CHAP 1 : LE NOYAU ATOMIQUE

Situation problème :

Les substances qui nous entourent sont constituées de particules infiniment petites appelés les atomes. Ce sont des particules invisibles au microscopes ordinaire et sont assimilables à des sphères dont le rayon varie entre 50 et 300pm (1pm = 10^{-12}m ; 1nm = 10^{-9}m ; 1µm= 10^{-6}m ; 1Å=10^{-10}m ;1fm = 10^{-15}m)

Selon vous qu'est ce qui peut faire différencier une matière d'une autre ?

Compétence :

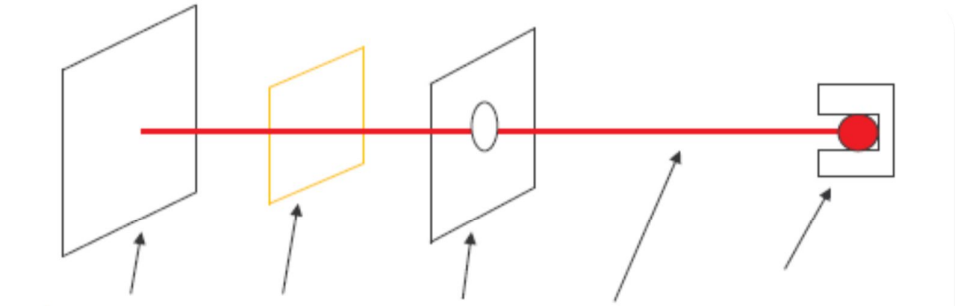
- Déterminer la composition du noyau atomique ;
- Représenter un noyau atomique ;
- Identifier les isotopes.

Activités :

1- Mise en évidence du noyau atomique.

1.1- Expérience de Rutherford (1911) :

Entre une source radioactive émettant de particules chargées d'électricité positive (particules α qui sont de noyaux d'hélium) et un écran fluorescent, plaçons un diaphragme à fin de canaliser le rayonnement, depuis leur sortie jusqu'à l'écran.

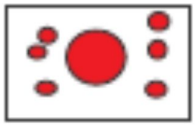


Dispositif du montage

1.2- Observation :

En absence de la feuille d'or, on observe 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.



1.3- Interprétation :

La présence d'une tache centrale très brillante prouve que la plus part 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 moindre importance s'explique par la présence dans la feuille d'or des corpuscules chargées 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 constitue le sont aussi, on admet alors la présence dans la matière de corpuscules d'électricités négatives appelés **électrons,** ceux-ci gravitent autour du noyau.

1.4- Conclusion :

L'atome est électriquement neutre et comprend deux parties :

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

2- Les constituants du noyau atomique :

Le noyau est constitué de particule appelées nucléons. On distingue deux types de nucléons : Les protons et les neutrons.

- **Les protons :** Ils sont chargés d'électricité positive. La charge d'un proton est égale à la plus petite charge électrique soit $q_p = +e = 1,602.10^{-19} C$. La charge s'exprime en coulomb (C).La masse du proton est $m_p = 1,672.10^{-27} kg$.
- **Les neutrons :** Ils ne portent aucune charge électrique ($q_n = 0C$). La masse d'un neutron est sensiblement égale à celle du proton, $m_n \approx m_P = 1,672.10^{-27} kg$.

3- Nombre de charge et nombre de masse.

- Généralement noté Z, le numéro atomique, encore appelé nombre de charge d'un noyau est le nombre de protons contenu dans ce noyau ;
- Généralement noté A, le nombre de masse d'un noyau est le nombre de nucléons qu'il comporte cet-à-dire le nombre de protons et de neutrons.

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

On a : A = N + Z soit 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 :

- A et Z sont des nombres toujours entiers.
- Un noyau atomique décrit par le couple (A, Z) comporte Z protons et porte la charge électrique totale : Q = +Ze (e est la charge élémentaire et vaut e =$1,602.10^{-19}$C)

4- 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** : ${}^{14}_{7}N$, ${}^{12}_{6}\mathrm{C}$, ${}^{16}_{8}\mathrm{O}$, ${}^{55}_{25}\mathrm{Mn}$.

Exercice d'application :

On considère un atome dont le noyau renferme 30 neutrons, son noyau à une charge totale $Q = +4.10^{-18}C$.

1. Quel est le numéro atomique de ce noyau ?
2. Quel est son nombre de masse ?
3. Donner la représentation symbolique de cet atome.

5- Les isotopes.

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

Ces noyaux possèdent dont le même nombre de protons mais leur nombre de neutrons sont différents exemple : ${}^{1}_{1}\mathrm{H}$, ${}^{2}_{1}\mathrm{H}$ (deutérium), ${}^{3}_{1}\mathrm{H}$ (tritium) ; ${}^{12}_{6}\mathrm{C}$, ${}^{14}_{6}\mathrm{C}$; ${}^{235}_{92}\mathrm{U}$, ${}^{238}_{92}\mathrm{U}$.

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

Exemple : ${}^{4}_{2}He$, ${}^{235}_{92}U$

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

Situation problème :

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 ou l'on à le plus de chance de trouver les électrons autour du noyau sont appelés **niveaux d'énergies**.

Compétences:

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

Activité :

1. Répartition des électrons autour du noyau.

Les électrons sont repartis autour du noyau sur des couches électroniques. Ceux appartenant au même couche ont même niveau d'énergie et 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, 6 et 7.

Les électrons sont d'autant plus liés au noyau que la couche à la quelle ils appartiennent a un nombre quantique principal plus petit.

Les couches électroniques sont désignées par des lettres tel que :

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

2. Règles de remplissage des couches électroniques.

La répartition des électrons sur les niveaux d'énergies obéit à deux grands principes :

2.1 Le principe de Pauli.

Chaque niveau d'énergie ne peut contenir qu'un nombre limité d'électrons. Le nombre maximal d'électrons pouvant appartenir à un niveau de nombre quantique n est $\mathbf{2n^2}$.

n	1	2	3	4	5	6	7
$\mathbf{2n^2}$	2	8	18	32	50	72	98

2.2 Le principe de construction.

Les électrons occupent successivement les couches en commençant par celles ayant les nombres quantiques faibles. Ils occupent d'abord la couche k puis quand celle si est saturée, les autres électrons se placent sur le niveau 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.

3. Structure électronique.

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

3.1 La formule électronique.

Ici, les couches électroniques ont représentées par les lettres correspondantes, portant en exposant le nombre d'électron contenu dans chaque couche.

Exemple : Donnons la structure électronique des atomes suivants :

On a : C (Z = 6), Al (Z = 13), H (Z = 1) d'où : C: k^2L^4 ; Al: $k^2L^8L^3$; H :k^1.

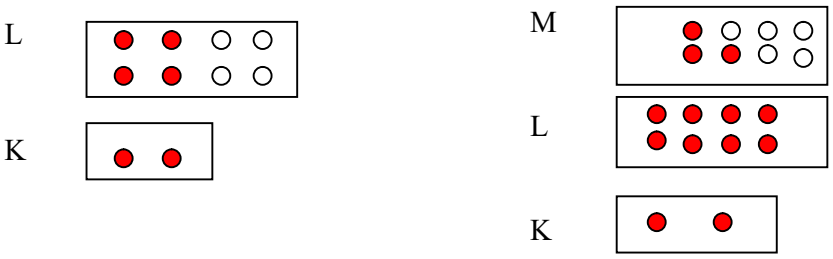
Remarque: Les niveaux vides ne sont pas mentionnés.

3.2 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 à déterminer.

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).

4. La classification périodique des éléments.

La première classification a été élaborée en 1869 par le russe Mendeleïev. La classification périodique est un tableau renfermant tous les éléments chimiques. Elle est constituée **de 18 colonnes et de 7 lignes. Les colonnes** sont encore appelées **groupes** ou **familles** et **les lignes** sont appelées **périodes**.

Les éléments chimiques sont classés dans le tableau périodique par numéro atomique croissant. 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. Les éléments d'une même ligne ont le même nombre de niveau occupé, chaque période correspond donc au remplissage d'une couche électronique.

Dans le tableau périodique, on retrouve les familles respectives :

- **Les alcalins :** ce sont les éléments de la première colonne à l exception de l'hydrogène. Les métaux alcalins sont des corps simples mous et très réactifs.
- **Les alcalino-terreux :** Ce sont les éléments de la deuxième colonne.
- **Les halogènes :** ce sont les éléments de la 17ème colonne. Ce sont des corps très réactifs et toxiques. 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 18ème colonne, ils n'interviennent pratiquement pas dans les réactions chimiques, ils ont une couche externe saturée ce qui explique leur inertie chimique.

5. Représentation de Lewis d'un atome.

Elle à 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), ses électrons sont appelés **électrons de valence ou électrons périphériques**.

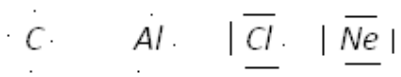
Ces électrons peuvent être groupés par deux, ils forment dans ce cas des doublets d'électrons que l'on représente par un tiret (_____) ou encore, ils peuvent rester seul dans ce cas on parle d'électrons célibataires ou d'électrons non appariés, ils sont représentés par un point (.).

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 réparti 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.

6. Application à la formation des ions monoatomiques : Les règles du duet et de l'octet.

6.1 Énoncé de la règle :

Au cours de leur transformation en ions, les atomes ont tendance à saturer leur couche externe à 8 électrons (règle de l'octet), excepté l'hydrogène qui sature la sienne à deux électrons (règle du duet).

- Lorsqu'un atome gagne des électrons pour satisfaire la rège 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 à 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 à 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).

NB : Pour déterminer l'ion, on cherche d'abord à connaître le nombre d'électrons sur la couche externe en établissant la formule électronique, puis on cherche à satisfaire la règle de l'octet.

Al : $k^2L^8M^3$. L'élément peut pour satisfaire la règle 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 : $Al \longrightarrow Al^{3+} + 3e.$
- Cas de l'oxygène : $O + 2e \longrightarrow O^{2-}$.

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.

Situation problème :

Nous savons que la matière est construite à partir d'entités extrêmement petites, les atomes. Cependant, il est rare que les atomes soient indépendant les uns des autres (He, Ne, Ar, Na, Hg…). Dans de nombreux cas, les atomes sont liés les uns aux autres et ils forment des arrangements plus stables que les atomes pris séparément, ce sont les molécules.

Compétences:

- 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.

1. Les molécules.

1.1 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.

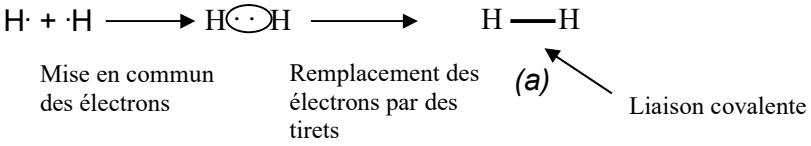
Exemples : CH_4 : Cette molécule referme 1Cet 4H, son atomicité est donc 1+4=5.

C_2H_6O (9), HCl (2), $K_2Cr_2O_7$(?).

- **La valence d'un atome** est le nombre de liaison covalente que peut former cet atome.
- Une **liaison covalente** est la mise en commun par deux atomes identiques ou différents d'une ou de plusieurs paires d'électrons appelées doublet de liaison.

1.2. 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 H·. Si chaque atome de la molécule apporte son électron, nous aurons :

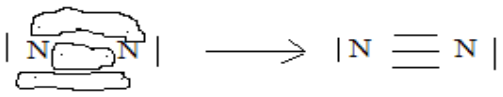


- Cas de O_2 :

La représentation de Lewis de l'oxygène est :

(b)

- Cas de N_2

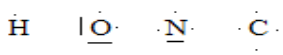


(c)

Remarques :

- Seuls les électrons célibataires peuvent être engagés dans une liaison covalente. Ainsi, un atome pourra former autant de liaison de covalence 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 :



- 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) acception faite à l'atome d'H qui est entouré de deux électrons.

Exercice d'application :

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

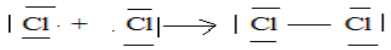
1- Combien de couche compte cet atome ? Ecrire sa structure électronique ? De quel élément s'agit-il ? Indiquer sa famille ? donner la représentation de Lewis de cet atome ? quel est sa valence ?

2- Etablir la structure de la molécule formée à partir de deux noyaux de cet élément.

Réponse :

1) 3ème ligne ↔3couches : 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.



2) Structure de la molécule :

Représentation de la molécule.

2.1) Formule brute.

La formule brute d'une molécule met en évidence le nombre et la nature des atomes présents dans la molécule. Elle s'obtient en juxtaposant les symboles des éléments constituants 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.

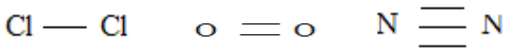
Exemples :

L'eau (H_2O), 2H et 1O ; O_2 (2O) ; Ethanol C_2H_6O (2C, 6H, 1O) ; $KMnO_4$ (1K, 1Mn, 4O).

2.2) Formule développée.

Contrairement à la formule brute, la formule développée en plus du nombre et de la nature des éléments constituants la molécule, elle fait apparaître les doublets de liaison.

Exemples :



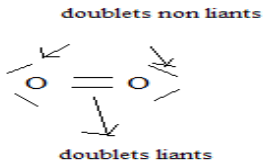
2.3) Représentation de Lewis d'une molécule.

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 : H_2O

d'où

O_2 :



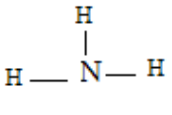
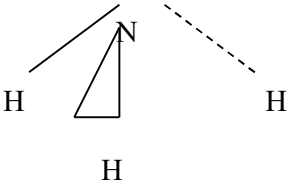
Remarque : **La formule développée est une représentation simplifiée de Lewis**.
Application : compléter le tableau ci-dessous :

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

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 ou les atomes sont représentés par des petites sphères reliés par des tiges représentant les liaisons covalents et,
- Les modèles compacts ou les atomes sont représentés par des sphères tronquées (ayant une surface plane orange coupé 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	Géométrie
Dihydrogène	H_2	H — H	0,074nm H — H
Dichlore	Cl_2	Cl — Cl	0,199nm Cl — Cl
Chlorure d'hydrogène	HCl	H — Cl	0,127nm H — Cl
Eau	H_2O	H — O — H	O 0,096nm, H 105° H (forme en V)
Dioxyde de carbone	CO_2	O = C = O	0,116nm 0,116nm O = C = O
Ammoniac	NH_3		 Angle HNH=107°, longueur NH=0,101nm (Forme pyramidale)

Rappel : 1nm=10^{-9}m, 1pm=10^{-12}m ; 1µm=10^{-6}m ; 1A°=10^{-10}m et 1fm=10^{-15}m.

3) Notion de volume molaire.

Expérience :

A une température et pression données, on place dans 3 bouteilles identiques (v=1,5l) 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_4H_{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 1,5L 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 :

3.1) 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°C et P=1,03x10^5Pa =1atm), le volume molaire vaut V_m= 22,4L/mol) A t=20°C V_m=24L/mol.

Remarques :

- une mole de molécule contient 6,02x10^{23} molécules identiques, ce nombre noté א 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=v/V_m n(mol), v(L), V_m (mol/L). de même la densité d'un gaz est donnée par d=M/29.

3.2) 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 4,5x10^{-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 ses conditions.

b) Déduire la masse molaire de ce gaz.

CHAPITRE 4 : STRUCTURE DE QUELQUES COMPOSES IONIQUES.

Compétences :

- montrer l'état totalement ordonnée 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.

Situation probleme :

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.

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.

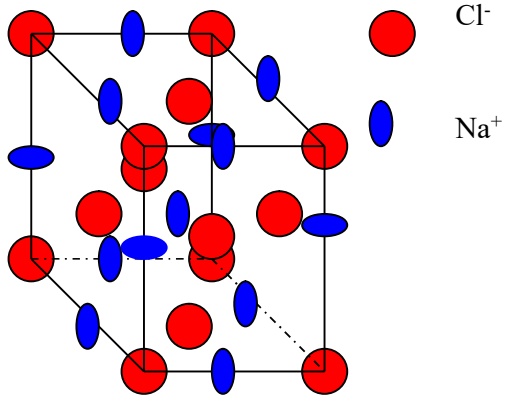
Une maille cristalline est un assemblage régulier et compact d'ions d'atomes ou de molécules.

1.1 Les solides ioniques : Cas du chlorure de sodium.

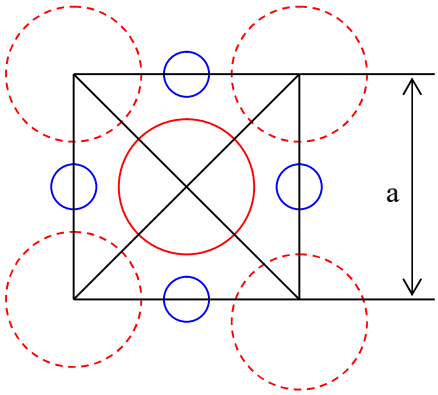
Le chlorure de sodium est obtenu par évaporation lente d'eau de mer. Il est formé d'ions chlorure (Cl^-) et d'ions sodium (Na^+) en nombre égaux .La maille du chlorure de sodium est cubique et possède 8 ions à chacun de ses sommets et 6 ions au centre de chaque face, la maille est donc dite cubique à face centrée d'arrêté a = 560pm = 560.10^{-12}m.

1.1.1 Détermination de la formule statistique du chlorure de sodium :

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



Maille de NaCl



Une face du modèle compact de NaCl

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 8x1/8 = 1Cl^- pour les 8 sommets.

Au centre de chaque face, chaque ion contribue pour ½ dans la maille soit 6x1/2 =3 Cl^- pour les 6 faces. On a alors un total de 4 ions Cl-.

- **Nombre d'ions Na^+ :**

Au milieu de chaque arrête l'ion Na^+ contribue pour 1/4 dans la maille soit 12x1/4 = 3 Na^+ pour le 12 arrêtes et i y'a 1 Na^+ au centre de la mille soit un total d 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.**

1.1.2 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 $\mathbf{A^{a+}}$ et $\mathbf{B^{b-}}$ la formule statistique est $\mathbf{A_bB_a}$.

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-}).

1.2 Les solides atomiques.

Les solides atomiques sont constitués d'un ensemble d'atomes, généralement on les représente par le symbole de l'élément qui les constitue.

Exemple : Fer(Fe), Argent(Ag), cuivre(Cu), aluminium(Al).

1.2.1 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 son appelées **variétés allotropiques du carbone**.

a) Le carbone diamant.

La maille cristalline du diamant et 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).

b) 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 à des propriétés lubrifiantes.

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

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).

2. Les corps purs à l'état liquides : liquides moléculaires et ioniques.

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

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 le constituent.

Exemple : H_2O (eau), acétone (C_3H_6O) l'éthanol (C_2H_6O).

2.2 Les liquides 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.

Example: NaCl ($Na^+ + Cl^-$), $Al(OH)_3$($Al^{3+} + {}^-OH$)

3. structure moléculaire des gaz :

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

Exercice d'application :

A- On considère l'équation suivante : $NH_3 + O_2 \rightarrow NO + H_2O$.

1. Équilibrer la
2. On dispose de n_{NH3} = 15mol.

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

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

B- On considère la réaction : $CuO + C \rightarrow CO_2 + Cu$.

1. Équilibrer-la.
2. 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.
3. Quelle est la composition du mélange une fois la réaction achevée ?

CHAPITRE5 : INTRODUCTION A LA CHIMIE ORGANIQUE

Situation problème :

Compétences:

- Montrer l'importance des substances organiques dans la vie quotidienne.
- Déterminer par les méthodes usuelles d'analyse, la structure d'un composé organique.

1. Qu'est ce que la chimie organique ?

1.1 Historique et caractère particuliers.

Au début du19ème siècle, la chimie organique était considérée comme l'étude des substances que l'on retrouve dans les cellules vivantes, mais très vite, les chimistes organiciens remarquaient que ces composés avaient des propriétés qui les distinguaient des substances minérales. En particulier, **ils sont combustibles, ils fondent ou se décomposent en de basses températures de l'ordre de 200 à 400°C, ils sont peu soluble dans l'eau, leur réaction chimiques sont presque toujours lentes et réversibles.**
Ils sont principalement constitués d'un nombre réduits d'éléments légers à savoir **le carbone, l'hydrogène, l'oxygène et l'azote.**
Il fut établit que, les atomes de carbone liés les uns aux autres constituaient **la charpente moléculaire** de toutes les substances organiques, ce qui emmena à la reformulation de la définition de la chimie organique :
« **La chimie organique est la chimie qui étudie les composés renfermant l'élément carbone ».**

Remarque :

- **Les hydrocarbures encore appelés hydrures de carbones sont des composés qui renferment dans leur structure uniquement les éléments carbones et hydrogènes**, leur formule générale brute est C_xH_y .
- Les noms des composés organiques obéissent aux règles de l'U.I.P.A.C (Union International de la Chimie Pure et Appliquée), elles permettent de donner la formule semi-développées d'un composé connaissant son nom et vice-versa.

1.2 Importance des composés organiques.

Les composés organiques sont d'une importance capitale dans la vie de l'homme, ainsi que dans l'industrie chimique, nous pouvons citer :

- Les médicaments pour nous soigner.
- L'industrie d'habillement (tissu, tergal, nylon, etc.)
- La nourriture
- Les produits pétroliers.

2. Principe de l'analyse élémentaire d'un composé organique constitué des éléments carbone, hydrogène, oxygène et azote.

Faire l'analyse d'un corps c'est déterminer sa composition. Il existe deux méthodes d'analyses :

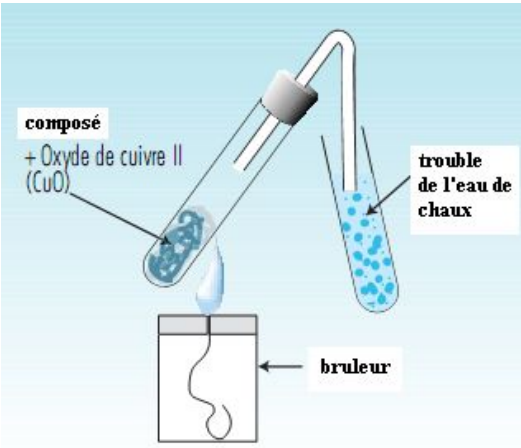
- **L'analyse qualitative** : Elle consiste à déterminer les différents éléments qui constituent un composé donné.
- **L'analyse quantitative :** Elle consiste à déterminer les proportions (quantité de matière, mase, pourcentage en masse, etc.) des différents éléments constituant le composé.

2.1 L'analyse qualitative.

- **Recherche de l'élément carbone.**

Elle se fait par deux principales méthodes, la combustion et la pyrolyse.

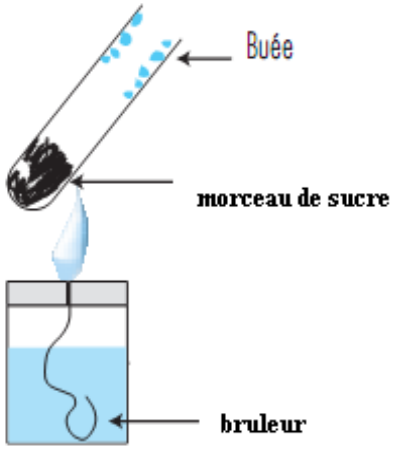
- **La combustion :**



L'eau de chaux se trouble au contact avec du dioxyde de carbone. La formation du CO_2 prouve l'existence du carbone dans le composé. Il s'agit là d'une combustion complète.
Lorsque la combustion est incomplète, il y'a dépôt d'une substance noire (du carbone) et de buée d'eau.

- **La pyrolyse.**

C'est la décomposition sous l'effet de la chaleur d'un composé le plus souvent, en l'absence de dioxygène.

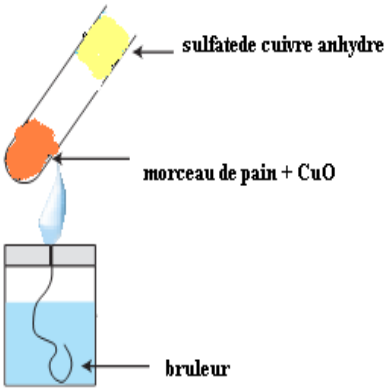


En chauffant pendant longtemps un morceau de sucre, il se forme un dépôt noir d'une substance et un dégagement de vapeur d'eau. L'analyse de cette substance montre qu'il s'agit du carbone.

Conclusion :
Tout composé qui, par combustion ou par pyrolyse donne des oxydes de carbone (CO_2 et CO) ou du carbone (C) contient inéluctablement l'élément carbone.

- **Recherche de l'élément hydrogène.**

Dans un tube à essai bien sec, chauffons un mélange d'un morceau de pain avec de l'oxyde de cuivre (CuO) surmonté du sulfate de cuivre anhydre (de couleur blanche) :

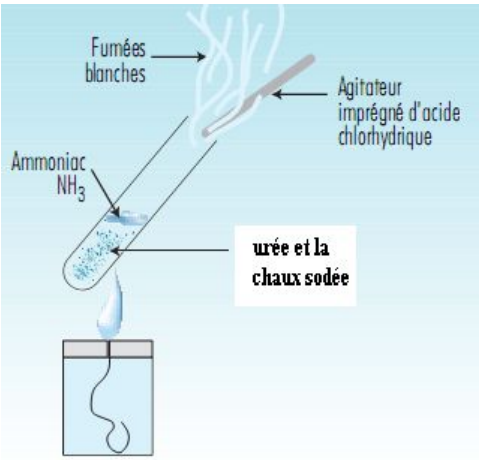


Après chauffage, on constate que le sulfate le cuivre devient bleu, parce qu'il à fixé de molécules d'eau. Ces molécules d'eau ne peuvent provenir que du morceau de pain. Cette substance contient donc l'élément hydrogène qui est mis en évidence par son oxydation en molécule d'eau.

Conclusion :
Toute substance sèche qui produit de l'eau après chauffage contient indéniablement l'élément hydrogène

- **Recherche de l'élément azote.**

Dans un tube à essai, introduisons un mélange d'urée et de chaux sodée (mélange de chaux et de soude), puis chauffons l'ensemble :



Nous constatons qu'il y'a dégagement d'un gaz qui en contact avec de l'acide chlorhydrique donne des fumées blanches de chlorure d'ammonium ou, fait virer au marron le réactif de Nessler, se gaz c'est de l'ammoniac. L'azote contenu dans l'ammoniac provient dont de l'urée.

Conclusion.
Toute substance qui produit de l'ammoniac (NH_3) ou du diazote (N_2) au cours d'une transformation contient nécessairement l'élément azote (N).

- **Recherche de l'élément oxygène**

La recherche de l'élément oxygène se fait généralement à partir de l'analyse des autres composés.

2.2 L'analyse quantitative.
Considérons un composé renfermant les éléments carbone, hydrogène oxygène et azote, sa formule générale brute est $C_xH_yO_zN_t$ Ou *x, y, z* et *t* sont des entiers naturels non nuls *N** représentant le nombre d'atome de chaque élément.

- **Dosage du carbone et de l'hydrogène.**

Pour doser le carbone et l'hydrogène, on peut oxyder la substance préalablement séchée et pesée, **tout le carbone** se transforme en ***CO_2*** **(absorbé par les tubes à potasse *KOH*),** et **tout l'hydrogène** se **transforme en *H_2O* (absorbé par les tubes à ponces sulfuriques ou l'acide sulfurique concentré*H_2SO_4*).**

Soit m_{CO_2} et m_{H_2O} respectivement l'augmentation en masse des tubes absorbeurs, ***m*** la masse du composé analysé. Alors :

- La masse du carbone et son pourcentage sont donnés par : $\frac{m_C}{M_C}=\frac{m_{CO_2}}{M_{CO_2}}$ alors :

$$m_C=\frac{M_C}{M_{CO2}}m_{CO_2}=\frac{12}{44}m_{CO_2}=\frac{3}{11}m_{CO_2} \text{ Soit : } \%C=\frac{m_C}{m}\times 100=\frac{3}{11}m_{CO_2}\times\frac{100}{m}$$

Si l'on a plutôt le volume de dioxyde de carbone, $\frac{m_C}{M_C}=\frac{V_{CO_2}}{V_m}$ d'où $m_C=\frac{V_{CO_2}}{V_m}M_C$ et $\%C=\frac{V_{CO_2}M_C}{mV_m}\times 100$

- La masse et le pourcentage d'hydrogène sont donnés par : $\frac{m_H}{2M_H}=\frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}}$ alors $m_H=\frac{m_{H_2O}\times 2M_H}{M_{H_2O}}=\frac{2}{18}m_{H_2O}=\frac{1}{9}m_{H_2O}$. Avec : $\%H=\frac{m_H}{m}\times 100=\frac{1}{9}m_{H_2O}\times\frac{100}{m}$

- **Dosage de l'azote.**

Pour doser l'azote, on peut :

- Soit oxyder la substance ce qui conduit à un dégagement de diazote (N_2) dont-on mesure le volume.
- Soit on transforme l'azote contenu dans le composé en ammoniac NH_3 et on dose cet ammoniac par l'acide.

La masse et le pourcentage d'azote sont donnés par :

- Cas ou il y'a formation d'un volume *V* de *N_2* : $\frac{m_N}{2M_N}=\frac{V_{N_2}}{V_m}$ d'où $m_N=\frac{2M_N\times V_{N_2}}{V_m}=\frac{28V_{N_2}}{V_m}$

  Soit : $\%N=\frac{m_N}{m}\times 100=\frac{28V_{N_2}\times 100}{V_m}$ **.**

- Cas il y'a formation du masse *m* de *NH_3* : $\frac{m_N}{M_N}=\frac{m_{NH_3}}{M_{NH_3}}$ d'où $m_N=\frac{M_N m_{NH_3}}{M_{NH_3}}=\frac{14}{17}m_{NH_3}$

  Soit : $\%N=\frac{m_N}{m}\times 100=\frac{14}{17}\times\frac{100}{m}$

- **Dosage de l'oxygène.**

Dès que les pourcentages des autres éléments sont connus, par différence à 100, on obtient le pourcentage de l'oxygène. $\%\mathrm{O}=100-\%C-\%H-\%N$

- **Détermination des indices *x, y, z* et *t*.**

Ils sont liés aux pourcentages des différents éléments par les relations respectives : $\%C=\frac{1200x}{M}$, $\%\mathrm{H}=\frac{100y}{M}$, $\%\mathrm{O}=\frac{1600z}{M}$, $\%\mathrm{N}=\frac{1700t}{M}$, *M* étant la masse molaire moléculaire du composé**.**

Remarque :

- Le dioxygène est absorbé par le phosphore.
- Pour un corps gazeux, la masse molaire moléculaire est donnée par *M = 29d* ou *d* est sa densité.
- Pour les gaz rares, on a : *PV = nRT* avec *P* (la pression en Pa), *V*(le volume en m^3), *n* (la quantité de matière en mol) *T* la température en °C, *R* (la constante des gaz parfaits *R* = 8,314U.S.I).

Exercice d'application :

1- Déterminer les pourcentages en masses (composition centésimales massiques) des éléments contenus dans la molécule de formule $C_6H_5(NO_2)_2$. On donne en g/mol : C = 12, O = 16 ; N = 14 et H = 1.

2- L'oxydation de 212,5mg d'un composé gazeux produit 415mg de dioxyde de carbone et 297,5mg d'eau. Ce composé renferme l'élément azote aussi. Par une méthode appropriée, on transforme l'azote qu'il contient en ammoniac (NH_3). Le traitement de 212,5 mg de ce composé produit 80,25 mg d'ammoniac. Déterminer la composition centésimale massique du composé.En déduire sa formule brute.

Chapitre 6: GENERALITES SUR LES SOLUTIONS AQUEUSES

Situation problème :

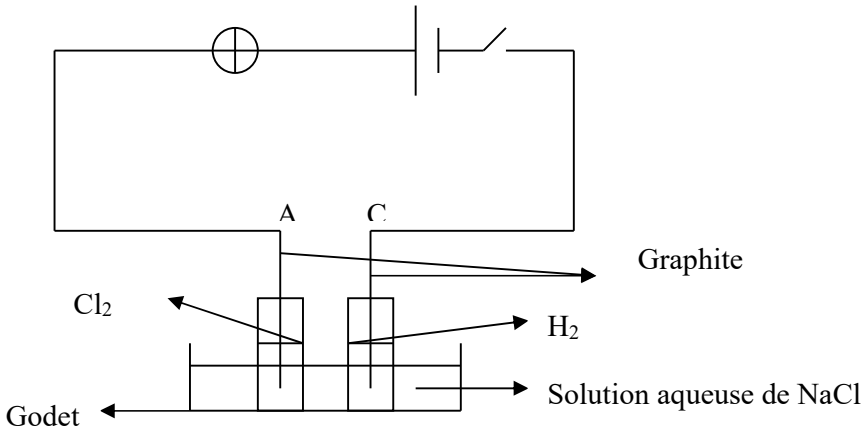
Compétences:

- 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

1. Dissolution dans l'eau des solides ioniques.

1.1 Electrolyse de la solution aqueuse de chlorure de sodium.

- **Expérience**



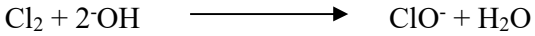
- **Observation.**
  Lorsque l'interrupteur est ouvert, on constate que la solution autour de l'électrode C et incolore et, colorée en bleu violacée autour de l'électrode A. lorsque l'on ferme l'interrupteur, on observe :
  - Que la lampe brille.
  - Un dégagement de gaz sur chaque électrode.
  - Une 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 H_2).
  - 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 :

$$\text{Anode : } 2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e \text{ (oxydation)}$$

$$\text{Cathode : } 2H_2O + 2e \rightarrow H_2 + 2^-OH \text{ (réduction)}$$

- 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 :



$$Cl_2 + 2\,{}^-OH \longrightarrow ClO^- + H_2O$$

1.2 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 (CuSO4) 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'et ainsi que l'on a :

Nom de l'on	ion cuivrique	Ion permanganate	Ion dichromate	Ion cobalt	Ion fer II	Ion fer III	Ion chlorure	Io sulfate	Ion sodium
Formule de l'ion	Cu^{2+}	MnO_4^-	$Cr_2O_7^{2-}$	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 $CuSO_4.5H_2O$.

1.3 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 soient d'un dégagement d'énergie (l'hydratation), soient 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 Qd 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. Dan ce cas $|Q_h| = Q_d$ (ar $Q_h<0$)
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 $|Qh| < Qd$.

L'équation bilan associée à la dissolution d'un solide ionique se traduit toujours par une équation de mise en solution.

Exemples :

$NaCl_{(s)} \rightarrow Na^+ + Cl^-$; $NaOH \rightarrow Na^+ + {}^-OH$; $NH_4NO_3 \rightarrow NH_4^+ + NO_3^-$;

$CuSO_4.5H_2O \rightarrow Cu^{2+} + SO_4^{2-} + 5H_2O$

1.4 Solubilité

1.4.1 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 = m/V or n = m/M ↔ m = nxM alors, S = nM/V = CM avec C la concentration molaire de la solution (mol/L).

1.4.2 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.

2 la concentration dans une solution

2.1 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'ou C = n/V avec, C (mol/L), n (mol), V(L).

Remarques :

- une solution est dite molaire, décimolaire ou centimolaire lorsque sa concentration vaut respectivement 1mol/L, 0,1mol/M, 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 : $n_i = nf$ soit $C_iV_i = C_fV_f$. 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 = 200mL. On la dilue en ajoutant 300mL d'eau. Quelle est la concentraion C_2 de la solution obtenue ?

2.2 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 :

[A] = n_A/V. Avec [A](mol/L), n_A(mol), V(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 $m[M^{m+}] + n[N^{n+}] = t[T^{t-}] + v[V^{v-}]$.

2.3 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 mase de l'espèce chimique considérée dans un litre de solution. Soit A l'espèce chimique, A sa masse et V le volume e la solution, sa concentration massique notée C_m est donnée par :

$C_m = m_A/V$. comme $n_A = m_A/M_A$, $m_A = n_A M_A$ d'où $C_m = n_A M_A/V = [A]M_A$.

Exercice d'application :

A) Calculer les concentrations des différents ions contenus dans une solution d'$Al_2(SO_4)_3$ obtenue en dissolvant 5 g d'$Al_2(SO_4)_3$ dans l'eau et en compléant le volume à 500 cm^3.

B) Vérifier l'équation d'électroneutralité.

CHAPITRE 7 : SOLUTION ACIDES, BASIQUES ou NEUTRES.

Situation problème :

Compétences

- Donner les propriétés d'un acide fort et d'une base forte.
- Donner les propriétés d'un acide faible et d'une base faible.

1- Solutions aqueuses acides :

1.1- Notion d'acide fort : exemple d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique.

Une solution aqueuse d'acide chlorhydrique est obtenue par dissociation dans l'eau d'un gaz incolore à odeur suffocante de densité supérieure à 1 appelé chlorure d'hydrogène de formule brute HCl.

- En présence d'une solution de nitrate d'argent, on observe un précipité blanc de chlorure d'argent, la solution contient donc les ions Cl^-.
- Elle fait virer au jaune le bleu de bromothymol et en rouge l'hélianthine, la solution contient dont les ions H_3O^+.
  L'étude de la solution montre qu'elle ne contient aucune molécule de HCl. La dissociation du chlorure d'hydrogène dans l'eau s'accompagne d'une réaction chimique totale rapide et exothermique :

$$HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

La solution aqueuse d'acide chlorhydrique est une solution ionique. Elle contient en plus des molécules d'eaux, les espèces majoritaires H_3O^+ et Cl^- et de façon minoritaire ^-OH. Les solutions aqueuses de chlorures d'hydrogènes sont des **acides forts** car la **dissociation** est totale.

Si n représente la quantité de matière de HCl dissoute dans un volume V d'eau, la concentration molaire de la solution obtenu est :

$$C=n/V,\ [H_3O^+] = n_{H3O+}/V = n/V = C.\ [H_3O^+] = C$$

Remarque :

Tous les acides qui réagissent totalement sur l'eau sont des acides forts.

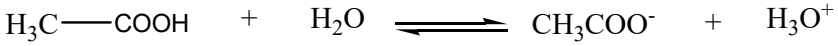
En plus des monoacides comme HCl, il existe des diacides (l'acide sulfurique H_2SO_4), et des triacides (acides phosphoriques H_3PO_4) etc.

1.2 Notion d'acide faible : Exemple d'une solution aqueuse d'acide éthanoïque.

L'acide éthanoïque généralement appelé acide acétique, est un acide carboxylique qui à l'état pur est un liquide moléculaire, sa formule brute est CH_3COOH.

L'acide acétique est miscible à l'eau en toute proportion. Sa dissolution est faiblement exothermique. La solution aqueuse d'acide éthanoïque conduit le courant électrique, elle fait virer au jaune le BB, elle est donc acide. Elle contient plus d'ions H_3O^+ que ^-OH, l'analyse de cette solution montre que outre les molécules d'eau, elle contient majoritairement des molécules d'acides éthanoïque de façon minoritaire des ions éthanoate CH_3COO^- et H_3O^+ et de façon ultra minoritaire les ions ^-OH.

L'équation de dissolution des molécules d'acide éthanoïque dans l'eau est alors un équilibre chimique qui se traduit par :



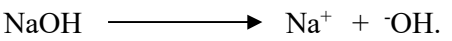
1.3 Définition : un acide est tout corps susceptible de céder les protons H^+ au cours d'une réaction chimique : c'est la définition de Bronsted d'un acide.

1.4 Exemples d'autres acides :

2- Solutions aqueuses basiques :

2.1- Notion de base forte : Exemple d'une solution aqueuse de NaOH.

Couramment appelé soude, l'hydroxyde de sodium est un solide cristallisé blanc qui se présente le plus souvent sous forme de pastille, constitué d'ion sodium Na^+ et hydroxyde ^-OH. La dissociation dans l'eau est exothermique et se traduit par l'équation :



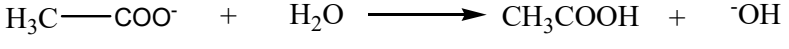
La solution obtenue fait virer au bleu le bleu de bromothymol et en rouge violacé la phénolphtaléine, elle est donc basique. Elle colore par l'intermédiaire d'un fil de platine la flamme d'un bec Meeker donc contient des ions Na^+.Les solutions aqueuses d'hydroxyde de sodium sont des solutions ioniques. En plus des molécules d'eaux, elles contiennent des espèces majoritaires ^-OH et Na^+ et ultra minoritaires H_3O^+.
La réaction de la soude avec l'eau est totale, l'hydroxyde de sodium est donc une base forte. Si n est la quantité de matière de NaOH dissoute dans un volume V d'eau, la concentration de la solution est : C=n/V

Remarque :

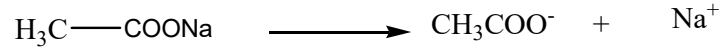
- Cette relation n'est valable que pour des solutions de concentrations comprises entre 10^{-6} et 10^{-1}mol/L.
- Toute base totalement ionisé en solution aqueuse est une base forte. En plus des monobases comme NaOH ; il existe des polybases qui libèrent plusieurs ions ^-OH exemple l'hydroxyde de calcium $Ca(OH)_2$.

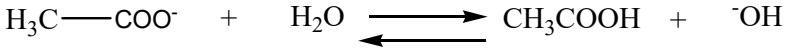
2.2 Notion d'une base faible : Exemple d'une solution basique d'éthanoate de sodium.

L'éthanoate de sodium de formule CH_3COONa est un solide ionique blanc formé d'ion éthanoate et d'ion sodium. Il est très soluble dans l'eau et sa dissolution s'accompagne d'une dispersion des ions qui sont ensuite hydratés. La solution aqueuse d'éthanoate de sodium conduit le courant électrique, elle fait virer au bleu le BB, cette solution est donc basique cet-a-dire qu'elle contient d'avantage d'ion ^-OH que H_3O^+.Les ions ^-OH proviennent de l'hydratation des ions éthanoate selon l'équation :



L'analyse de la solution montre qu'elle contient majoritairement les ions Na^+ et CH_3COO^-, de façon minoritaire des ions ^-OH et les molécules d'acide et de façon ultra minoritaire les ions H_3O^+.
La dissolution de l'éthanoate de sodium suivit de la solvatation (hydratation) des ions est alors un équilibre chimique qui se traduit par les équations :





Toutes les bases dont la réaction sur l'eau est limitée sont appelées des bases faibles.

2.3- Définition : une base est tout corps susceptible de fixer des protons H^+ au cours d'une réaction chimique.

3- Solution neutre : exemple de l'eau salée :

CHAPITRE8 : NOTION DE PH

Situation problème :

Compétences :

1. Quelques généralités.

- **Une solution** est obtenue en dissolvant un corps solide liquide ou gazeux **(soluté)** dans un liquide **(solvant).** Dans le cas ou le solvant est l'eau, la solution est **dite aqueuse**. Les solutions sont généralement homogènes.

Certaines solutions ont la particularité de conduire le courant électrique dans ce cas :

Soit elles possèdent des porteurs (ions) on parle alors de **solution ionique**, soit elles constituent de molécules polaires que constituent constamment des **dipôles électriques**.

- Généralement noté **C**, la concentration molaire d'une solution est la quantité de matière de soluté dissoute dans un litre de solution. Ainsi, si **n** représente la quantité de matière du soluté et **V** le volume de la solution la concentration de cette solution est :

  C=n/V avec C (mol/L), n (mol) et V(L).

Remarque :

Lorsque la concentration est de **1 mol/L**, on parle de **solution molaire**, lorsqu'elle est de **0,1mol/L** on parle de solution **decimolaire**, lorsqu'elle est de **0,01mol/L**, on parle **de solution centimolaire.**

- La concentration molaire d'une espèce chimique X réellement présente dans une solution une fois la dissolution achevée est la quantité de matière de cette espèce chimique dissoute dans 1L de solution tel que :

$[X] = n_X/V$, avec [X] (mol/L), n_X (mol) et V(L).

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

Remarque :

- Une espèce chimique A est dite **minoritaire** devant une espèce B si le rapport $[A]/[B]<10^{-2}$.
- L'espèce A est dite **ultra minoritaire** devant B si $[A]/[B]<10^{-4}$.

Dans les deux cas, l'espèce B est dite **majoritaire**.

Exercice d'application :

« cocktail d'ions »

Quelles sont les concentrations des ions obtenues en dissolvant :

- 15g de $Co(NO_3)_2$, $6H_2O$;

- 23g de $NiSO_4, 7H_2O$;
- 25mL d'une solution de chlorure de fer III à 27,5% en masse de $FeCl_3$, de masse volumique égale à1,26 kg/L sachant que le volume total de la solution est amené à 1L.

On donne en g/mol : Co = 58,9 ; Ni = 58,7, N= 14 ; O = 16 ; H = 1 ; S = 32.
Vérifier l'équation d'électroneutralité.

Solution:
M $Co(NO_3)_2, 6H_2O$ = 291,03g/mol, M $NiSO_4, 7H_2O$ = 280,87g/mol.
M(FeCl3) = 162,21g/mol.
$n(Co^{2+}) = 15/291,03 = 5,15x10^{-2}$mol ; $n(NO_3^-) = 0,103$mol.
$n(Ni^{2+}) = 23/280,87 = 8,19x10^{-2}$ mol; $n(SO_4^{2+}) = 8x10^{-2}$mol.
$n(Fe^{3+})$ dans 1L de solution: $n(Fe^{3+}) = 1260x0,275/162,21 = 2,136$mol, d'où dans la mélange $n(Fe^{3+}) = 2,1360,025 = 5,34x10^{-2}$mol ; $n(Cl^-) = 3n(Fe^{3+}) = 0,160$mol.
Dans la solution obtenue, les concentrations des ions sont égales à :
$[Co^{2+}]$ = 5,15x10-2mol/L, $[Ni^{2+}]$ = 8,19x10-2mol/L; $[Fe^{3+}] = 5,34x10^{-2}$mol/L;
$[Cl^-]$ = 0,16mol/L; $[NO_3^-]$ = 0,103mol/L; $[SO_4^{2-}] = 8,19x10^{-2}$mol/.

2- Autoprotolyse de l'eau.

Globalement, l'eau contient toujours les ions ^-OH et H_3O^+ mais dont les proportions diffèrent au fur et à meure que l'on s'approche de l'état de pureté.

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 : $H_2O + H_2O \rightarrow H_3O^+ + {}^-OH$

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

$$H_3O^+ + {}^-OH \longrightarrow 2H_2O$$

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

$$2H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + {}^-OH$$

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

3- Notion de produit ionique de l'eau.

En thermodynamique, on définit un nombre noté Ke et appelé constante d'équilibre d'autoprotolyse de l'eau ou encore produit ionique. Dans toute solution aqueuse, le produit ionique est donnée par :

$$\mathbf{Ke = [^-OH].[H_3O^+].}$$

Remarque :
Le Ke de l'eau est un nombre sans dimension, il varie en fonction de la température (augmente), ainsi, à 25°C, $[H_3O^+] = 10^{-7}$mol/L, $[^-OH] = 10^{-7}$mol/L d'où
$Ke = [^-OH] \times [H_3O^+] = 10^{-14}$.
A 60°C, $Ke = 10^{-13}$.

4- Le pH des solutions aqueuses.

4.1- Définition :

Pour les solutions diluées cet-à-dire de concentration inférieure à 0,1mol/L, et quelque soit les espèces chimiques présentent, Par définition, le pH est donné par :

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

C'est un nombre sans unité. Plusieurs méthodes sont utilisées pour la détermination du pH :

- Le papier pH.
- Le pH-mètre (méthode la plus sur).
- Les indicateurs colorés.

4.2- Solution neutre :

Une solution est neutre lorsqu'elle contient autant d'ions hydroniums H_3O^+que d'ion hydroxydes ^-OH ainsi on a $[^-OH] = [H_3O^+]$. À 25°C, $Ke = 10^{-14} = [^-OH] \times [H_3O^+] \leftrightarrow 10^{-14} = [H_3O^+]^2 \leftrightarrow \log 10^{-14} = \log[H_3O^+]^2 \leftrightarrow -14\log 10 = 2\log[H_3O^+]$ en multipliant par (-), $14 = -2\log [H_3O^+], \leftrightarrow 14 = 2pH \leftrightarrow$ **pH = 7**.

4.3- Solution acide :

Les acides étant susceptible de céder des protons, une solution acide possède plus d'ions H_3O^+ que ^-OH alors $[H_3O^+]>[^-OH]$.
A 25°C $Ke = 10^{-14}$. $[H_3O^+]>[^-OH]$ en multipliant ceci par $[H_3O^+]$, on a :

$[H_3O^+]^2>[^-OH]\ [H_3O^+]$, $[H_3O^+]^2>Ke$, $\log[H_3O^+]^2>\log Ke$, $2\log[H_3O^+]>\log 10^{-14}$, en multipliant par(-),

on a, $-2\log[H_3O^+]<-\log 10^{-14} \leftrightarrow 2pH<14 \leftrightarrow$ **pH<7**.

4.4- Solution basique :

Selon Bronsted, les bases sont susceptibles de capter les protons H^+ par conséquent une solution basique possède plus d'ion ^-OH que d'ion H_3O^+ d'où : $[H_3O^+]<[^-OH]$.
A 25°C $Ke = 10^{-14}$. $[H_3O^+]<[^-OH]$ en multipliant ceci par $[H_3O^+]$, on a :

$[H_3O^+]^2<[^-OH]\ [H_3O^+]$, $[H_3O^+]^2<Ke$, $\log[H_3O^+]^2<\log Ke$, $2\log[H_3O^+]<\log 10^{-14}$, en multipliant par(-),

on a, $-2\log[H_3O^+]>-\log 10^{-14} \leftrightarrow 2pH>14 \leftrightarrow$ **pH>7.**

CHAPITRE 9 : DOSAGE D'UNE SOLUTION D'ACIDE CHLORHYDRIQUE PAR LA SOUDE

Situation problème :

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. En donnez en une application.

Compétences :

1. Etude de la réaction

1.1 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 qui consiste à mesurer progressivement la valeur du pH d'une solution par ajout modérer de la solution titrante.
  - Le dosage colorimétrique qui se fait par utilisation d'un indicateur coloré. On observe dans ce cas un changement de couleur.
- Point d'équivalence : C'est le point ou le nombre de moles de base est égale au nombre de mole d'acide.

1.2 Équation de la réaction et caractéristiques :

a- Dispositif expérimental.

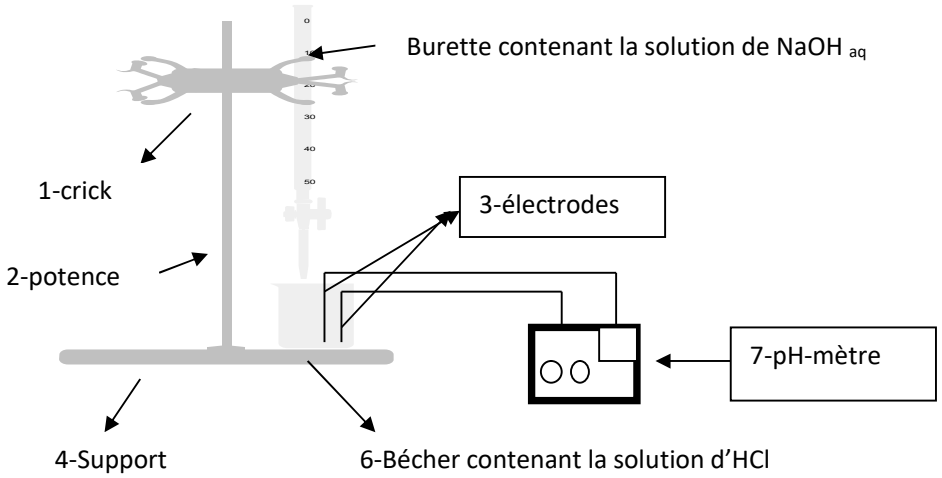


Fig.1 Dispositif expérimenta pour dosage pH-métrique

b- Expérience :

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

c- Conclusion :

L'équation de la réaction entre une solution d'acide chlorhydrique ($H_3O^+ + Cl^-$) et d'hydroxyde de sodium ($Na^+ + {}^-OH$) s'écrit : $(H_3O^+ + Cl^-) + (Na^+ + OH^-) \rightarrow 2H_2O + (Na^+ + Cl^-)$.

C'est une réaction rapide, totale et exothermique.

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 : $H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2H_2O$. 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.

d- Généralisation :

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 :

$H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2H_2O$.

1.3 Equivalence acido- basique :

- Le bleu de bromotymol nous permet de mettre en évidence l'équivalence ;
- L'équivalence est obtenue lorsque les réactifs sont mélangés dans les proportions stœchiométriques. Donc on a à l'équivalence : **$n(H_3O^+)=n(OH^-)$;**
- A l'équivalence, la solution passe du jaune au bleu à la goutte près grâce au bleu de bromothymol.

2. Dosage acido-basiques :

2.1 Principe:

Pour doser une solution d'acide de concentration inconnue C_a, on utilise une solution basique de concentration C_b. soit V_b le volume de la solution basique qu'il faut verser dans le volume V_a de la solution acide pour atteindre l'équivalence.

A l'équivalence, on a **$n_{H3O+} = n_{HO-} \leftrightarrow C_aV_a = C_bV_{bE}$ (formule du dosage acido-basique)** avec V_{bE} le volume de base équivalent. La concentration d'acide est donc : **$C_a = C_bV_{bE}/V_a$**

2.2 Application :

- **Activité expérimentale :** Réaction entre une solution d'acide chlorhydrique et une solution d'hydroxyde de sodium.

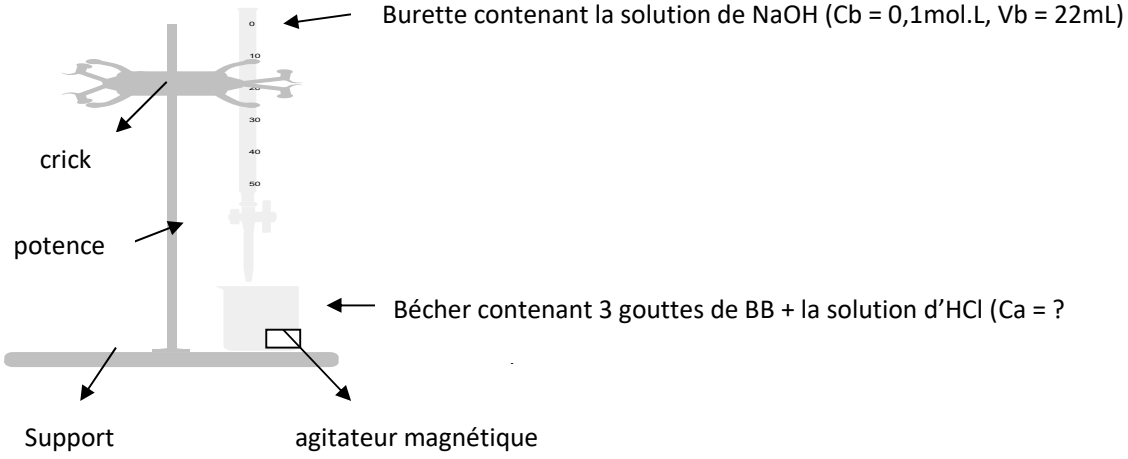
- **Objectif :** Doser une solution d'acide chlorhydrique par une solution d'hydroxyde de sodium.

Matériels	Produits chimiques
2 seringues de 2mL	-solution de $NaOH_{aq}$ à 0,1mol.L
2 micropipettes	Solution de HCl_{aq} à titrer
1 entonnoir	Phénophtaléine
1 tube en silicone	Eau
1 micro support à 2 clips	
1 comboplate à godets	
1 micro spatule et 1 macro spatule.	
1microburette.	
1microbruleur	
2 béchers pour prélever les solutions.	
2 godets pour eau et poubelle	

Consigne :

- En cas de contact de la peau avec l'acide ou la base, la rincer rapidement à l'eau
- Éviter de remettre le produit prélevé dans son flacon initial
- Rincer toujours le matériel avant son utilisation

- **Dispositif expérimental.**



- **Mode opératoire**

1. Réaliser le montage (fixer le micro support dans le godet D_2 et orienter les clips au dessus du godet F_1).
2. Remplir la micro burette avec la solution de NaOH $_{aq}$ jusqu'à la graduation 0,00mL et la fixer dans les clips.
3. Prélever à l'aide de la seringue 1,00 ml de la solution HCl $_{aq}$ et l'introduire dans le godet F_1. Faire de même pour les godets F_4 et F_6.
4. Ajouter une goutte de phénophtaléine dans F1 et noter la couleur de la solution.
5. Verser progressivement la solution de soude de la micro burette dans la solution d'acide tout en homogénéisant à l'aide de la micro spatule, jusqu'à ce que la solution change de couleur.
6. Noter le volume V_1 de NaOH $_{aq}$ versé.
7. Remplir de nouveau la micro burette et reprendre les opérations 4 ; 5 et 6 en ayant pris soin de placer le micro support dans les godets D_7 et D_{12}. A l'approche du volume V_1, laisser tomber la solution de soude goutte à goutte et relever alors les volumes V_2 et V_3.

Nettoyer le matériel et l'assécher.

- **Interprétation des observations.**

1. Pourquoi la solution change-t-elle de couleur lorsqu'on verse un volume approprié de solution de soude ?.....

2. Écrire l'équation bilan de la réaction qui s'est produite dans les godets. ……..
…….

3. Calculer $V_b = (V_1 + V_2)/2$ le volume moyen de la solution de soude versée V_b = …….

4. A partir de l'équation chimique, déterminer la concentration C_a de la solution d'acide chlorhydrique. $n_{H3O+} = n_{HO-} \leftrightarrow C_aV_a = C_bV_b$, $C_a = C_bV_b/V_a$. AN) Ca = ……..

Ca = ……..±0,01mol/L.

Nous avons ainsi réalisé le dosage de notre solution d'acide chlorhydrique par la solution de soude.

CHAPITRE 10 : CARACTERISATION DE QUELQUES IONS

Situation problème :

Observer une étiquette d'une bouteille d'eau minérale Aquabel.

- Quels sont les ions contenus dans cette eau ?
- Comment identifier ces ions ?

Compétence :

Caractériser les ions contenus dans une solution

1- Identification des cations

Les cations sont pour la pus part des ions métalliques. Ils ont pour formule générale M^{+n} où M désigne le métal considéré et n le nombre d'électrons cédés.

Cation	Réactif	Test	Schéma	Observation	Equation-bilan
cuivre Cu^{2+}	Hydroxyde de sodium				

2- Identification des anions

Ces tests se résument dans le tableau suivant :

Anion	Réactif	Test	Schéma	Observation	Equation-bilan

3- Méthodes générales d'identification