doublets non liants



doublet liants

I.3.4 Formule développée

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

Exemples :

Pour H_2O on a : $H-O-H$

Pour O_2 on a : $O=O$

Exercice d'application : compléter le tableau ci-dessous :

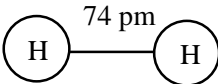
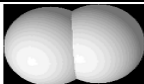
Molécules	Représentation de Lewis	Formule développée
NH_3		
C_2H_6O		
C_4H_{10}		
CO_2		

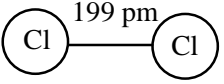
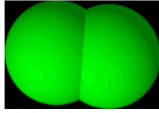
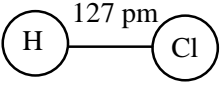
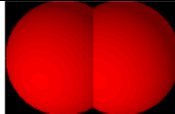
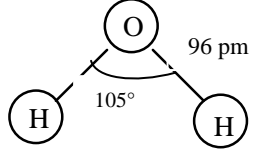

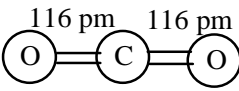

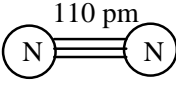
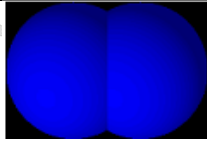
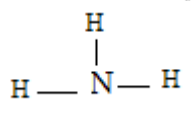
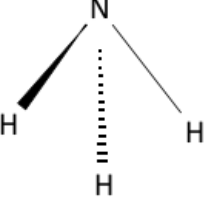

I.3.5 Structure géométrique des molécules.

La formule développée ne représente pas la forme géométrique (disposition spatiale) d'une molécule. Par des techniques expérimentales, on peut déterminer les positions respectives des atomes dans une molécule. L'étude de la structure spatiale des molécules s'appelle la **stéréochimie**. Généralement pour cette étude, on utilise des modèles moléculaires et, il en existe deux types :

- **Les modèles éclatés** où les atomes sont représentés par des petites boules reliées par des tiges représentant les liaisons covalents et,
- **Les modèles compacts** où les atomes sont représentés par des boules tronquées (ayant une surface plane orange coupée en deux). Ils donnent une meilleure idée de la forme des molécules mais pas les longueurs et les angles de liaisons.

❖ **Structure de quelques molécules.**

Noms	Formule brute	Formule développée	Modèle éclaté	Modèle compact
Dihydrogène	H_2	$H - H$		

Dichlore	Cl_2	$\text{Cl} - \text{Cl}$		
Chlorure d'hydrogène	HCl	$\text{H} - \text{Cl}$		
Eau	H_2O	$\text{H} - \text{O} - \text{H}$		
Dioxyde de carbone	CO_2	$\text{O} = \text{C} = \text{O}$		
Diazote	N_2	$\text{N} \equiv \text{N}$		
Ammoniac	NH_3			

II. Notion de volume molaire

II.1 Expérience :

A une température et pression données, on place dans 3 bouteilles identiques ($V = 1,5\text{L}$) respectivement du méthane, du dioxyde carbone et du butane. Par une méthode appropriée, on détermine la masse de gaz dans chaque bouteille. Compléter la dernière ligne du tableau ci-dessous :

	Méthane (CH ₄)	Dioxyde de carbone (CO ₂)	Butane (C ₄ H ₁₀)
Masse de gaz dans la bouteille	1.0g	2.7g	3.6g
Masse molaire moléculaire du gaz	16g/mol	44g/mol	58g/mol
Nombre de mole dans la bouteille	1/16=0,063	2,7/44=0,061	3,6/58= 0,062

Conclusion

Aux approximations près, une bouteille de 1,5 L contient 0,062 mole de chacun des trois gaz autrement dit, quelque soit le gaz introduit dans la bouteille, celle-ci renferme la même quantité de matière donc, le même nombre de molécule.

D'autres expériences permettent de montrer que des volumes de gaz différents dépendent des conditions de températures et de pression, d'où l'hypothèse :

II.2 Hypothèse d'Avogadro - Ampère.

<< Des volumes égaux de gaz différents, pris dans les mêmes conditions de température et de pression renferment le même nombre de molécules >>.

Le volume molaire d'un gaz est donc le volume occupé par une mole de molécules de ce gaz. Dans les conditions normales de températures et de pressions ($T = 0^{\circ}\text{C}$ et $P = 10^5\text{Pa} = 1\text{atm}$), le volume molaire vaut $V_m = 22,4\text{L/mol}$ A $T = 20^{\circ}\text{C}$, $V_m = 24\text{L/mol}$

Remarque :

- une mole de molécule contient $6,02 \times 10^{23}$ molécules identiques, ce nombre noté N est le nombre d'Avogadro.

- Si V est le volume de l'échantillon d'un corps pur gazeux, la quantité de matière de ce gaz s'obtient par la relation $n = \frac{V}{V_m}$ n (mol), V (L), V_m (L / mol). De même la densité d'un gaz est donnée par $d = \frac{M}{29}$.
- La relation $n = \frac{V}{V_m}$ s'applique uniquement au gaz ; pour les solides et les liquides on utilise plutôt la relation $n = \frac{m}{M}$

Exercice d'application :

A-

- 1) calculer le volume occupé par 3 g de butane dans les CNTP.
- 2) Déterminer le nombre de molécules présent dans $4,5 \times 10^{-2}$ L de dioxyde de carbone sachant que le volume molaire vaut 25L/mol.
- 3) Un litre d'un gaz à une masse de 2 g dans les CNTP.
 - a) Rappeler ces conditions.
 - b) Déduire la masse molaire de ce gaz.

B- Au cours de la combustion d'un morceau de soufre dans le dioxygène, on recueille 100 cm^3 de SO_2 , mesuré dans les conditions où le volume molaire vaut $V_m = 25 \text{ L/mol}$.

- 1) Ecrire l'équation bilan de la combustion
- 2) Quelle quantité de matière referme ce gaz ?
- 3) Calculer la masse de ce gaz.

CHAPITRE 4 : STRUCTURE DES CORPS PURS ET ETAT PHYSIQUE

Objectifs :

- *montrer l'état totalement ordonné des solides dans une structure cristalline, et totalement désordonné d'un gaz formé de molécule en agitation incessante.*
- *Déterminer la formule statistique d'un solide ionique.*

Introduction :

La matière se présente sous trois états physiques à savoir l'état solide, liquide et gazeux. Chaque état possède des propriétés particulières qui permettent de le distinguer des autres. Des corps purs ayant le même état physique ne possèdent pas toujours la même structure cristalline.

I. Structure des corps purs

I.1 Structure cristalline des corps pur à l'état solide : solides ioniques, atomiques et moléculaires

L'état solide est caractérisé par une forme propre et un volume propre, on le caractérise comme un état ordonné.

Un monocristal (cristal unique solide) est formé d'entités (atomes, molécules ou ions) réparties régulièrement selon un réseau tridimensionnel, chaque entité ayant sa place dans le cristal. L'ensemble est ordonné selon des motifs ou mailles cristallines qui se répètent périodiquement.

Une maille cristalline est un assemblage régulier et compact d'ions d'atomes ou de molécules.

I.1.1 Les solides ioniques

Ils sont constitués d'un assemblage d'ions positifs et négatif

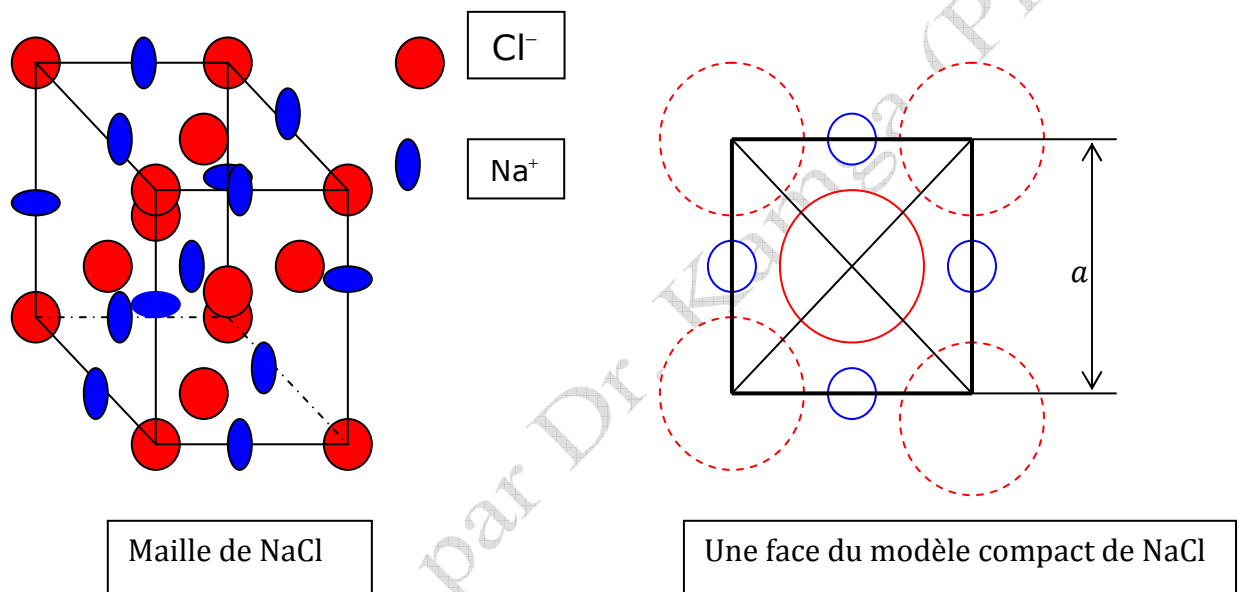
Exemple : Cas du chlorure de sodium.

Le chlorure de sodium est obtenu par évaporation lente d'eau de mer. Il est formé d'ions chlorure (Cl^-) et d'ions sodium (Na^+) en nombre égaux. La maille du chlorure de sodium est cubique et possède 8 ions à

chacun de ses sommets et 6 ions au centre de chaque face, la maille est donc dite cubique à face centrée d'arête $a = 560\text{pm}$

❖ Détermination de la formule statistique du chlorure de sodium

Dans un maille, les ions Cl^- occupent le sommet et le centre de chaque face et, les ions Na^+ occupent les milieux des arêtes et le centre de la maille.



Le nombre de chaque type d'ion est obtenu en faisant sa somme dans la maille.

▪ Nombre d'ions Cl^-

Au sommet, chaque ion Cl^- contribue pour $1/8$ dans la maille, soit $8 \times 1/8 = 1 \text{Cl}^-$ pour les 8 sommets.

Au centre de chaque face, chaque ion contribue pour $1/2$ dans la maille soit $6 \times 1/2 = 3 \text{Cl}^-$ pour les 6 faces. On a alors un total de 4 ions Cl^- .

▪ Nombre d'ions Na^+

Au milieu de chaque arête l'ion Na^+ contribue pour $1/4$ dans la maille soit $12 \times 1/4 = 3 \text{Na}^+$ pour le 12 arêtes et il y a 1Na^+ au centre de la maille soit un total de 4 ion Na^+ .

La molécule de $NaCl$ étant électriquement neutre car contient autant de charge + que -, sa formule statistique doit rendre compte de cela d'où l'écriture : $NaCl$.

Cas général.

Les solides ioniques sont constitués d'ions positifs et négatifs, ils constituent une structure électriquement neutre. On les représente généralement par une formule statistique (brute) dans laquelle n'apparaît pas la charge des ions. L'ion positif s'écrivant toujours avant l'ion négatif. Pour un solide ionique formé d'ions A^{a+} et B^{b-} la formule statistique est A_bB_a .

Exercice d'application :

Déterminer la formule statistique des solides ioniques formés à partir de (Na^+ et OH^-) ; (NH_4^+ et SO_4^{2-}) ; (S^{2-} et Al^{3+}) ; (NH_4^+ et PO_4^{3-}).

I.1.2 Les solides atomiques.

Les solides atomiques sont constitués d'un assemblage compact et ordonnés d'atomes. Généralement on les représente par le symbole de l'élément qui les constitue. (Fer (Fe), Argent (Ag), cuivre (Cu), aluminium (Al))

Exemple : Cas du carbone

Le carbone est un solide atomique constitué d'un assemblage d'atomes de carbones. Il se présente sous deux formes cristallisées ayant des propriétés physiques différentes mais des propriétés chimiques identiques. Ces formes cristallisées sont le graphite et le diamant. Ces deux variétés sont appelées **variétés allotropiques** du carbone.

❖ Le carbone diamant.

La maille cristalline du diamant est constituée d'atomes de carbone liés par des liaisons covalentes et, il n'existe pas d'électrons célibataires. La structure du diamant lui donne les propriétés suivantes :

- le diamant est un isolant.
- Il est très dur.

- Il a des propriétés optiques particulières (il scintille).

❖ **Le carbone graphite.**

Sa maille est constituée d'atomes de carbones trivalents, sa structure lui confère les propriétés particulières :

- il est conducteur.
- Il est friable.
- Il a des propriétés lubrifiantes.

Remarque : A l'exception du mercure qui est liquide à température ordinaire, tous les autres métaux sont solides.

I.1.3 Les solides moléculaires.

Un solide moléculaire est un assemblage ordonné de molécules. Les solides moléculaires sont représentés par la formule des molécules qui les constituent.

Exemple : H_2O (eau), CaCO_3 (carbonate de calcium), CO_2 (dioxyde de carbone).

I.2 Structure des corps purs à l'état liquides : liquides moléculaires et ioniques.

Contrairement aux solides, les liquides sont des substances qui n'ont point de forme propre et sont incompressibles. Ils font partie de la famille des fluides (corps qui peut couler).

I.2.1 Les liquides moléculaires :

Les liquides moléculaires sont formés de molécules. Ils ont la particularité d'être de mauvais conducteur électrique. On les représente généralement par la formule des molécules qui les constituent.

Exemple : H_2O (eau) ; acétone ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$) ; l'éthanol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$).

I.2.2 Les liquides ioniques :

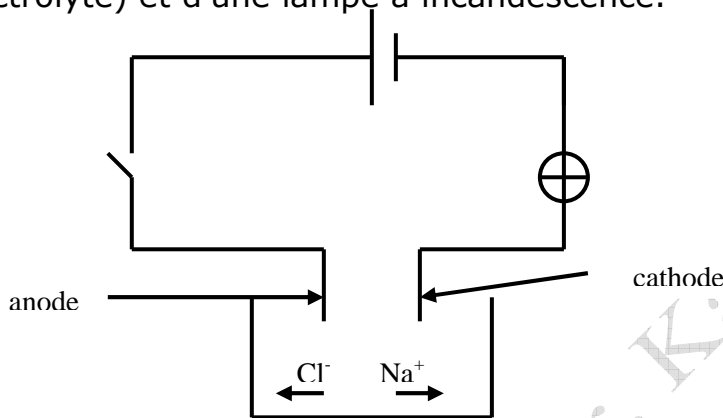
Obtenus par fusions des solides ioniques, les liquides ioniques sont de bons conducteurs de courant électrique. On les représente en indiquant les ions qui les constituent séparés par le signe + et en respectant la neutralité électronique.

Exemple: NaCl ($\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$); $\text{Al}(\text{OH})_3$ ($\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^-$).

❖ Electrolyse du chlorure de sodium fondu

L'électrolyse est la décomposition d'une substance à l'état fondu ou en solution par le passage du courant électrique. Elle est réalisée dans un creuset transparent appelé électrolyseur.

Considérons le montage électrique ci-dessous constitué d'un générateur d'un interrupteur, d'un électrolyseur contenant du NaCl fondu (électrolyte) et d'une lampe à incandescence.



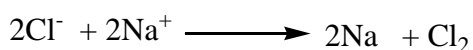
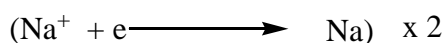
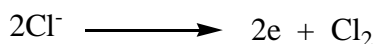
Lorsque l'interrupteur est fermé, on observe :

- un dégagement de gaz couleur verdâtre à l'anode : c'est dichlore
- un dépôt d'une substance à la cathode qui s'enflamme spontanément à l'air : c'est le sodium.

Ces observations sont dues au fait que lorsqu'on ferme l'interrupteur, les ions (Cl^-) sont attirés par l'anode, une fois à l'anode ils subissent une oxydation (réaction au cours de laquelle une espèce chimique perd des électrons) suivant l'équation : $2\text{Cl}^- \longrightarrow 2e^- + \text{Cl}_2$.

Pendant ce temps les ions positifs Na^+ sont attirés par la cathode où ils subissent une réduction (réaction au cours de laquelle une espèce chimique gagne) suivant l'équation $\text{Na}^+ + e^- \longrightarrow \text{Na}$.

L'équation bilan de la réaction qui a lieu est donc :



I.3 Structure des corps purs à l'état gazeux :

Les gaz sont formés de molécules en agitation constante et désordonnés. Ils n'ont pas de forme propre, ils sont compressibles et expansibles.

❖ Loi ou hypothèse D'Avogadro-Ampère

Enoncé : Des volumes égaux de gaz différents pris dans les mêmes conditions de température et de pression renferment le même nombre de molécules.

Exercice d'application :

A- On considère l'équation suivante : $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$.

1. Équilibrer cette équation.
2. On dispose de $n_{\text{NH}_3} = 15 \text{ mol}$.

2.1 Quelle quantité de dioxygène faut-il ajouter pour obtenir un mélange stœchiométrique ?

2.2 Quel est la composition du mélange une fois la réaction achevée ?

B- On considère la réaction : $\text{CuO} + \text{C} \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{Cu}$. Équilibrer-la.

1. On dispose d'un mélange comportant 8 mol de CuO et 5 mol de carbone. Ce mélange est-il dans les proportions stœchiométriques ? Si non quel est le réactif en défaut.
2. Quelle est la composition du mélange une fois la réaction achevée ?

C – on réalise l'électrolyse de l'alumine (Al_2O_3) fondue .

- 1) L'alumine est-elle un solide ionique ? pourquoi ?
- 2) Ecrire la formule de l'alumine fondue
- 3) Quels sont les corps obtenus aux électrodes ?
- 4) Ecrire les équations des réactions aux électrodes

CHAPITRE 5 : LA DISSOLUTION DANS L'EAU DES SOLIDES IONIQUES : LA CONCENTRATION DANS UNE SOLUTION.

Objectifs :

- Ecrire l'équation de dissolution dans l'eau d'un solide ionique.
- Déterminer la concentration d'une solution et d'une espèce chimique dans une solution

Introduction

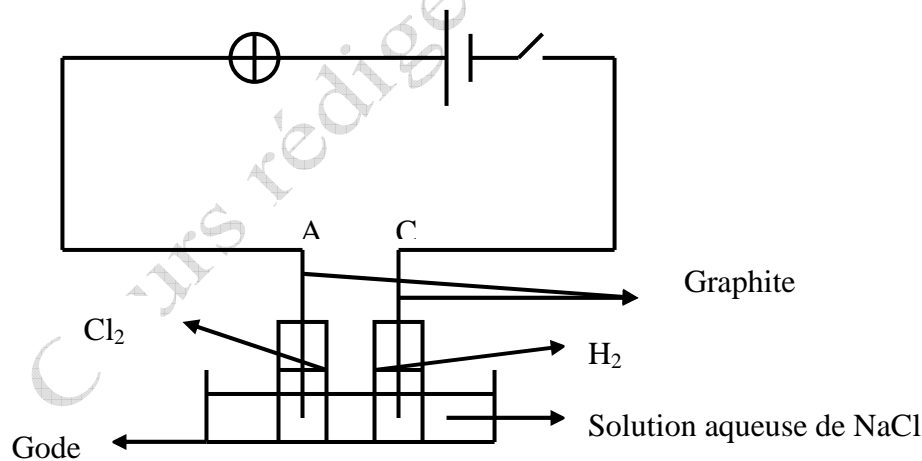
Les composés ioniques sont constitués d'ion positifs et négatifs disposés dans une structure ordonnée et compact. La cohésion de la maille est assurée par des forces électrostatiques. En général, les composés ioniques sont insolubles dans l'eau.

I. Dissolution dans l'eau des solides ioniques.

I.1 Electrolyse de la solution aqueuse de chlorure de sodium.

▪ **Expérience**

Dissolvons le chlorure de sodium dans l'eau, nous obtenons une solution dont nous pouvons réaliser l'électrolyse.



▪ **observation**

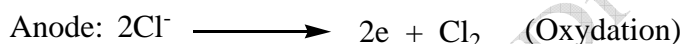
Lorsque l'interrupteur est ouvert, on constate que la solution autour de l'électrode C est incolore et, colorée en bleu violacée autour de l'électrode A.

Lorsque l'on ferme l'interrupteur, on observe :

- Que la lampe brille.
- Un dégagement de gaz sur chaque électrode.
- Une coloration en rouge violacée au niveau de l'électrode C tandis que la solution se décolore à l'électrode A.
- Une détonation légère lorsqu'on approche une buchette d'allumette enflammée (caractéristique du H₂).
- Un dégagement d'odeur d'eau de javel.

▪ **Interprétation.**

- Le fait que la lampe brille montre que le courant circule dans la solution NaCl (électrolyte).
- Les équations traduisant la formation des gaz sont :



- l'odeur d'eau de javel provient de la réaction entre la solution basique d'hydroxyde de sodium (Na⁺ + OH⁻) avec le dichlore dissout conduisant à la formation de la solution d'hypochlorite de sodium (eau de javel) tel que :



▪ **Conclusion**

La solution aqueuse d'un composé ionique conduit le courant électrique : Elle contient des ions. Au cours de la dissolution d'un composé ionique dans l'eau, il ya dislocation des cristaux puis dispersion des ions.

I.2 La dissolution dans l'eau du sulfate de cuivre II anhydre : Influence de la solvatation sur la couleur des ions.

Expérience :

Lorsqu'on introduit quelques cristaux de sulfate de cuivre II (CuSO_4) anhydre (sec) de couleur blanche dans un bécher contenant de l'eau, on constate que la solution devient bleue et si l'on touche le bas du bécher, il chauffe.

L'hydratation des ions est donc un phénomène exothermique qui est à l'origine de la coloration de certains ions en solution, c'est ainsi que l'on a :

Nom de l'ion	ion cuivrique	Ion permanganate	Ion dichromate	Ion cobalt	Ion fer II	Ion fer III	Ion chlorure	Ion sulfate	Ion sodium
Formule de l'ion	Cu^{2+}	MnO_4^-	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Co^{2+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Cl^-	SO_4^{2-}	Na^+
Couleur en solution aqueuse	Bleu	Violet	Orange	Rose	Vert	Brun jaune/ rouille	Incolore	Incolore	incolore

Remarque :

- les cristaux de sulfate sec au contact de l'air fixent des molécules d'eau et bleuissent. On obtient donc du sulfate de cuivre II pentahydraté de formule $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

I.3 Mécanisme et effet thermique de la dissolution dans l'eau des solides ioniques

La dissolution des solides ioniques résulte de trois phénomènes :

- **La dissociation du cristal**
- **La dispersion des ions parmi les molécules du solvant.**
- **L'hydratation des ions.**

Certains de ces phénomènes s'accompagnent soit d'un dégagement d'énergie (l'hydratation), soit nécessitent de l'énergie pour avoir lieu (dissociation et dispersion). Par convention, l'énergie nécessaire pour dissocier et disperser les cristaux notée Q_d est comptée positivement et celle nécessaire pour hydrater les cristaux notée Q_h est comptée négativement. Il en résulte donc que, l'énergie de dissolution notée Q_{dis}

est la somme algébrique des énergies de dissociation et de dispersion du cristal Q_d et d'hydratation Q_h d'où $Q_{dis} = Q_d + Q_h$.

La dissolution d'un solide ionique est une réaction chimique qui peut être : **Athermique** ($Q_{dis} = 0$), **exothermique** ($Q_{dis} < 0$) ou **endothermique** ($Q_{dis} > 0$).

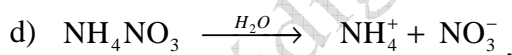
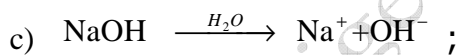
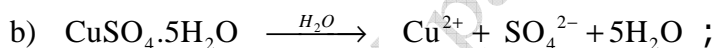
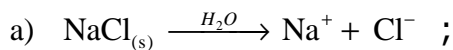
Une réaction chimique est dite **athermique** lorsqu'elle n'absorbe ni ne libère de la chaleur. Dans ce cas $|Q_h| = Q_d$ (car $Q_h < 0$)

Une réaction chimique est dite **exothermique** lorsqu'elle libère de la chaleur. Dans ce cas $|Q_h| > Q_d$.

Une réaction chimique est dite **endothermique** lorsqu'elle absorbe de la chaleur. Dans ce cas $|Q_h| < Q_d$.

Les phénomènes de dispersion et de solvation des ions se traduisent par une équation bilan associée à la dissolution d'un solide ionique ou équation de mise en solution.

Exemples :



I.4 Solubilité

I.4.1 Définition :

La solubilité d'un solide ionique est numériquement égale à la masse maximale de ce solide ionique que l'on peut dissoudre dans un litre de solvant pour atteindre la saturation à une température donnée. Elle se note S et s'exprime en (g/L).

$$S = \frac{m}{V} \text{ or } n = \frac{m}{M} \Leftrightarrow m = n \times M \text{ alors, } S = \frac{n \times M}{V} = C \times M. \text{ C étant}$$

la concentration molaire de la solution (mol/L).

I.4.2 Facteur influant sur la solubilité.

L'expérience montre que la solubilité varie avec :

- la température. Elle augmente dans le cas des réactions endothermique, diminue dans le cas des réactions exothermiques et varie peu lors des réactions athermiques.
- Le solvant. La solubilité croit avec la polarité des solvants, plus un solvant est polaire, mieux il dissout les cristaux ioniques.

II. La concentration dans une solution

II.1 La concentration molaire d'une solution.

Généralement noté C , la concentration molaire d'une solution est égale à la quantité de matière de soluté dissoute dans 1L de solution. D'où

$$C = \frac{n}{V} \text{ avec, } C \text{ (mol/L), } n \text{ (mol), } V \text{ (L).}$$

Remarques :

- une solution est dite **molaire**, **décimolaire** ou **centimolaire** lorsque sa concentration vaut respectivement 1mol/L ; 0,1mol/L ; 0,01mol/L.
- la dilution est un processus qui consiste à diminuer la concentration d'une solution en y ajoutant un volume V d'eau distillée. La quantité de matière d'un soluté restant constante. Si n_i est la quantité de matière de soluté avant la dilution et n_f celle après, on a : $n_i = n_f$ soit $C_i V_i = C_f V_f$. C'est la relation de dilution.

Exercice d'application :

- A) Déterminer la concentration molaire d'une solution de sulfate de cuivre CuSO_4 obtenue en dissolvant 1,5g de cristaux de CuSO_4 et en complétant le volume d'eau à 500mL on donne en g/mol : Cu = 63,5, S = 32, O = 16.
- B) On dispose d'une solution S_1 décimolaire de ZnCl_2 de volume $V_1 = 200\text{mL}$. On la dilue en ajoutant 300mL d'eau. Quelle est la concentration C_2 de la solution obtenue ?

II.2 Concentration molaire d'une espèce chimique A contenue dans une solution.

La concentration molaire d'une espèce chimique A dans une solution est la quantité de matière de cette espèce dissoute dans 1L de solution. Si n_A représente la quantité de matière de l'espèce A dans un volume V de solution, la concentration molaire notée [A] de l'espèce A est donnée par :

$$\boxed{[A] = \frac{n_A}{V}} \text{ . Avec } [A](\text{mol/L}), n_A(\text{mol}), V(\text{L}).$$

Remarque :

Une solution ionique est électriquement neutre car elle contient autant de charges positives que négatives. Cette neutralité électrique se traduit par une équation appelée équation d'électroneutralité. Ainsi, si une solution contient les ions M^{m+} , N^{n+} , T^{t-} , V^{v-} , l'équation d'électroneutralité se traduit par :

$$m[M^{m+}] + n[N^{n+}] = t[T^{t-}] + v[V^{v-}]$$

II.3 La concentration massique d'une espèce chimique dans une solution.

La concentration massique d'une espèce chimique contenue dans une solution est numériquement égale à la masse de l'espèce chimique considérée dans un litre de solution. Soit A l'espèce chimique, m_A sa masse et V le volume de la solution, sa concentration massique notée C_m est donnée par :

$$\boxed{C_m = \frac{m_A}{V}} \text{ . comme } n_A = \frac{m_A}{M_A} \text{ , } m_A = n_A M_A \text{ d'où } C_m = \frac{n_A M_A}{V} = [A] M_A \text{ .}$$

Exercice d'application :

On dissout 5 g de sulfate d'aluminium ($Al_2(SO_4)_3$) dans l'eau et en complétant le volume à 500 cm^3 .

1) Calculer la concentration molaire de la solution

- 2) Ecrire l'équation de mise en solution du sulfate d'aluminium.
- 3) Déterminer les concentrations des différents ions contenus dans la solution .
- 4) Vérifier l'électroneutralité de la solution.

Cours rédigé par Dr. Kamga (Pleg)

CHAPITRE 6 : LE CHLORURE D'HYDROGENE ET L'ACIDE CHLORHYDRIQUE

Objectifs :

- Différencier le chlorure d'hydrogène de l'acide chlorhydrique.
- Etablir les propriétés des solutions acides.

I. Le chlorure d'hydrogène

I.1 Propriétés physiques.

Le chlorure d'hydrogène est un gaz incolore d'odeur piquante et de formule brute HCl. Sa température de liquéfaction est **-85°C** et celle de solidification -115°C. Sa densité par rapport à l'air vaut $d \approx M/29 \approx 36,5/29 \approx 1,26$. C'est donc un gaz plus dense que l'air.

L'expérience de « jet d'eau » montre que le chlorure d'hydrogène est soluble en grande quantité dans l'eau. En effet, à 20°C sous la pression atmosphérique, un litre d'eau peut dissoudre environ 450L de ce gaz.

Remarque :

- le chlorure d'hydrogène est préparé en industrie par action du dihydrogène sur du dichlore tel que : $H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2HCl$.
- La réaction du chlorure d'hydrogène avec l'eau est exothermique.
- La molécule de chlorure d'hydrogène est polaire $\delta^+H \text{ --- } \overset{\ominus}{Cl} \delta^-$

I.2 Structure du chlorure d'hydrogène

lorsqu'on refroidit le chlorure d'hydrogène jusqu'à - 85 °C , le liquide obtenu ne conduit pas le courant électrique : il ne contient donc pas d'ions, il est constitué des molécules de HCl.

I.3 Propriétés chimiques du chlorure d'hydrogène

I.3.1 Action du chlorure d'hydrogène sur l'ammoniac

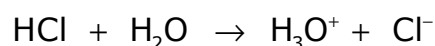
L'expérience montre que, lorsqu'on fait réagir du chlorure d'hydrogène sur de l'ammoniac (NH₃), il se forme des fumées blanches. L'analyse de ces fumées révèle qu'il s'agit de celles de chlorure d'ammonium de formule

brute NH_4Cl , solide ionique. L'équation de la réaction qui à lieu s'écrit :



I.3.2 Réaction du chlorure d'hydrogène avec l'eau

Le chlorure d'hydrogène réagit avec l'eau avec un dégagement de la chaleur. Au cours de cette réaction, il se forme les ions chlorures Cl^- et les ions hydroniums H_3O^+ . L'équation traduisant cette réaction est :

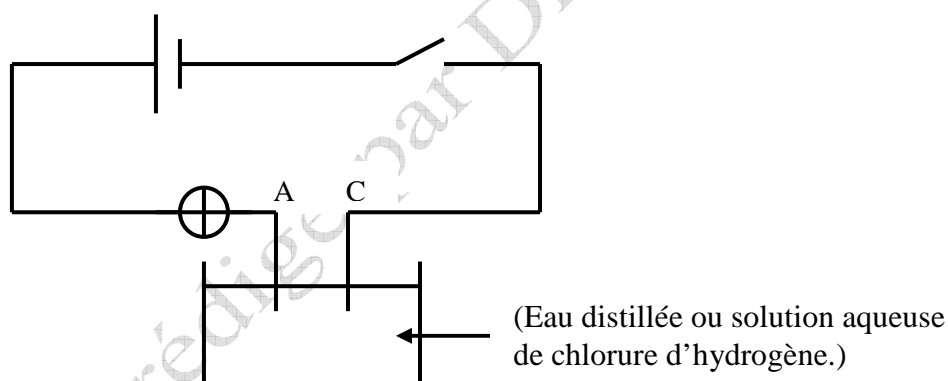


Remarque :

Les solutions aqueuses de chlorure d'hydrogène sont appelées solution d'acide chlorhydrique.

II. La solution aqueuse de chlorure d'hydrogène ou acide chlorhydrique

II.1 Expérience : Electrolyse de l'acide chlorhydrique



II.2 Observation et interprétation.

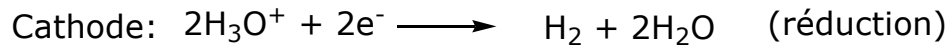
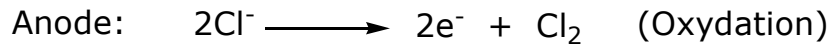
Lorsque l'électrolyseur contient de l'eau distillée, on n'observe rien au niveau des électrodes de même, la lampe ne brille pas.

Lorsqu'on remplace l'eau distillée par une solution aqueuse de chlorure d'hydrogène, on constate que :

- la lampe brille.
- Il y'a dégagement des gaz aux électrodes : H_2 à la cathode et Cl_2 à l'anode.

La solution de chlorure d'hydrogène conduit le courant électrique : Elle renferme donc les ions. (les ions H_3O^+ et les ions Cl^-)

L'apparition des gaz se traduit par les équations :



Remarques :

1-la solution d'acide chlorhydrique ne renferme aucune molécule de chlorure d'hydrogène, la réaction entre HCl et l'eau est totale et libère 1 mole d'ion H_3O^+ . On dit que le chlorure d'hydrogène est **un monoacide fort**.

fort.

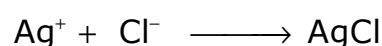
2- La solution aqueuse de chlorure d'hydrogène se représente par ($\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$).

III. Les propriétés de la solution aqueuse de chlorure d'hydrogène.

Les propriétés de la solution d'acide chlorhydrique sont celles des ions hydroniums (H_3O^+) et chlorure (Cl^-) qu'elle contient. Les propriétés les plus importants sont dues aux ions hydroniums.

III.1 Propriété des ions chlorures (Cl^-).

L'expérience montre que, en ajoutant quelques gouttes d'une solution de nitrate d'argent ($\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$) à une solution diluée de chlorure d'hydrogène, il apparaît immédiatement un précipité blanc de chlorure d'argent (AgCl) insoluble dans l'eau, qui noircit en présence de la lumière. L'équation de la réaction est :



Remarque:

Le même précipité s'obtiendrait avec une solution de chlorure sodium ($\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$).

Les ions NO_3^- et H_3O^+ ne réagissent pas au cours de cette réaction, ce sont des **ions spectateurs**.

III.2 Propriétés des ions hydroniums (H_3O^+).

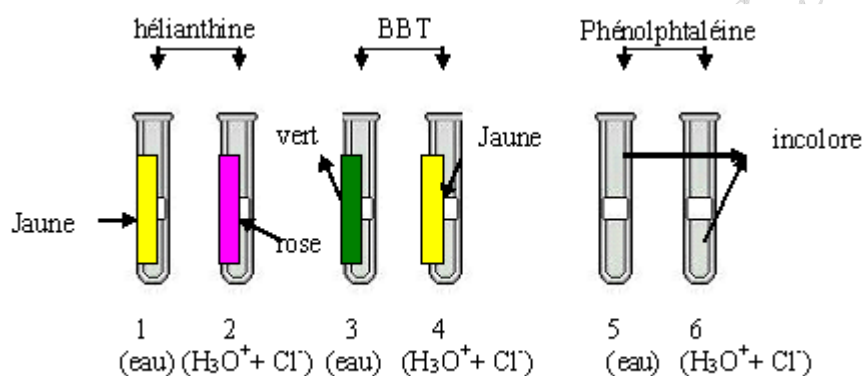
III.2.1 Action sur les indicateurs colorés.

Un **indicateur coloré** est une substance chimique dont la couleur change en fonction de la nature de la solution dans laquelle il se trouve.

Les indicateurs colorés couramment utilisés au laboratoire de chimie sont : l'hélianthine ; le bleu de bromothymol (BBT) et la Phénolphthaléine

Expérience :

Dans deux tubes à essai contenant respectivement de l'eau distillé et de l'acide chlorhydrique, versons chacun des indicateurs colorés et observons chaque fois les changements de couleur.



Conclusion :

Les changements de couleurs, observés avec l'hélianthine et le bleu de bromothymol, sont dus à la présence d'ions H_3O^+ dans la solution.

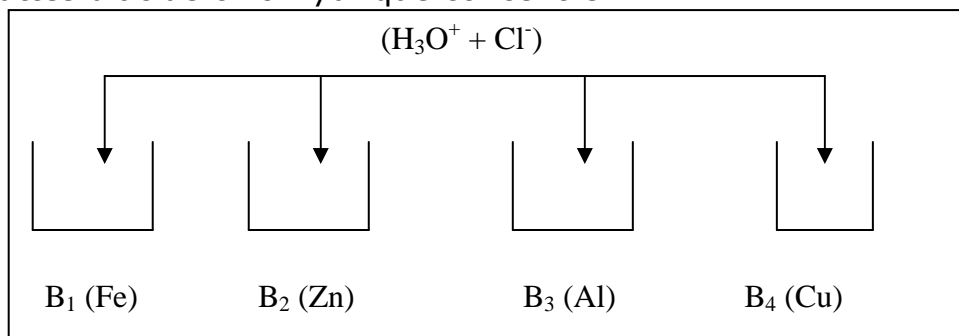
Remarque:

- la même expérience faite avec une solution aqueuse de chlorure de sodium ne donne aucun changement de couleur, ce qui montre bien que seul l'ion H_3O^+ provoque le changement de teinte.
- Toutes les solutions acides ont le même comportement envers les indicateurs colorés que l'acide chlorhydrique.

III.2.2 Actions sur les métaux.

a) Expérience :

Dans quatre bécher contenant respectivement chacun une poudre métallique de fer, de zinc, d'aluminium et de cuivre, versons quelques gouttes d'acide chlorhydrique concentré.



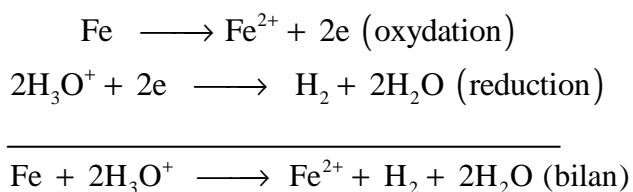
b) Observation et interprétation.

Dans les trois premiers béchers, on observe une effervescence, un dégagement de gaz qui détonne à l'approche d'une allumette (H_2) et un réchauffement du fond extérieur des béchers.

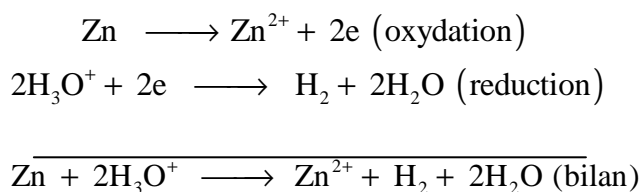
Dans le 4^{ème} bécher, on n'observe rien.

Les demi-équations et les équations bilans des réactions dans chaque bécher sont :

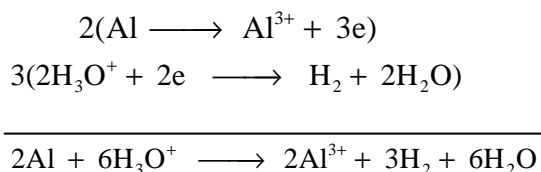
Dans le bécher B₁ :



Dans le bécher B₂ :



Dans le bécher B₃ :



Au cours de ces réactions, les ions Cl^- sont des ions spectateurs ou indifférents car ils ne participent pas à la réaction. Les métaux (Fe, Zn, Al) ont perdu des électrons, on dit qu'ils se sont oxydés ce sont des **réducteurs** alors que les ions H_3O^+ ont captés des électrons et se sont réduits, ce sont les **oxydants**. De telles réactions sont appelées **réaction d'oxydoréduction**.

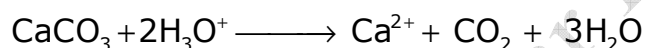
Une **réaction d'oxydoréduction** est une transformation au cours de laquelle il y'a oxydation du réducteur et réduction de l'oxydant.

Conclusion :

Les solutions d'acide chlorhydrique attaquent certains métaux avec dégagement de H_2 et les réactions sont exothermiques.

III.2.3 Action sur le carbonate de calcium

En faisant tomber quelques gouttes d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$) sur du carbonate de calcium solide (CaCO_3) on observe un dégagement d'un gaz qui trouble l'eau de chaux (CO_2) suivant l'équation :



III.2.4 Action sur l'hydroxyde de sodium (NaOH)

Les ions hydronium réagissent avec les ions hydroxyde (OH^-) avec formation des molécules d'eau selon l'équation : $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

IV. D'autres exemples de solutions acides

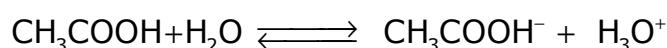
Les acides sont classés en deux groupes selon que leur ionisation dans l'eau est partielle ou totale.

IV.1 Le acides organiques.

Contrairement à l'acide chlorhydrique, les acides organiques s'ionisent partiellement en solution, on dit que ce sont des **acides faibles**.

Exemples : L'acide éthanoïque ou acétique (trouvé dans le vinaigre) de formule brute CH_3COOH , l'aspirine, la vitamine C ou acide ascorbique.

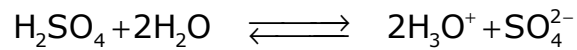
Dans le cas d l'acide éthanoïque, l'équation de mise en solution est :



IV.2 Les acides minéraux

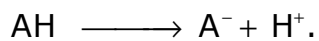
Les acides minéraux s'ionisent totalement en solution, on dit que ce sont des **acides forts**. **Exemples** : L'acide sulfurique H_2SO_4 , l'acide nitrique HNO_3 , l'acide phosphorique H_3PO_4 .

Dans le cas de l'acide sulfurique, l'équation de mise en solution est :



V. Définition générale d'un acide

Selon Bronsted, un acide est toute espèce chimique susceptible de libérer un ou plusieurs protons H^+ au cours d'une réaction chimique :



Exercice d'application :

CHAPITRE 7 : HYDROXYDE DE SODIUM ET SES SOLUTIONS AQUEUSES

Objectifs :

- Connaître les propriétés des solutions basiques.

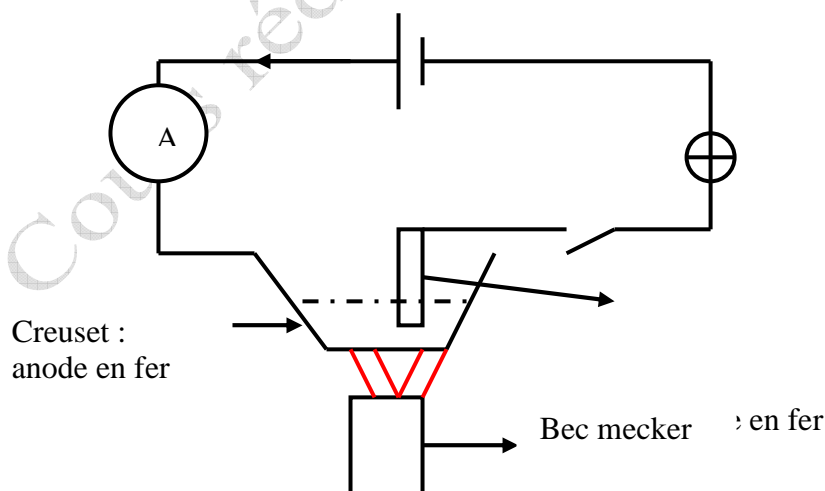
I. propriétés physique de l'hydroxyde de sodium

L'hydroxyde de sodium, de formule brute NaOH, de masse molaire $M = 40\text{g/mol}$, souvent appelé soude, est un corps solide dans les CNTP. Il est constitué de cristaux à structure ionique formée d'ion sodium Na^+ et d'ions hydroxyde OH^- . Il est commercialisé habituellement sous forme de pastilles ou de paillettes blanche. Sa densité est $d = 2,13$, sa température de fusion 318°C et sa température d'ébullition est de 1390°C .

II. Electrolyse de la soude fondue.

II.1 expérience.

Considérons le dispositif ci-dessous comportant en série : un générateur, une lampe, un interrupteur, et creuset en fer (électrolyseur). Introduisons des pastilles de soude dans le creuset et fermons l'interrupteur.



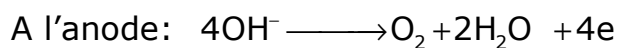
II.2 Observation et interprétation

Lorsqu'on ferme l'interrupteur, on constate la lampe ne brille pas.

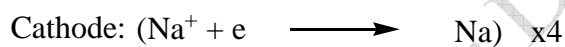
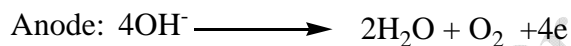
Chauffons la soude dans le creuset jusqu'à fusion et fermons à nouveau l'interrupteur

- Que la lampe brille ce qui signifie que le courant circule dans le circuit.
- Il y'a formation du sodium métallique au niveau de la cathode qui s'enflamme spontanément au contact de l'air (flamme jaune).
- Il y'a un dégagement gazeux au niveau de l'anode, l'analyse montre qu'il s'agit de O₂.

Les réactions chimiques traduisant ces observations sont :



L'équation bilan de la réaction est :

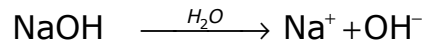


Remarques :

- Abandonné à l'air, l'hydroxyde de sodium absorbe spontanément l'humidité, on dit que la soude est **déliquescente**. (elle doit donc être conservée dans des flacons soigneusement bouchés).
- La soude attaque les tissus organiques, tel que la peau en fixant l'eau des cellules. On dit qu'elle est **caustique**. C'est un produit qui doit être manipulé avec le plus grand soin. La causticité de la soude est une conséquence de ses propriétés déshydratantes (lorsque l'on veut sécher certaines substances, on les fait passer dans de la soude qui fixe les molécules d'eau).
- On prépare industriellement la soude par électrolyse de l'eau salée, la soude est d'un grand intérêt : fabrication du savon, de détergents, eau de javel, les produits pour déboucher les lavabos. Etc.

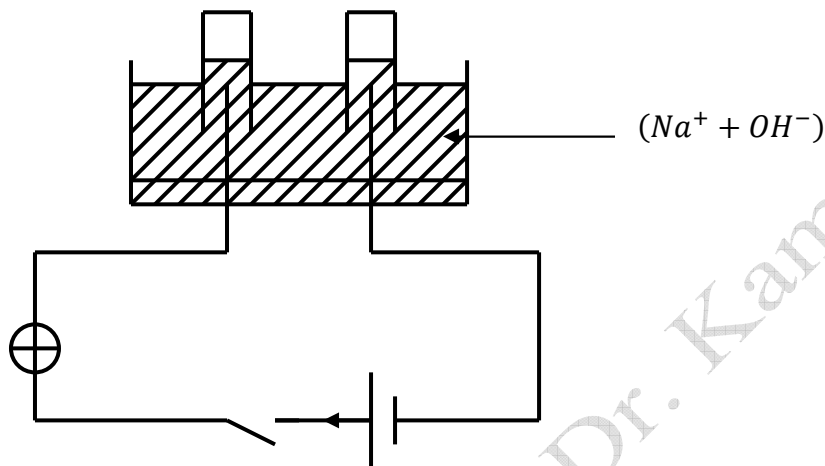
III. Electrolyse d'une solution aqueuse de soude.

La solution aqueuse de soude contient les ions Na^+ et OH^- obtenus suivant la réaction :



III.1 Expérience.

Considérons le dispositif ci-dessous :

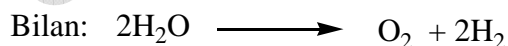
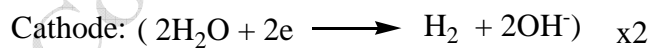
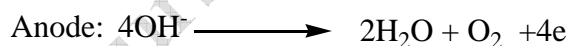


III.2 Observation et interprétation

Lorsqu'on ferme l'interrupteur, on constate :

- que la lame brille.
- Un dégagement de gaz : H_2 à la cathode et O_2 à l'anode.

Les réactions chimiques traduisant la formation de ces gaz ainsi que l'équation bilan sont :



L'électrolyse en solution de la soude se résume donc à une décomposition de l'eau toute fois, cette réaction serait impossible en l'absence des ions Na^+ et OH^- qui permettent le passage du courant électrique.

Le bilan montre qu'il se forme une mole de H_2 pour une demi-mole de O_2 .
Le volume du H_2 formé est donc le double de celui de O_2 .

IV. les propriétés de la solution d'hydroxyde de sodium

Les propriétés d'une solution d' $NaOH$ sont celle des ions Na^+ et OH^- qu'elle contient. Les propriétés les plus importantes sont dues aux ions OH^- , on les appelle propriétés basiques.

IV.1 Actions des ions hydroxyde OH^- sur les indicateurs colorés.

Comme dans le chapitre précédent, en versant respectivement de l'hélianthine, du BBT et de la phénolphtaléine dans 2 tubes contenant un de l'eau distillée et l'autre de la soude, on observe un changement de coloration de certains indicateurs colorés. Le tableau ci-dessous résume ces observations :

	Eau distillée	Solution de soude
Hélianthine	Jaune	Jaune
BBT	Vert	BLEU
Phénolphtaléine	Incolore	Rouge violacé.

Les changements de couleur du BBT et de la phénolphtaléine sont dus aux ions OH^- .

Remarques :

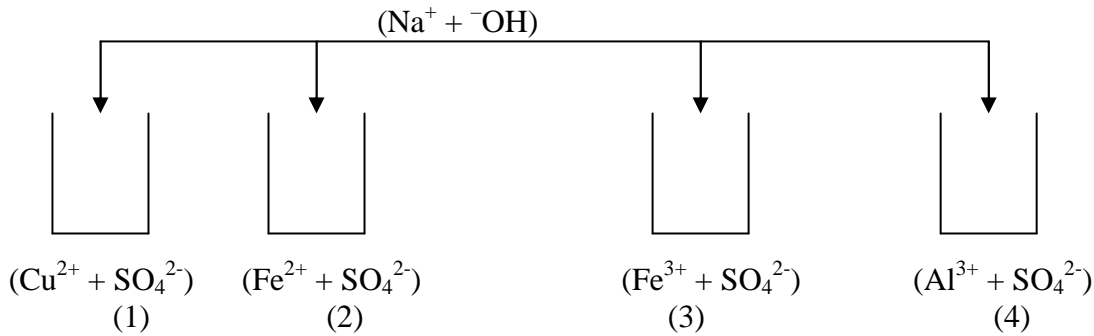
- les solutions qui font virer les indicateurs colorés comme la solution de soude sont appelées solutions basiques. Ce caractère basique est dû à la présence des ions OH^- .
- L'ionisation de la soude est totale, c'est donc une **base forte**.

NB : les solutions très diluées de soude sont fades ; cependant il ne faut pas goûter les solutions au laboratoire.

IV.2 Actions des ions OH^- sur des solutions contenant des ions métalliques.

a) Expérience.

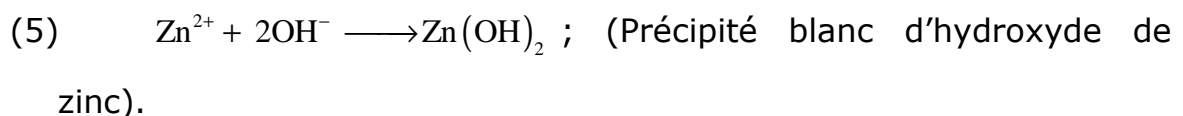
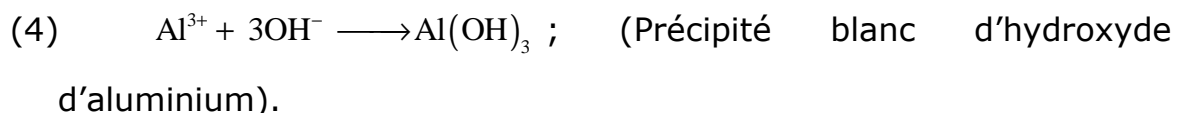
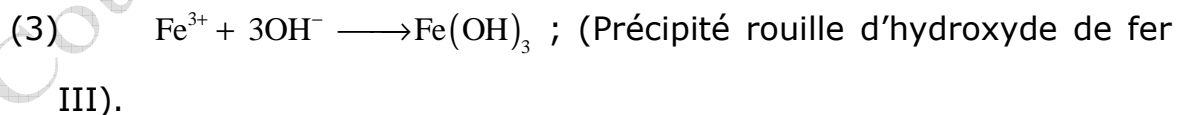
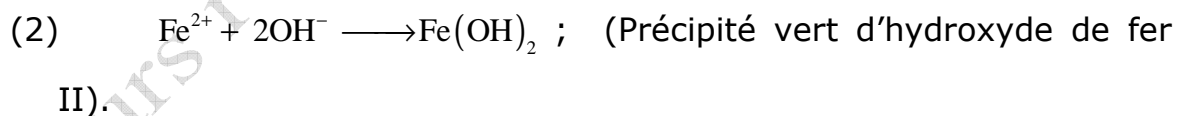
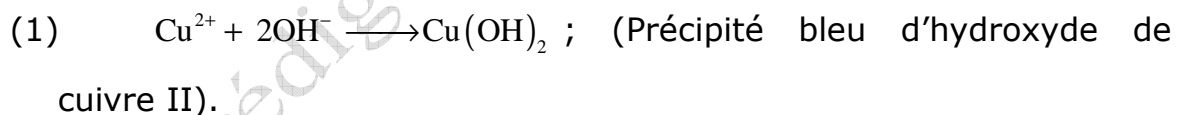
Considérons le dispositif ci-dessous :



b) Observation et interprétation

Après ajout de quelques gouttes de NaOH, il apparaît immédiatement des précipités solides, plus ou moins gélatineux, de couleurs diverses. Au cours des réactions chimiques qui ont lieu, les anions accompagnant les ions métalliques sont spectateurs.

Les équations traduisant la formation des précipités dans chacun des tubes sont :

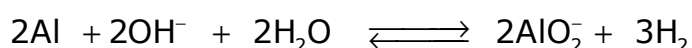


Remarques :

- $Zn(OH)_2$ se redissout dans un excès d'hydroxyde de sodium et dans l'ammoniac, alors que $Al(OH)_3$ bien que se redissout dans un excès de NaOH reste insoluble dans l'ammoniac, ce qui permet de différencier les deux précipités.

IV.2 Action des ions OH^- sur certains métaux**IV.2.1 Action des ions OH^- sur l'aluminium**

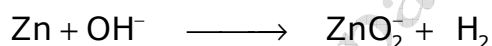
Une solution de soude quelque soit sa concentration attaque l'aluminium, la réaction à lieu avec dégagement de H_2 , l'équation bilan s'écrit :



La solution contenant les ions Na^+ et AlO_2^- est une solution d'aluminate de sodium.

IV.2.2 Action des ions OH^- sur le zinc

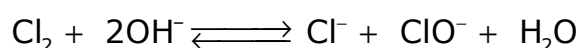
Le zinc est attaqué à température élevée par une solution concentrée de NaOH suivant l'équation bilan :



La solution contenant les ions Na^+ et ZnO_2^- est une solution de zincate de sodium.

IV.3 Action des ions OH^- sur le dichlore : Formation de l'eau de javel

En versant quelques gouttes de sodes dans un flacon contenant du dichlore (Cl_2) tout en agitant, on constate qu'il y'a disparition de la couleur verte du Cl_2 et on peut inhaler une forte odeur d'eau de javel. L'équation bilan de la réaction est :

**V. D'autres exemples de solutions basiques.**

L'hydroxyde de potassium (KOH), l'hydroxyde de calcium ($Ca(OH)_2$) sont des bases fortes car elles s'ionisent totalement avec l'eau tel que.

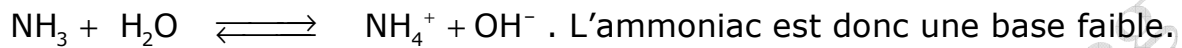


Remarque :

Ca(OH)_2 est obtenu par réaction de l'eau avec la chaux vive CaO .

Ca(OH)_2 est appelé chaux morte ou éteinte

L'ammoniac (NH_3), gaz très soluble dans l'eau s'ionise partiellement en solution, avec formation d'ion OH^- . L'équation bilan de la réaction est :



VI. Définition générale d'une base.

Selon Bronsted, on appelle **base** tout corps susceptible de fixer un proton H^+ au cours d'une réaction chimique.

CHAPITRE 8 : LE pH DES SOLUTIONS AQUEUSES

Objectifs :

- montrer que toute solution aqueuse renferme des ions H_3O^+ et peut être caractérisée par son pH.

I. Définition et mesure du pH

I.1. Définition

Dans toute solution aqueuse, en plus des espèces chimiques apportées par le soluté, il existe toujours des ions hydroniums H_3O^+ et hydroxydes OH^- dans des proportions généralement différents.

La concentration des ions H_3O^+ dans une solution, en général petite, s'exprime le plus souvent sous la forme d'une puissance négative de 10. Ex : $[H_3O^+] = 10^{-2} \text{ mol/L}$. Cette concentration en ions H_3O^+ étant difficilement accessible dans la pratique, le Danois S. SORENSEN lui associa un indice, facile à déterminer en pratique : c'est le pH. Par définition, le pH est donné par :

$$[H_3O^+] = 10^{-\text{pH}} \leftrightarrow \text{pH} = -\log [H_3O^+]$$

Exemples :

Si $[H_3O^+] = 10^{-2} \text{ mol/L}$, $\text{pH} = 2$.

Si $[H_3O^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$, $\text{pH} = 3$

Si $\text{pH} = 3,6$, $[H_3O^+] = 10^{-3,6} = 251 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$.

Remarque:

- la relation de définition précédent n'est valable que pour $[H_3O^+] < 10^{-1} \text{ mol/L}$ (pH sera toujours > 1).
- Le pH est un nombre sans unité qui n'est pas forcément un entier.
- Le pH d'une solution et $[H_3O^+]$ varient toujours en sens contraire ainsi, si $[H_3O^+]$ croît ; pH diminue et inversement.

I.2 Mesure du pH.

La détermination du pH peut se faire en utilisant :

- un papier pH.
- Un pH-mètre.
- Des indicateurs colorés.

Remarque :

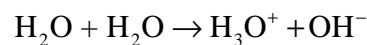
Pour une mesure plus précise, on utilise un pH-mètre qui donne la valeur du pH à 0,1 unité près.

II. Cas de l'eau pure : le produit ionique de l'eau.

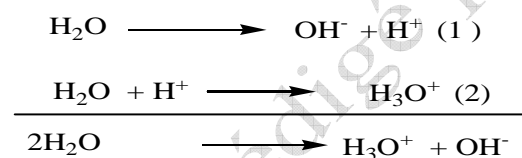
L'expérience montre que, la valeur du pH de l'eau pure à 25°C est égale à 7. L'eau pure contient donc des ions dont on peut déterminer la concentration : $[H_3O^+] = 10^{-7} \text{ mol/L}$ à 25°C.

Globalement, l'eau étant électriquement neutre, elle contient donc aussi des ions OH^- tel que $[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol/L}$ à 25°C.

Ces ions proviennent de la réaction d'ionisation de l'eau pure, encore appelé réaction d'autoprotolyse de l'eau, cette réaction se traduit par :



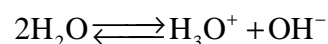
En réalité



Cette réaction est limitée par la réaction inverse entre H_3O^+ et OH^- tel que :



Les deux réactions ayant lieu simultanément et dans les mêmes conditions, elles seront représentées par l'équilibre :



Remarque :

D'après les réactions (1) et (2), l'eau se comporte soit comme un acide, soit comme une base, ne telle espèce est dite **ampholyte ou amphotère**.

Dans toute solution aqueuse, le produit ionique de l'eau noté K_e est le produit des concentrations en ions OH^- et H_3O^+ ; quelque soit les espèces chimiques en solution, on à la relation :

$$K_e = [\text{OH}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Remarque :

Le K_e de l'eau est un nombre sans dimension, il varie en fonction de la température (augmente), ainsi, à 25°C , $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \text{ mol/L}$,

$$[\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/L d'où}$$

$$K_e [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] = 10^{-14}.$$

A 60°C , $K_e = 10^{-13}$.

III. Le pH des solutions acides, basiques et neutres.

III.1 pH d'une solution acide

Une solution acide est une solution aqueuse dont le pH est inférieur à 7.

Dans une solution acide, $[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \text{ mol/L}$ et $[\text{OH}^-] < 10^{-7} \text{ mol/L}$. donc

$$[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-].$$

Une solution acide contient donc plus d'ions $[\text{H}_3\text{O}^+]$ que $[\text{OH}^-]$.

III.2 pH d'une solution basique.

Une solution basique est une solution aqueuse dont le $pH > 7$.

Dans une telle solution, $[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7} \text{ mol/L}$ et $[\text{OH}^-] > 10^{-7} \text{ mol/L}$ donc

$[\text{OH}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+]$ Une solution basique contient donc plus d'ions

$$[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-].$$

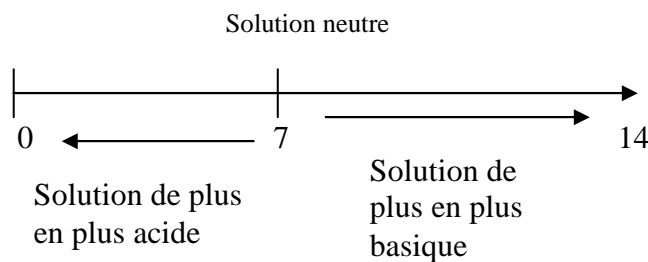
III.3. pH d'une solution neutre.

Une solution ni acide, ni basique, parfois appelée solution neutre à comme l'eau pure, un $\text{pH} = 7$. Dans une solution neutre, $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/L}$ à 25°C .

Remarque :

Il ne faut pas confondre neutralité électrique (électroneutralité) et neutralité du point de vu pH. En effet une solution ionique est électriquement neutre mais peut avoir un pH différent de 7.

Le schéma ci-dessous résume l'évolution du caractère acide ou basique des solutions en fonction de leur pH.



Exercice d'application :

A- On prépare une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium en dissolvant dans de l'eau, 3g de cristaux anhydres et en complétant le volume à 250mL.

- 1- Déterminer la concentration C de cette solution.
- 2- Calculer la concentration des ions hydroxydes et hydroniums dans cette solution.
- 3- En déduire le pH de cette solution.

B- Classer par ordre décroissant de leur acidité, les solutions suivantes :

S_1 : $\text{pH} = 3$; S_2 : $[\text{OH}^-] = 10^{-3} \text{ mol/L}$; S_3 : $[\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$ toutes à 25°C .

IV. Importance du pH.

Le pH joue un rôle très important dans notre vie quotidienne:

- En biologie, on montre que la vie n'est possible que si le pH du sang garde la valeur constante de 7,4 ou s'en éloigne très peu. Le sang est un milieu **tampon** c'est-à-dire qu'il a la propriété de garder son pH constant.

- En agriculture, la bonne croissance d'une plante ne peut s'effectuer que dans un domaine de pH bien déterminé.
- En industrie alimentaire, on montre que le pH des fruits et des légumes est acide, le lait de vache a un pH compris entre 6,3 et 6,7, le vin est également acide.

V. Zone de virage de quelques indicateurs colorés

Un indicateur coloré est une substance chimique qui change de couleur suivant le pH de la solution dans la quelle il est introduit. Le changement de couleur correspond à un domaine de pH bien précis appelé **zone de virage**. La coloration prise par l'indicateur coloré dans cette zone de virage est sa **teinte sensible**. Le tableau ci-dessous donne les zones de virage de quelques indicateurs colorés :

Indicateur \ pH	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
Bleu de bromothymol	Jaune						Vert	Bleu						
Hélianthine	Rouge		Orange		Jaune									
Phénolphthaléine	Incolore							Rose		Rouge violacé				
Rouge de méthyle	Rouge				Orange		Jaune							

Observation :

- L'hélianthine est l'indicateur le plus approprié pour les milieux très acides.
- Le bleu de bromothymol convient pour les milieux pas assez acides, ni assez basiques.
- La phénolphthaléine en revanche est l'indicateur le plus approprié pour les milieux très basiques.

Exercice d'application

Quel indicateur coloré convient d'utiliser pour chacune des solutions dont le pH est donné ci-dessous :

pH = 2 ; pH = 6.9 ; pH = 9.9 et pH = 13

Solution pH=2 : Hélianthine. pH=6.9 : Bleu de bromothymol. pH=9.9 : Phénolphtaléine.

pH=13 : Phénolphtaléine.

Utilisation de la calculatrice dans l'application de la relation $[H_3O^+] = 10^{-pH}$

La calculatrice permet de faciliter le calcul de la concentration des ions hydronium, lorsque la valeur du pH n'est pas un nombre entier, ou le calcul du pH lorsque la concentration des ions hydronium n'est pas sous la forme d'une puissance négative de dix.

1^{er} Cas: pH = 3.7; $[H_3O^+] = 10^{-3.7}$ mol/L

Pour trouver la valeur exacte de $[H_3O^+]$ on suit les étapes suivantes :

- Composer le nombre décimal -3.7
- Appuyer sur la touche $\ll 10^x \gg$
- On trouve 2.10^{-4} mol/L

2^{ème} Cas $[H_3O^+] = 0.032$ mol/L, calculons le pH

- Entrée la valeur 0.032
- Appuyer sur la touche $\ll \log \gg$
- Prendre l'opposé du nombre obtenu en utilisant la touche $\ll +/- \gg$; on trouve la valeur du pH cherché.

Exercice d'application 05

1. Calculer $[H_3O^+]$ Pour pH = 4.5.
2. Calculer le pH pour $[H_3O^+] = 5.10^{-4}$ mol/L.

CHAPITRE9 : REACTION ENTRE L'ACIDE CHLORHYDRIQUE ET LA SOLUTION D'HYDROXYDE DE SODIUM.

Objectifs :

- Étudier la réaction acide/base.
- Effectuer un dosage acido-basique à l'aide d'un indicateur coloré.
- Montrer l'importance des réactions acide/base.

Introduction

L'étude des réactions acide/base est très importante car elle nous permet de savoir et de comprendre de nombreuses réactions ayant lieu dans notre organisme lorsque nous consommons certains produits acides ou basiques. Elle nous permet de vérifier la composition de nombreux produits agricole ou pharmaceutique.

I. Définitions.

- **Dosage** : Le dosage est une opération qui consiste à déterminer la concentration d'une solution à partir d'une autre solution de concentration connue.
- **Dosage acido-basique** : Opération qui consiste à déterminer la concentration d'un acide ou d'une base à l'aide d'une solution de base ou d'acide de concentration connue. On distingue le dosage pH-métrique et celui colorimétrique (qui fera l'objet de notre étude).
- **Point d'équivalence** : C'est le point où le nombre de moles de base est égale au nombre de mole d'acide.

II. Réaction entre la solution d'acide chlorhydrique et de soude

La solution aqueuse d'acide chlorhydrique est une solution d'ions H_3O^+ et Cl^- . La solution de soude est une solution d'ions Na^+ et OH^- . Si nous mélangeons les deux solutions, les espèces chimiques présentes sont : H_3O^+ , OH^- , Cl^- , Na^+ et H_2O .

a. Expérience :

Dans un volume $V_a = 100\text{ml}$ d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_a = 10^{-2}\text{mol/L}$, contenue dans un bécher et de $\text{pH} = 2$, versons à l'aide d'une micropipette un volume $V_b = 1\text{ mL}$ d'une solution de soude de concentration $C_b = 0,5\text{ mol/L}$, après agitation, le pH obtenu est 2,3.

1. Les nombres de moles d'ions H_3O^+ et OH^- avant la réaction sont :

$$\text{➤ } n_{\text{H}_3\text{O}^+}^i = [\text{H}_3\text{O}^+] \times V_a = 10^{-2} \times 100 \times 10^{-3} = 10^{-3}\text{mol}.$$

$$\text{➤ } n_{\text{OH}^-}^i = [\text{OH}^-] \times V_b = 0,5 \times 10^{-3} = 5 \times 10^{-4}\text{mol}.$$

2. Les nombres de mole d'ions H_3O^+ et OH^- après la réaction sont:

$$\text{➤ } n_{\text{H}_3\text{O}^+}^f = [\text{H}_3\text{O}^+] \times (V_a + V_b) \approx [\text{H}_3\text{O}^+] \times V_a = 10^{-2,3} \times 100 \times 10^{-3} = 5 \times 10^{-4}\text{mol}$$

$$\text{➤ } n_{\text{OH}^-}^f = [\text{OH}^-] \times (V_a + V_b) \approx [\text{OH}^-] \times V_a = K_e \times V_a / [\text{H}_3\text{O}^+] = 2 \times 10^{-12}\text{mol}$$

3. Les quantités d'ions H_3O^+ et OH^- consommées et disparus respectivement sont :

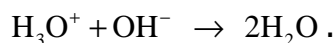
$$\text{➤ } \Delta n_{\text{H}_3\text{O}^+} = (n_{\text{H}_3\text{O}^+}^i - n_{\text{H}_3\text{O}^+}^f) = 5 \times 10^{-4}\text{mol}.$$

$$\text{➤ } \Delta n_{\text{OH}^-} = (n_{\text{OH}^-}^i - n_{\text{OH}^-}^f) = 5 \times 10^{-4}\text{mol}$$

b. Conclusion.

Les ions hydroniums ou oxoniums H_3O^+ en excès dans le mélange ont donc réagit avec la quasi-totalité d'ions hydroxydes OH^- . La réaction de transfert prépondérante qui a lieu est donc : $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$. C'est une réaction chimique exothermique. Les ions Cl^- et Na^+ ne participent pas au transfert de proton, ils sont dits **spectateurs ou indifférents**. Si on évapore toute l'eau dans la solution, il se forme des cristaux blancs de NaCl .

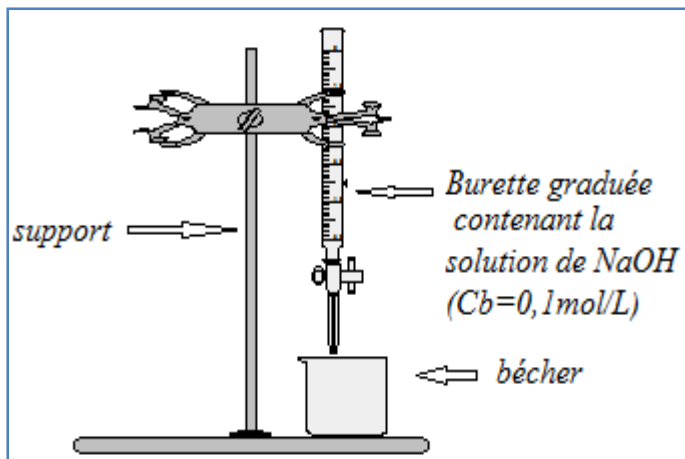
De manière générale, la réaction entre un acide fort et une base forte est celle entre les ions H_3O^+ apportés par la solution acide et OH^- apportés par la solution basique tel que :



III. Application au dosage : Dosage d'une solution d'acide chlorhydrique par la soude

Soit à doser une solution d'acide chlorhydrique de volume $V_a = 20\text{mL}$ par une solution d'hydroxyde de sodium de volume $V_b = 22\text{mL}$ et de concentration $C_b = 0,1\text{mol/L}$.

III.1 Dispositif expérimental :



III.2 Détermination de la concentration de la solution d'acide chlorhydrique

Le point d'équivalence est repéré par le changement de couleur de l'indicateur coloré qui, initialement jaune dans le bécher, dévient bleu, ce qui montre que l'on a atteint l'équivalence.

A l'équivalence, $n_{\text{H}_3\text{O}^+} = n_{\text{OH}^-} \leftrightarrow C_a V_a = C_b V_b \leftrightarrow C_a = \frac{C_b V_b}{V_a}$

AN : $C_a = 0,1 \times 22 / 20 = 0,11$; $C_a = 0,11\text{mol/L}$

NB: Hélianthine rose (acide) brun (base), BB jaune (acide) bleu (base), Phénolphtaléine incolore (acide) rose (base).

CHAPITRE 10 : IDENTIFICATION DES IONS EN SOLUTION

Objectif :

- Identifier à partir des méthodes usuelles d'identification, un ion dans une solution.

Introduction

Les composés ioniques sont constitués d'ions positifs (cations) et négatifs (anions). En solution aqueuse, ces composés sont hydratés et dispersés et les propriétés des solutions obtenues sont celles des ions qu'elles renferment. **L'identification de ces ions ou analyse chimique qualitative** passe par plusieurs méthodes.

I. Les méthodes d'identifications des ions en solution.

I.1 La couleur de la solution : Certains ions en solution ont une couleur spécifique, permettant de les identifier exemple l'ion cuivrique Cu^{2+} qui en solution est bleu.

I.2 Le test à la flamme : certains ions donnent une couleur caractéristique à la flamme. L'ion Na^+ donne une couleur jaune caractéristique à la flamme d'un bec Bunsen.

I.3 La formation de précipité : certains ions, de part leur incompatibilité avec d'autres interagissent pour donner un précipité caractéristique. Exemple de l'ion Cl^- qui réagit avec du nitrate d'argent pur donner le chlorure d'argent.

I.3 Le dégagement gazeux : au cours de certaines réactions chimiques il y'a dégagement de certains gaz qui sont facilement identifiable, caractéristique de certains ions. Exemple le chlorure d'ammonium réagit avec une solution de soude pour donner un dégagement d'ammoniac caractéristique les ions NH_4^+ dans la solution.

I.4 La redissolution des précipités : Pour distinguer l'hydroxyde de zinc et l'hydroxyde d'aluminium, on doit redissoudre chaque précipité dans un excès d'ammoniac ou seul l'hydroxyde de zinc se redissout.

I.5 L'utilisation du papier pH : Le papier pH permet d'identifier les solutions acides et basiques, dont la présence en grande quantité d'ions hydronium ou d'ions hydroxyde.

II. Tests d'identification de quelques ions.

II.1 Les cations

➤ **L'ion sodium Na^+ :**

- couleur : incolore.
- Test caractéristique : test à la flamme, la flamme devient jaune.
- Présent en grande quantité dans l'eau de mer.

➤ **L'ion aluminium Al^{3+}**

- Couleur : incolore.
- Test caractéristique : formation de précipité.
- Réaction caractéristique : $\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3$. Ce précipité disparaît dans un excès de soude mais pas dans un excès d'ammoniac.

NB : L'hydroxyde d'aluminium réagit avec les ions hydroxydes OH^- en excès pour donner des ions aluminates incolores qui se dispersent dans la solution : $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{OH}^- \rightarrow \text{AlO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O}$

➤ **L'ion fer II Fe^{2+}**

- Couleur : vert pâle.
- Test caractéristique : formation de précipité
- Réaction caractéristique : $\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2$.

➤ **L'ion fer III Fe^{3+}**

- Couleur : rouille.
- Test caractéristique : formation de précipité.
- Réaction caractéristique : $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$.

➤ **L'ion cuivre II ou ion cuivrique Cu^{2+}**

- Couleur : bleu

- Test caractéristiques : test à la flamme (coloration bleue), formation de précipité.
- Réaction caractéristique : $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \dots$

➤ **L'ion zinc Zn^{2+}**

- Couleur : incolore.
- Test caractéristique : formation de précipité
- Réaction caractéristique : $\text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2$. Ce précipité disparaît dans un excès de soude et dans un excès d'ammoniac.

➤ **L'ion ammonium NH_4^+**

- Couleur : incolore.
- Test caractéristique : dégagement gazeux.
- Réaction caractéristique : $\text{NH}_4^+ + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$. L'ammoniac (NH_3) est suffocant qui colore en bleu un papier imbibé de réactif de sulfate de cuivre.

Remarque : Les solides ioniques ayant comme cation l'ion ammonium sont utilisés comme engrais.

➤ **Ion hydronium H_3O^+**

- Couleur : incolore.
- Tests caractéristiques : Dégagement gazeux et changement de couleur du papier pH
- Réaction caractéristique : $2\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Zn} \rightarrow \text{H}_2 + \text{Zn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$.

Une solution contenant les ions H_3O^+ fait rougir l'hélianthine et jaunir le BBT.

II.2 Les anions.

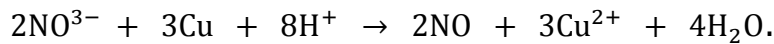
➤ **Ion chlorure Cl^-**

- Couleur : Incolore.
- Test caractéristique : Formation de précipité.
- Réaction caractéristique : $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl}$.

NB : Le chlorure d'argent formé est un précipité blanc qui noircit en présence de la lumière.

➤ **Ion nitrate NO_3^-**

- Couleur : incolore.
- Test caractéristique : dégagement gazeux.
- Réaction caractéristique :



Le monoxyde d'azote NO est incolore. Il réagit spontanément avec le dioxygène de l'air pour donner du dioxyde d'azote NO₂ roux tel que $\text{NO} + \frac{1}{2}\text{O}_2 \rightarrow \text{NO}_2$.

➤ **Ion sulfate SO_4^{2-}**

- Couleur : Incolore.
- Test caractéristique : formation de précipité.
- Réaction caractéristique : $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4$.

NB : ce test peut également servir à identifier les ions baryum

➤ **Ion carbonate CO_3^{2-}**

- Couleur : incolore.
- Test caractéristique : dégagement gazeux.
- Réaction caractéristique : $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

NB : les solides ioniques ayant pour anions les ions carbonates, communément appelés les carbonates, sont insolubles sauf si le cation provient d'un métal alcalin exemple Na₂CO₃.

➤ **Ion hydroxyde PO_4^{3-}**

- Couleur : incolore.
- Test caractéristique : formation de précipité jaune.
- Réaction caractéristique : $\text{PO}_4^{3-} + 3\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4$.