

**COURS DE CHIMIE EN CLASSE DE 2nde C/
APC**

Enseignant : BELIBI JEAN R

Grade : PLEG

Programme à suivre :

Module 1 : STRUCTURE DE LA MATIÈRE ET ANALYSE ÉLÉMENTAIRE DES COMPOSÉS ORGANIQUES

Volume horaire alloué au module : 32 heures cours : 14 h TP : 6 h TD : 12 h

Ce module sera divisé en six Séquences:

Séquence 1 : Le noyau atomique

Leçon 1 : Mise en évidence du noyau atomique

Leçon 2 : Structure de l'atome : - Dimension, masse et constitution du noyau atomique. –Ordre de grandeur des dimensions, de la masse de l'atome et de son noyau -Nombre de charge ; nombre de masse. - Représentation d'un noyau atomique. –Isotopes

Séquence 2 : Structure électronique des atomes

Leçon 1 : Répartition des électrons autour du noyau et Structure électronique des atomes

Leçon 2 : Représentation de Lewis d'un atome et La classification périodique des éléments

Séquence 3 : Molécule et notion de volume molaire

Leçon 1 : Les molécules

Leçon 2 : Notion de volume molaire

Séquence 4 : Structure de quelques composés ioniques

Leçon 1 : Structure du Chlorure de sodium

Leçon 2 : Caractérisation de quelques ions

Séquence 5 : Introduction à la chimie organique

Leçon 1 : Généralités sur les composés organiques

Leçon 2 : Analyse élémentaire des composés organiques

Cours de chimie 2nde C type APC

Il y est question dans ce module, de familiariser l'apprenant avec l'atome et la classification périodique ; de montrer à l'apprenant comment un atome tend à acquérir la configuration électronique d'un gaz rare dans la formation des molécules et des ions, d'étudier la structure de quelques composés ioniques, d'utiliser un volume gazeux à température et pression donnée ; de lui montrer l'importance des composés organiques dans le monde et l'initier à l'analyse élémentaire des composés organiques.

Module 2 : SOLUTIONS AQUEUSES

Volume horaire alloué au module : **40 heures** cours : **18 h** TP : **10 h** TD : 12 h

Ce module comporte cinq (05) parties à savoir :

- Généralités sur les solutions aqueuses ;
- Solutions acides, basiques et neutres ;
- Notion de pH ;
- Dosage d'une solution d'acide chlorhydrique par une solution d'hydroxyde de sodium ;
- Caractérisation de quelques ions.

Dans ces parties seront étudiés :

- Les solutions acides, basiques et neutres en s'appuyant sur des exemples de la vie courante ;
- La réaction acide-base pour déterminer la concentration d'une solution acide ou basique à l'aide d'une solution titrée de base ou d'acide.
- Caractérisation de quelques ions.

Ceci est un approfondissement des concepts déjà vus au premier cycle.

Séquence 1 : généralités sur les solutions aqueuses

Leçon 1 : Dissolution dans l'eau des solides ioniques.

Leçon 2 : Grandeurs caractéristiques des solutions aqueuses

Séquence 2 : Solutions acides, basiques ou neutres

Leçon 1 : Solutions acides

Leçon 2 : Solutions basiques et solutions neutres

Séquence 3 : Notion de pH et dosage d'une solution d'acide chlorhydrique par la soude

Leçon 1 : Notion de pH

Leçon 2 : Dosage d'une solution d'acide chlorhydrique par la soude

Séquence 4 : caractérisation de quelques ions

Leçon 1 : Méthodes générales d'identification des ions

Leçon 2 : Quelques exemples d'identifications d'ions

Module 1 : STRUCTURE DE LA MATIÈRE ET ANALYSE ÉLÉMENTAIRE DES COMPOSÉS ORGANIQUES

SEQUENCE 1 : LE NOYAU ATOMIQUE

Situation problème

La matière vivante est formée à partir de corpuscules élémentaires appelées *atomes*. Un atome est constitué d'un noyau central autour duquel gravitent des électrons.

Liam, élève en classe de 3^{ème}, ne comprend pas pourquoi l'atome est électriquement neutre et que les électrons ne s'éloignent pas de l'atome.

- Comment a été découvert le noyau atomique ?
- Quelle est la composition d'un noyau atomique ?
- Quelles sont les caractéristiques des particules du noyau atomique ?

Compétences attendues

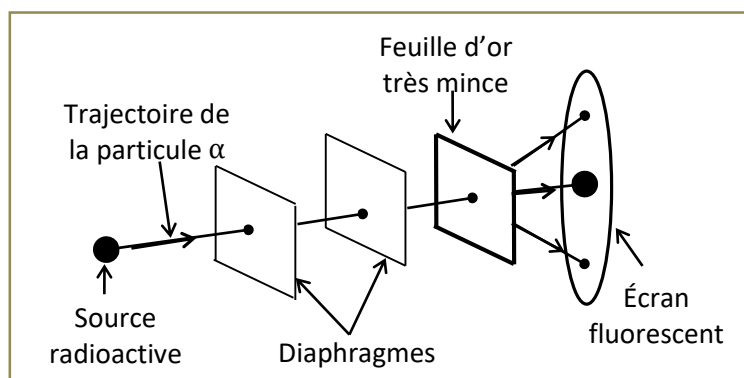
- Donner l'ordre des grandeurs et la composition d'un noyau atomique.
- Représenter un noyau atomique.
- Identifier les isotopes.

Leçon 1 : MISE EN EVIDENCE DU NOYAU ATOMIQUE

1. Activité : Expérience d'Ernest Rutherford (1911)

Dans le but de connaître la structure de l'atome, le chimiste britannique Ernest Rutherford, réalise une expérience qui consiste à placer sur le trajet d'un faisceau de particules

α (noyau d'Hélium), une feuille d'or de mince épaisseur. Ces particules, chargées d'électricité



positive, sont émises par une source radioactive et canalisées grâce à des diaphragmes.

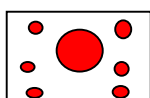
Question : Qu'observe-t-on sur l'écran ?

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.**



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 chargés d'électricité positive** qui repoussent les particules passant à proximité d'elles, ces corpuscules sont appelés **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.

Rutherford conclut également que le noyau atomique peut – être assimilé à une sphère dont le rayon est de l'ordre de **10^{-15} m.**

4. 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.

Leçon 2 : CARACTERISTIQUES DU NOYAU ATOMIQUE

1. Activité

Un extrait d'une case du tableau de classification périodique donne la représentation suivante :



- Donne la signification de la lettre F et des nombres 32 et 16 ?
- Quels sont les constituants du noyau de cet atome ?
- Calcule la masse et la charge électrique de ce noyau atomique.
- Compare les représentations suivantes : ${}_{8}^{16}\text{O}$ et ${}_{8}^{17}\text{O}$.

2. Les constituants du noyau atomique

Le noyau est constitué de particules appelées nucléon. 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 $q_p = +e = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{C}$. La charge s'exprime en coulomb

(C). La masse du proton est $m_p = 1,672 \cdot 10^{-27} \text{kg}$.

- **Les neutrons** : Ils ne portent aucune charge électrique ($q_n = 0 \text{C}$). La masse d'un neutron est sensiblement égale à celle du proton, $m_n \approx m_p = 1,672 \cdot 10^{-27} \text{kg}$.

- **Remarque** : La masse d'un électron est environ 1836 fois plus petite que celles d'un proton

$$\left(\frac{m_p}{m_e} \approx 1836 \right)$$

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 c'est-à-dire le nombre de protons et de neutrons.

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

$$a : A = N + Z \text{ soit } N = A - Z$$

4. 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 $m_{\text{atome}} = A \times m_p + Z \times m_{e^-}$, $m_p \gg m_{e^-}$,

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

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

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

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 : $Q = +Z \times e$ (e est la charge élémentaire et vaut $e = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{C}$)
- L'atome étant électriquement neutre, la charge $+ \times Z \times e$ 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.

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** : ${}^{14}_7 \text{N}$, ${}^{12}_6 \text{C}$, ${}^{16}_8 \text{O}$,

${}^{55}_{25} \text{Mn}$.

Exercice d'application :

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

1. Quel est le numéro atomique de ce noyau ?

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

4. 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 donc le même nombre de protons mais leur nombre de neutrons sont différents exemple :

^1_1H , ^2_1H (deutérium), ^3_1H (tritium) sont isotopes de l'hydrogène

$^{12}_6\text{C}$, $^{14}_6\text{C}$ sont les isotopes du 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}B = 19,64%, ^{11}B = 80,36%. Sachant que les masses d'une mole d'atome de ses isotopes sont respectivement 10,0129g/mol et 11,0093g/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.

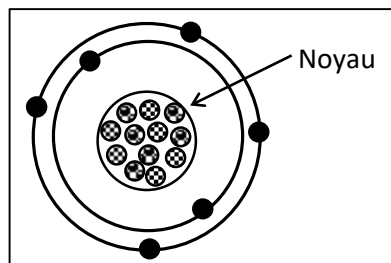
Exemple : ^4_2He , $^{235}_{92}\text{U}$

Séquence 2 : STRUCTURE ELECTRONIQUE DES ATOMES

Situation problème :

Dans une revue scientifique, Brice découvre la figure ci – contre représentant l'atome de carbone :

Il voudrait savoir comprendre la signification des différents cercles représentés autour du noyau.



Compétences attendues:

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

Leçon 1 : REPARTITION DES ELECTRONS AUTOUR DU NOYAU ET REGLES DE REMPLISSAGE DES COUCHES ELECTRONIQUES

Activité

Brice réussit à faire la légende de la figure précédente : les cercles correspondent aux trajectoires des électrons et ces cercles sont désignés par les lettres **K** et **L**.

Il se pose les questions suivantes :

- Quelles sont les caractéristiques d'un électron ?
- Comment se répartissent les électrons autour du noyau ?
- Que signifient les lettres K et L ?

1. Répartition des électrons autour du noyau

Les électrons sont répartis autour du noyau sur des couches électroniques. Ceux appartenant à la même couche ont le même niveau d'énergie et chaque couche est 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 laquelle 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 $2n^2$.

n	1	2	3	4	5	6	7
$2n^2$	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 :

- Pour le programme de la classe de 2^{nde}, on se limitera aux 18 premiers éléments ($1 \leq Z \leq 18$) et on considèra dans ce cas que la couche M se sature à 8 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: $k^2L^8M^3$; H : k^1 .

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.

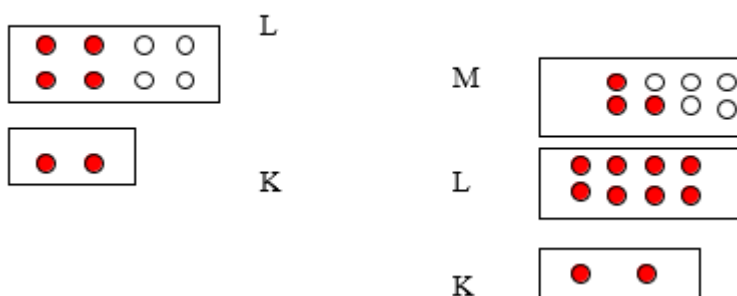
Exemple : Donnons la structure électronique des atomes suivants :

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 .

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 et l'atome d'aluminium sont :



Exercice d'application : Donner la structure électronique de : Ar (Z= 18), Cl (Z = 17), Mg (Z = 12), P (Z = 15)

Séquence 2

Leçon 2 : REPRESENTATION DE LEWIS D'UN ATOME ET LA CLASSIFICATION PERIODIQUE DES ELEMENTS

Activité

1. 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), 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 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.

2. La classification périodique des éléments

2.1. Activité

On considère les éléments suivants : H (Z = 1) ; Li (Z = 3) ; Na (Z = 11) ; Al (Z = 13) ; Si (Z = 14) et P (Z = 15).

01. Compare les formules électroniques des éléments hydrogène, lithium et sodium. Conclure.
02. Compare les représentations de Lewis des éléments aluminium, silicium et phosphore. Conclure.
03. Explique clairement ce classement.

2.2. Définition

La première classification a été élaborée en 1869 par le russe Mendeleïev.

La classification périodique est un tableau renfermant tous les éléments chimiques.

2.3. Remarques générales

Cette classification est constituée de

- 18 colonnes (groupes ou familles) ;
- 7 lignes ou périodes.
- 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.

2.4. 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

2.5. Caractéristiques de cette présentation

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

- 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.

3. Utilisation de la classification périodique

3.1. Les familles chimiques

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 17^{ème} 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 18^{ème} colonne, ils n'interviennent pratiquement pas dans les réactions chimiques, ils ont une couche externe saturée ce qui explique leur inertie chimique.

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

3.2.1. 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).

3.2.2. Applications

Pour obéir à la règle de l'octet, un atome a deux possibilités :

- Soit perdre ou gagner des électrons et se transformer en ion.
- Soit s'associer avec d'autres atomes pour former des molécules.

Lorsqu'un atome X gagne des électrons, il se transforme en ion Xⁿ⁻ (n est le nombre d'électrons gagnés) et l'équation électronique de passage de l'atome à l'ion s'écrit : $X + ne^- \rightarrow X^{n-}$.

Lorsqu'un atome X perd des électrons, il se transforme en ion Xⁿ⁺ (n est le nombre d'électrons perdus) et l'équation électronique de passage de l'atome à l'ion s'écrit : $X \rightarrow X^{n+} + ne^-$.

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.

Exemple :

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

Solution :

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+} .

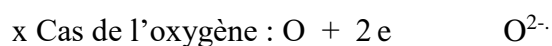
O : K^2L^6 . Le gain de 2 électrons est favorable par rapport à la perte de 6 d'où la formule de l'ion O^{2-}

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 :



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.

Séquence 3 : MOLECULE ET NOTION DE VOLUME MOLAIRE

Situation problème

Dans le cadre des journées portes ouvertes du collège Vogt, un groupe d'élèves de la classe de 2nde C doivent réaliser des modèles moléculaires des molécules de diazote (N₂), de méthane (CH₄) et de dioxyde de carbone (CO₂).

Ces élèves ne savent pas comment associer les atomes présents dans ces molécules ainsi que donner les formes géométriques de ces molécules.

Compétences attendues

- 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.

Leçon 1 : LES MOLECULES

1. Activité

Aide ce groupe d'élèves en répondant aux questions suivantes :

01. Donne le nombre total d'atomes de chaque molécule : C₂H₄, H₂SO₄...

02. Après avoir donné les représentations de Lewis des atomes d'hydrogène, d'azote, de carbone et d'oxygène, en déduis le nombre d'association que peut établir chacun de ces atomes.

03. Renseigne-toi et donne les agencements des atomes dans chaque molécule ainsi que leurs formes géométriques.

2. 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 : CH₄ : Cette molécule renferme 1C et 4H, son atomicité est donc 1+4=5. C₂H₆O (9), HCl (2), K₂Cr₂O₇(?).

- **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.

3. La liaison covalente.

3.1. Définition

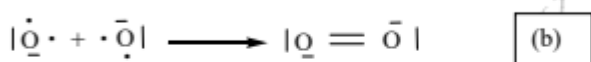
- On appelle **valence** d'un atome, le nombre de liaison covalente que peut former cet atome. Elle est égale au nombre d'électrons célibataires de sa dernière couche
- Une **liaison covalente ou de covalence** est la mise en commun par deux atomes d'une ou de plusieurs paires d'électrons appelées doublet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

3.2. Formation et représentation de la liaison covalente.

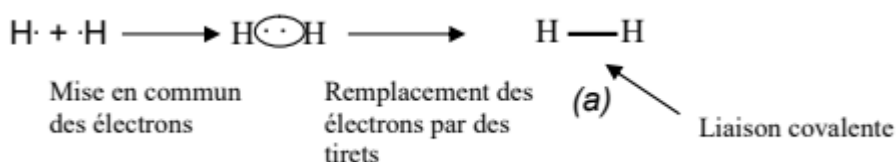
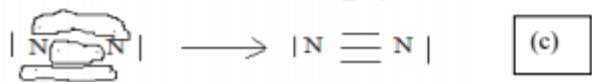
Considérons la molécule de dihydrogène (H₂) d'atomicité égal à 2, la représentation de Lewis de l'atome d'hydrogène est H·. Si chaque atome de la molécule apporte son électron, nous aurons :

➤ Cas de O₂

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



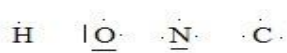
➤ Cas de N₂



Remarque :

- 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 :



3.3. Types de liaisons covalentes

Une liaison covalente est dite :

- **Simple** lorsqu'elle résulte de la mise en commun d'une seule paire d'électrons ;
- **Double** lorsqu'elle résulte de la mise en commun de deux paires d'électrons ;
- **Triple** lorsqu'elle résulte de la mise en commun de trois paires d'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 ↔ 3 couches : K, L, M. structure électronique : K²L⁸M⁷. Il s'agit du chlore



Cl. C'est un halogène et sa représentation de Lewis est :



2) Sa valence est 1 il est monovalent.

4. Structure de la molécule : Représentation de la molécule.

4.1. Formule brute.

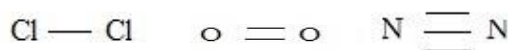
La formule brute d'une molécule met en évidence le nombre et la nature des atomes présents dans la molécule. Elle s'obtient en juxtaposant les symboles des éléments constituant la molécule, en indice, en bas et à droite, chaque symbole porte le nombre d'atome de l'élément considéré. Lorsque le nombre 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).

4.1. Formule développée.

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

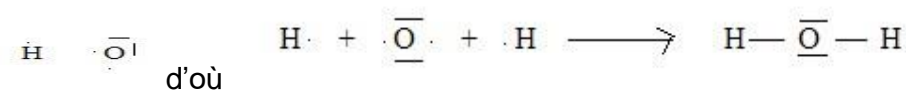
Exemples :



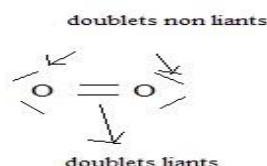
4.2. Représentation de Lewis d'une molécule.

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 :



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 ₂ H ₆ O		
C ₄ H ₁₀		
CO ₂		

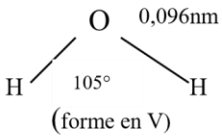
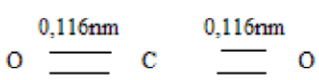
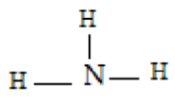
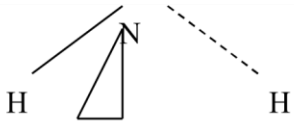
4.3. structure géométrique des molécules.

La structure géométrique est la disposition des atomes d'une molécule dans l'espace avec précision des longueurs des liaisons et des angles entre les liaisons.

Pour la représenter, on utilise des boules colorées appelées *modèles moléculaires* et elles sont de deux types : les *modèles éclatés* et les *modèles compacts*.

Le tableau ci – dessous donne la structure géométrique des quelques molécules simples (**voir livre**)

Structure de quelques molécules.

Noms	Formule brute	Formule développée	Géométrie
Dihydrogène	H ₂	H — H	H $\xrightarrow{0,074\text{nm}}$ H
Dichlore	Cl ₂	Cl — Cl	Cl $\xrightarrow{0,199\text{nm}}$ Cl
Chlorure d'hydrogène	HCl	H — Cl	H $\xrightarrow{0,127\text{nm}}$ Cl
Eau	H ₂ O	H — O — H	 <p>0,096nm 105° (forme en V)</p>
Dioxyde de carbone	CO ₂	O = C = O	 <p>0,116nm 0,116nm O = C = O</p>
Ammoniac	NH ₃		 <p>Angle HNH=107°, longueur NH=0,101nm (Forme pyramidale)</p>

Séquence 3 : MOLECULE ET NOTION DE VOLUME MOLAIRE

Leçon 2 : NOTION DE VOLUME MOLAIRE ET GAZ PARFAITS

1. Notion de volume molaire

1.1. Définition

On appelle *volume molaire*, le volume occupé par une mole de gaz indépendamment de sa nature, dans les mêmes conditions de température et de pression.

Il se note V_m , s'exprime en **litres par mol (L/mol)** et dépend de la température et de la pression.

Dans les CNTP ($T = 0^\circ\text{C}$ et $P = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$), le volume molaire vaut $V_m = 22,4 \text{ L/mol}$.

La quantité de matière n d'un gaz contenue dans un volume V , est donnée par la relation :

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

Remarque :

01. La relation ci – dessous n'est valable que pour les corps gazeux.

02. La densité d d'un gaz par rapport à l'air est lié à sa masse molaire M par la relation $M = 29 \times d$.

1.2. 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 >>.

Remarque :

- une mole de molécule contient $6,02 \times 10^{23}$ molécules identiques, ce nombre noté N est le nombre d'Avogadro.
- La densité d'un gaz est donnée par $d=M/29$.

2. Gaz parfaits

Un gaz parfait est un fluide idéal obéissant à l'équation d'état $P \times V = n \times R \times T$: c'est la *loi des gaz parfaits*.

Cours de chimie 2nde C type APC

Dans cette équation : **P** est la pression (en Pa) ; **V** est le volume (en m³) ; **n** est la quantité de matière (en mol) ; **T** est la température (en degré kelvin) et **R** est la constante des gaz parfaits ($R = 8,314 \text{ J/K/mol}$).

3. 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 $4,5 \times 10^{-2} \text{ L}$ de dioxyde de carbone sachant que le volume molaire vaut 25 L/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.

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

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

MODULE 1

SEQUENCE 4 : STRUCTURE DE QUELQUES COMPOSES IONIQUES

Situation problème :

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.

Compétences :

- 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.

Leçon 1 : Structure du Chlorure de sodium

1. Définition

Un *solide* est assemblage régulier et compact d'atomes, d'ions ou de molécules.

Cet assemblage est appelé **crystal** : ensemble formé de plusieurs motifs élémentaires appelés **maille cristalline**.

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

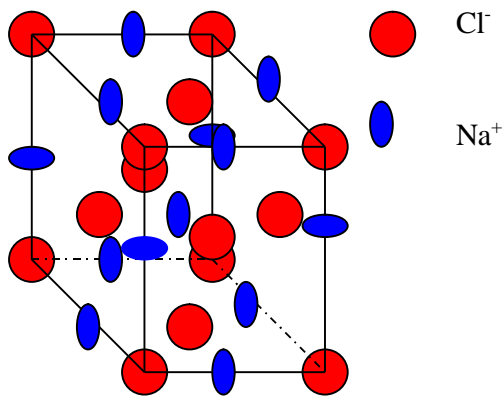
On parlera alors de solide ionique lorsque cet assemblage est formé de cations et d'anions.

2. Les solides ioniques : Cas du chlorure de sodium

2.1. Structure cristalline du chlorure de sodium

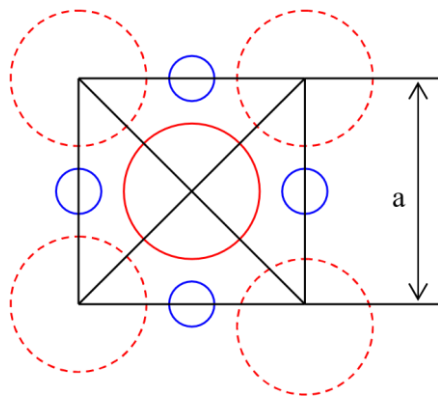
Encore appelé sel de cuisine ou de sable, le chlorure de sodium est un solide ionique formé d'ions chlorure Cl^- et d'ions sodium Na^+ ; il fond à très haute température (environ 800°C) et est soluble dans l'eau.

La maille cristalline du chlorure de sodium est un *cube à face centrées* d'arête $a = 560 \text{ pm} = 560.10^{-12} \text{ m}$. et dont les ions Cl^- occupent les sommets et les centres de chaque face, tandis que les ions Na^+ occupent les milieux des arêtes et le centre du cube.



2.2. Détermination de la formule statistique du chlorure de sodium

On considère la maille NaCl suivante :



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

Dans une maille cristalline en général, chaque ion situé :

- Au sommet contribue au **1/8** du volume total de la maille ;
- Au centre des faces contribue au **1/2** du volume total de la maille ;
- Au milieu d'une arête contribue au **1/4** du volume total de la maille ;
- Au centre du cube contribue entièrement au volume de la maille.

C'est ainsi que dans une maille cristalline du chlorure de sodium, on a $\left(\frac{1}{8} \times 8 + \frac{1}{2} \times 6\right) = 4$ ions Cl^- et $\left(\frac{1}{4} \times 12 + 1 \times 1\right) = 4$ ions Na^+ : le chlorure de sodium est électriquement neutre et sa formule statistique est **NaCl**.

3. Cas général.

La **formule statistique** ou **formule de composition** est la formule de représentation d'un solide ionique. Elle indique les proportions des cations et des anions contenus dans un solide ionique.

Cours de chimie 2^{nde} C type APC

Dans cette formule, l'ion positif est toujours écrit avant l'ion négatif et la neutralité électrique doit être respectée.

Considérons un solide ionique constitué d'ions \mathbf{A}^{a+} et \mathbf{B}^{b-} . La formule statistique de ce solide ionique s'écrit $\mathbf{A}_x\mathbf{B}_y$. Déterminons les valeurs de x et y .

La neutralité électrique du solide ionique impose que $\mathbf{a} \times \mathbf{x} = \mathbf{b} \times \mathbf{y}$; soit encore : $\frac{x}{y} = \frac{b}{a} \Rightarrow \mathbf{x} = \mathbf{b}$ et $\mathbf{y} = \mathbf{a}$. Ainsi la formule statistique du solide ionique devient : $\mathbf{A}_b\mathbf{B}_a$

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-}).

SEQUENCE 4 : STRUCTURE DE QUELQUES COMPOSES IONIQUES

Leçon 2 : Structure des corps purs

1. 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. 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**.

1.2.1. 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).

1.2.2. 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.

2. 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 : H₂O (eau), CaCO₃ (carbonate de calcium), CO₂ (dioxyde de carbone).

3. Les 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).

3.1. Les liquides moléculaires

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

Exemple : H₂O (eau), acétone (C₃H₆O) l'éthanol (C₂H₆O).

3.2. 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.

Exemple: NaCl (Na⁺ + Cl⁻), Al(OH)₃(Al³⁺ + 3OH⁻)

4. structure moléculaire des gaz :

Les gaz sont formés de molécules en agitation constante et désordonnées. 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 : NH₃ + O₂ → NO + H₂O. 1.

Équilibrer la

2. On dispose de n_{NH3} = 15 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 : CuO + C → CO₂ + Cu.

Cours de chimie 2nde C type APC

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 ?

SEQUENCE 5 : INTRODUCTION A LA CHIMIE ORGANIQUE

Situation problème :

Lors de la livraison des produits chimique au laboratoire du collège Vogt, le responsable du laboratoire veut trier les composés organiques des autres produits qu'il vient d'acquérir. Il ne connaît pas faire la différence entre un composé organique et un autre produit chimique.

Compétences:

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

Leçon 1 : Généralités sur les composés organiques

1. Activité

De nos jours, il existe une très grande variété de composés organiques d'origine naturelle ou artificielle et pouvant exister dans les trois états (solide, liquide ou gazeux). Les composés organiques interviennent dans plusieurs domaines d'activités de notre vie : le butane C_4H_{10} (gaz domestique) ; la quinine $C_{20}H_{24}O_2N_2$ (antipaludéen) ; l'éthanol C_2H_6O (alcool antiseptique) ; l'urée C_6H_7N (industrie des colorants) ; etc...

En exploitant le texte ci – dessus, répond aux questions suivantes :

01. Quel élément chimique est commun à tous ces composés organiques ?
02. Propose une définition du terme « composé organique ».
03. Donne quelques domaines de la vie où interviennent les composés organiques.

2. Qu'est-ce que la chimie organique ?

2.1. Définitions

La **chimie organique** est la branche de la chimie qui étudie les composés organiques.

Un **composé organique** est un composé renferment l'élément carbone et leurs combinaisons. Elle s'applique aux composés naturels et artificiels.

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 semidéveloppées d'un composé connaissant son nom et vice-versa.

2.2. Exemples de composés organiques

En fonction des éléments qu'ils renferment, on distingue :

- Les hydrocarbures ou hydrures de carbone de formule brute générale C_xH_y .

Exemples : les alcanes, les alcènes, les cyclanes, les alcynes et les composés aromatiques.

- Les composés organiques oxygénés de formule brute générale $C_xH_yO_z$.

Exemples : les alcools, les cétones, les acides carboxyliques, etc.

- Les composés organiques azotés de formule brute générale $C_xH_yN_t$.

Exemples : les amines.

- Les composés organiques complexes de formule brute générale $C_xH_yO_zN_t$.

Exemples : les amides, les acides aminés.

Remarque :

Des caractères particuliers permettant de distinguer les composés organiques des autres :

- Ils sont des composés moléculaires (formés de liaisons covalentes) et sont peu solubles dans l'eau.
- Ils ont une faible stabilité thermique et sont des combustibles.
- Leurs réactions chimiques sont lentes et réversibles

3. 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 dans :

- L'**agriculture** : engrais, pesticides, etc.
- La **nutrition** : tubercules, céréales, sucre, etc.

Cours de chimie 2nde C type APC

- La **santé** : produits pharmaceutiques, cosmétiques, de beauté et alimentaires.
- L'**énergie** : essence, diesel, charbon, etc.
- L'**industrie chimique** : matières plastiques, caoutchouc, etc.

Module 1

SEQUENCE 5 : INTRODUCTION A LA CHIMIE ORGANIQUE

Leçon 2 : ANALYSE ELEMENTAIRE DES COMPOSES ORGANIQUES

1. Activités

L'analyse élémentaire d'une masse m d'un composé organique produit une masse m_{CO_2} de dioxyde de carbone et une masse $m_{\text{H}_2\text{O}}$ d'eau.

01. Quelles observations

02. Dans le dioxyde de carbone formé, exprime la masse m_{C} de carbone en fonction de celle du dioxyde de carbone.

03. Dans l'eau formée, exprime la masse m_{H} de l'hydrogène en fonction de celle de l'eau.

2. Cours

2.1. Définition et principe

L'analyse élémentaire est un procédé qui consiste à déterminer la composition chimique d'un composé organique. Elle se fait en deux étapes successives : une **analyse qualitative** et une **analyse quantitative**.

2.2. Analyse qualitative

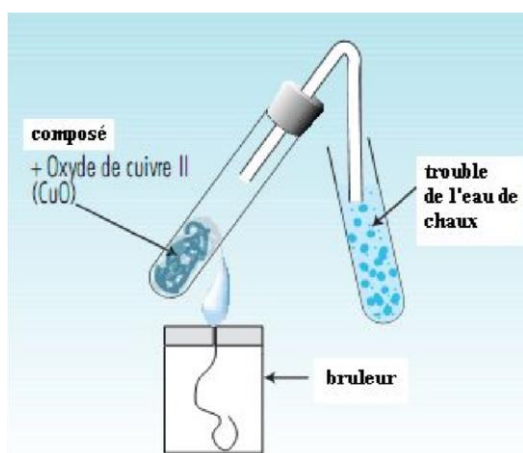
Une analyse qualitative permet de déterminer la nature des différents éléments que renferme un composé organique. Elle se fait par des tests bien appropriés. C'est ainsi que toute substance qui produit :

- Du **dioxyde de carbone** ou du **carbone** au cours d'une transformation (combustion, pyrolyse ou oxydation), contient l'élément carbone.
- De l'**eau** au cours d'une transformation (oxydation ou combustion), contient l'élément hydrogène.
- De l'**ammoniac** ou du **diazote** au cours d'une transformation, contient l'élément azote.

2.2.1. Recherche de l'élément carbone.

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

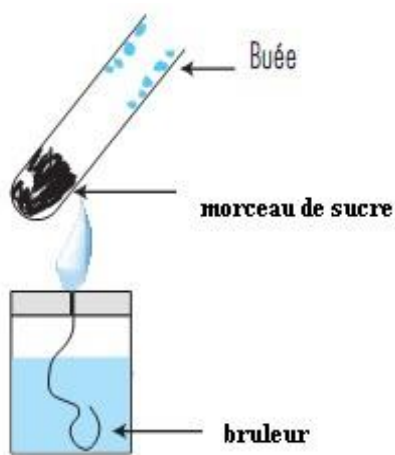
❖ La combustion :



- L'eau de chaux se trouble au contact avec du dioxyde de carbone. La formation du CO₂ 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 :

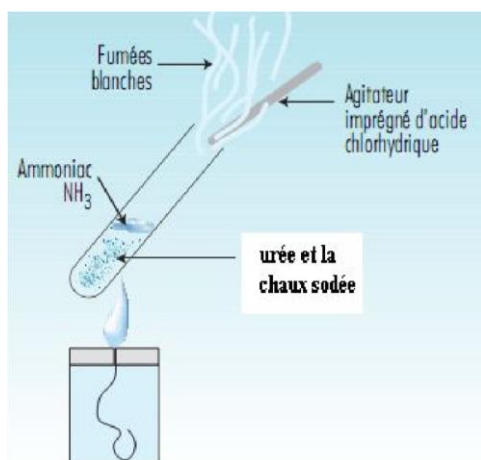
Tout composé qui, par combustion ou par pyrolyse donne des oxydes de carbone (CO_2 et CO) ou du carbone (C) contient inéluctablement l'élément carbone.

2.2.2. 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).

2.2.3. 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 donc de l'uré.

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).

2.2.4. Recherche de l'élément oxygène

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

2.3. Analyse quantitative

Une analyse quantitative permet de déterminer la composition massique centésimale d'un composé organique, et d'en déduire ensuite sa formule brute.

L'analyse qualitative d'une masse m d'un composé organique de formule brute $C_xH_yO_zN_t$, a mis en évidence les éléments carbones, hydrogène et azote respectivement à travers la formation des masses : m_{CO_2} du dioxyde de carbone, m_{H_2O} d'eau et m_{NH_3} d'ammoniac.

Composition centésimale :

- *Elément carbone* : $P(C) = \frac{m_C}{m} \times 100 = \frac{3}{11} \times \frac{m_{CO_2}}{m} \times 100$
- *Elément hydrogène* : $P(H) = \frac{m_H}{m} \times 100 = \frac{1}{9} \times \frac{m_{H_2O}}{m} \times 100$
- *Elément azote* : $P(N) = \frac{m_N}{m} \times 100 = \frac{14}{17} \times \frac{m_{NH_3}}{m} \times 100$
- *Elément oxygène* : $(O) = 100 - [(C) + P(H) + P(N)]$.

Formule brute :

Si M est la masse molaire du composé organique, on peut écrire : $\frac{12x}{P(C)} = \frac{y}{P(H)} = \frac{16z}{P(O)} = \frac{14t}{P(N)} = \frac{M}{100}$.

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 $^{\circ}C$, R (la constante des gaz parfaits $R = 8,314 \text{ U.S.I}$)

4. Exercice d'application

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.

Cours de chimie 2nde C type APC

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.

SEQUENCE 1 : GENERALITES SUR LES SOLUTIONS AQUEUSES

Situation problème

En prélude à la semaine de la jeunesse, les élèves de la classe de 1^{ère} d'un établissement situé dans une zone rurale, veulent réaliser des expériences. Cependant le laboratoire de cet établissement ne dispose plus de solutions aqueuses.

Aide ces élèves à préparer les solutions aqueuses dont ils ont besoin pour leurs expériences.

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

Leçon 1 : DISSOLUTION DANS L'EAU DES SOLIDES IONIQUES

1. Activités

De très nombreux solides ioniques sont solubles dans l'eau. Leur dissolution donne une solution contenant des cations et des anions et conduit le courant électrique.

01. Quel rôle joue l'eau dans d'une dissolution ?

02. Quels sont le mécanisme et l'effet thermique d'une dissolution ?

1. La molécule d'eau

1.1. Structure de la molécule d'eau

L'eau, de formule brute H_2O , est corps omniprésent sur Terre. On la retrouve généralement à l'état liquide et elle a des propriétés uniques.

La molécule d'eau a une **structure triangulaire**. Elle est dipolaire car les liaisons entre chaque atome d'hydrogène et l'atome d'oxygène sont **polarisées** ; elle se comporte comme un **dipôle électrique**. Ce caractère dipolaire confère à la molécule d'eau les propriétés de séparer et de disperser les ions d'un solide ionique.

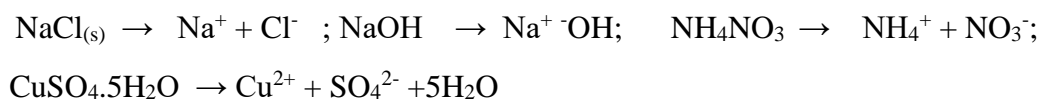
1.2. Mécanisme et effet thermique de la dissolution

Au cours de la dissolution des solides ioniques dans l'eau, trois phénomènes se produisent simultanément :

- **La dissociation** du cristal : c'est un processus endothermique.
- **La dispersion** des ions du cristal parmi les molécules d'eau : c'est aussi un processus endothermique.
- **L'hydratation ou la solvatation** des ions : c'est un processus exothermique. Si **Q_d** est la quantité de chaleur absorbée pendant la dissociation et la dispersion, et **Q_h** la quantité de chaleur libérée lors de l'hydratation, la quantité de chaleur **Q** de la dissolution est **Q = Q_d + Q_h**.
 - Si **Q_{dis} > 0** (**Q_d > |Q_h |**), la dissolution est endothermique. Dans le cas contraire (**Q_{dis} < 0**), elle est exothermique.
 - Si **Q_{dis} = 0** (ou **Q_d = |Q_h |**), la dissolution est athermique.

Remarque : Les propriétés des solutions ioniques sont celles des ions qu'elles renferment. En particulier, la couleur d'une solution est celle des ions solvatés qu'elle contient.

Exemples :



2. Dissolution dans l'eau des solides ioniques.

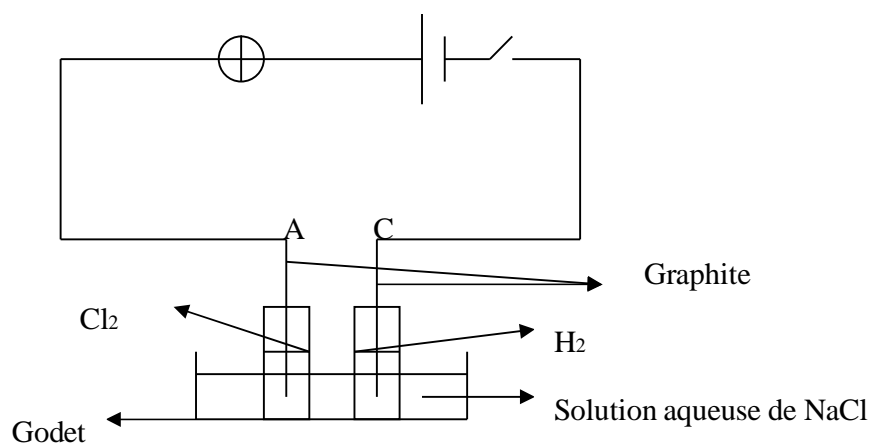
2.1. Définitions

Une solution est un mélange homogène d'un solvant et d'un soluté. Elle est dite aqueuse lorsque le solvant est l'eau.

On distingue deux types de solutions aqueuses : les solutions aqueuses ioniques et les solutions aqueuses non ioniques.

2.2. Electrolyse de la solution aqueuse de chlorure de sodium.

2.2.1. Expérience



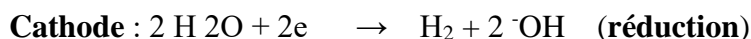
2.2.2. Observation.

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 :

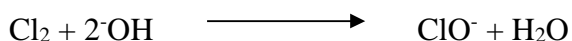
- Que la lampe brille.
- Un dégagement de gaz sur chaque électrode.
- Une coloration en rouge violacée au niveau de l'électrode C tandis que la solution se décolore à l'électrode A.
- Une détonation légère lorsqu'on approche une buchette d'allumette enflammée (Caractéristique du H₂).
- Un dégagement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

2.2.3. 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 :



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

3.1. 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'est ainsi que l'on a :

Cours de chimie 2^{nde} C type APC

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	incolor

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 $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Séquence 1

Leçon 2 : Grandeurs caractéristiques des solutions aqueuses

1. Concentrations dans une solution

1.1. Concentration molaire

La concentration molaire d'une solution est la quantité de matière de soluté dissoute dans un litre de solution. Elle se note **C** et s'exprime en mol/L. $C = n/V$

- 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.

Remarque :

01. La concentration molaire d'une espèce chimique *i* notée [*i*] dans une solution a pour expression : $[i] = ni/V$.

02. Une solution est dite molaire, décimolaire, centimolaire ou millimolaire lorsque sa concentration est respectivement égale à 1 mol/L, 10^{-1} mol/L, 10^{-2} mol/L ou 10^{-3} mol/L.

1.2. Concentration massique

Notée **C_m**, c'est la masse de soluté dissoute dans un litre de solution. Elle s'exprime en g/L. $C_m = m/V$

Exercice d'application :

- A) Déterminer la concentration molaire d'une solution de sulfate de cuivre CuSO₄ obtenue en dissolvant 1,5g de cristaux de CuSO₄ 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 S₁ décimolaire de ZnCl₂ de volume V₁ = 200mL. On la dilue en ajoutant 300mL d'eau. Quelle est la concentration C₂ de la solution obtenue ?

1.2. Solubilité

1.2.1. 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). Une solution est dite saturée lorsqu'elle ne dissout plus.

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

1.2.2 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. Électroneutralité d'une solution.

Toute solution ionique est électriquement neutre. La neutralité électrique d'une solution contenant les ions M^{m+} , N^{n+} , X^{x-} et Y^{y-} se traduit par une équation appelée équation d'électro neutralité et qui s'écrit : $m[M^{m+}] + n[N^{n+}] = x[X^{x-}] + y[Y^{y-}]$.

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 complétant le volume à 500 cm³.
- [B] Vérifier l'équation d'électroneutralité.

3. Préparation d'une solution

Deux méthodes sont généralement utilisées pour préparer les solutions : la dilution et la dissolution.

3.1. Dilution

La dilution est une opération qui consiste à diminuer la concentration molaire d'une solution donnée.

Au cours de la dilution, la quantité de matière du soluté reste constante.

Cours de chimie 2^{nde} C type APC

Si n_i est la quantité de matière de la solution mère et n_f , la quantité de matière de la solution fille, alors on peut écrire : $n_i = n_f$. Soit encore : $C_i V_i = C_f V_f$: c'est la relation de dilution ; avec $V_f = V_i + V_{\text{eau ajoutée}}$.

Méthode de préparation d'un volume V_f de solution de concentration C_f :

- Introduire un peu d'eau distillée dans une fiole jaugée de V_f (mL) ;
- À l'aide d'une pipette jaugée de V_i (mL), prélever V_i (mL) de la solution mère et le verser dans la fiole jaugée.
- Compléter la solution de la fiole jaugée avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge et homogénéiser la solution.

Remarque : Le volume V_i de la solution mère à prélever : $V_i = (C_f \times V_f) / C_i$.

3.2.Dissolution

Méthode de préparation d'un volume V de solution de concentration C :

- Introduire un peu d'eau distillée dans une fiole jaugée de V (mL) ;
- À l'aide d'une balance, peser la masse m de soluté et l'introduire ensuite dans la fiole jaugée grâce à un entonnoir ;
- Compléter la solution de la fiole jaugée avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge et homogénéiser la solution. Remarque : On détermine la masse m à dissoudre à partir de la relation : $m = C.V$.

Séquence 2 : LES SOLUTIONS ACIDES, BASIQUES OU NEUTRES.

Situation problème :

Un dimanche, ta maman décide faire un grand nettoyage de la cuisine. Pour cela, elle a besoin de la solution concentrée de soude pour déboucher les tuyaux de canalisation et de la solution concentrée d'acide chlorhydrique pour nettoyer les carreaux de l'évier. Malheureusement, elle constate que les étiquettes des flacons contenant ces solutions incolores se sont décollées et ne parvient pas à distinguer les deux solutions.

Aide ta maman à recoller chaque étiquette sur son flacon.

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

Leçon 2 : Les solutions aqueuses acides

1. Définition et types d'acides

Selon Brønsted, un **acide** est une substance chimique capable de libérer des protons H^+ au cours d'une réaction chimique. On distingue deux types d'acide : les **acides forts** et les **acides faibles**.

1.1. Acides forts

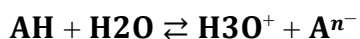
Un acide est **fort** lorsque son ionisation dans l'eau est totale. Il se note **HnA** et l'équation – bilan de son ionisation s'écrit : $HnA + nH_2O \rightarrow nH_3O^+ + A n^-$.

Exemples :

- Acide nitrique **HNO₃** (monoacide fort) : $HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3O^+ + NO_3^-$
- Acide sulfurique **H₂SO₄** (diacide fort) : $H_2SO_4 + 2H_2O \rightarrow 2H_3O^+ + SO_4^{2-}$.
- Acide phosphorique **H₃PO₄** (triacide fort) : $H_3PO_4 + 3H_2O \rightarrow 3H_3O^+ + PO_4^{3-}$.

1.2. Acides faibles

Un **acide faible** est un acide dont l'ionisation dans l'eau est partielle. Il se note **AH** et l'équation – bilan de son ionisation s'écrit :



Exemples :

- Acide méthanoïque *HCOOH* : $HCOOH + H_2O \rightleftharpoons HCOO^- + H_3O^+$.
- Acide éthanoïque ou l'acide acétique *CH₃COOH* : $CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$.

2. Exemple d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique

2.1. Structure

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 :

$$C = n/V, [H_3O^+] = nH_3O^+/V = n/V = C. [H_3O^+] = C$$

L'équation – bilan de cette dissolution s'écrit : $HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$.

2.2. Propriétés de la solution d'acide chlorhydrique

2.2.1. Propriétés des ions chlorure

Dans un tube à essai contenant une solution d'acide chlorhydrique, versons quelques gouttes d'une solution de nitrate d'argent ($Ag^+ + NO_3^-$). On observe la formation d'un précipité blanc de chlorure d'argent AgCl qui noircit à la lumière et qui est insoluble dans l'eau. L'équation – bilan de la réaction de précipitation s'écrit : $Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl$.

Remarque : Cette réaction de précipitation est un test d'identification des ions chlorure dans une solution

2.2.2. Propriétés des ions hydroniums

2.2.2.1. Action sur les indicateurs colorés

Un **indicateur coloré** est une substance chimique qui change de couleur en fonction de la solution dans laquelle il est introduit.

Cours de chimie 2nde C type APC

Dans une solution acide, le changement de coloration des indicateurs colorés est dû à la présence des ions hydronium.

Remarque : Les indicateurs colorés usuels utilisés dans les laboratoires scolaires et leurs couleurs en milieu acide sont : *l'hélianthine (rose)*, le *bleu de bromothymol (jaune)* et la *phénolphtaléine (incolore)*.

2.2.2.2. Action sur les métaux

Les solutions d'acide attaquent certains métaux (fer, zinc ou aluminium), avec dégagement d'un gaz qui donne une légère détonation à l'approche d'une flamme : c'est le dihydrogène. Au cours de ces réactions qui sont très exothermiques :

- Le métal M se transforme en cation métallique : $M \rightarrow M^{n+} + ne^-$;
- L'ion hydronium se transforme en dihydrogène : $2H_3O^+ + 2e^- \rightarrow H_2 + 2H_2O$.

Exemples : écrire les équations avec le fer, le cuivre et l'aluminium

2.2.2.3. Action sur le carbonate de calcium

L'action de l'acide chlorhydrique sur le carbonate de calcium $CaCO_3$ donne un gaz qui trouble l'eau de chaux : c'est le dioxyde de carbone CO_2 .

L'équation – bilan de la réaction s'écrit : $CaCO_3 + 2H_3O^+ \rightarrow Ca^{2+} + CO_2 + 3H_2O$.

Module 2

Séquence 2

Leçon 2 : Les solutions Basiques

1. Définition et types de bases

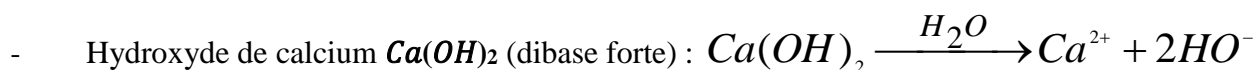
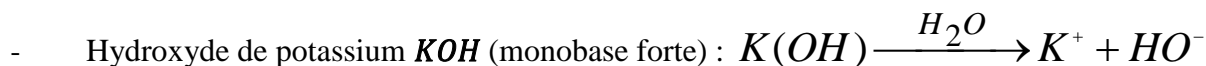
Une **base**, selon Brønsted, est une substance chimique capable de capter des protons H^+ au cours d'une réaction chimique. On distingue deux types de bases : **les bases fortes et les bases faibles**.

1.1. Bases fortes

Une base **forte** est une base dont l'ionisation dans l'eau est totale.

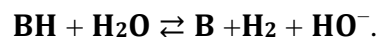
Son équation – bilan s'écrit : $B(OH)_n \xrightarrow{H_2O} B^{n+} + nHO^-$

Exemples :



1.2. Bases faibles

Une base est dite **faible** lorsque son ionisation dans l'eau est partielle. Son équation – bilan s'écrit :



Exemples :



Cours de chimie 2nde C type APC

L'acide éthanóïque généralement appelé acide acétique, est un acide carboxylique qui à l'état pur est un liquide moléculaire, sa formule brute est CH₃COOH.

L'acide acétique est miscible à l'eau en toute proportion. Sa dissolution est faiblement exothermique. La solution aqueuse d'acide éthanóïque conduit le courant électrique, elle fait virer au jaune le BB, elle est donc acide. Elle contient plus d'ions H₃O⁺ que -OH, l'analyse de cette solution montre que outre les molécules d'eau, elle contient majoritairement des molécules d'acides éthanóïque de façon minoritaire des ions éthanóate CH₃COO⁻ et H₃O⁺ et de façon ultra minoritaire les ions -OH.

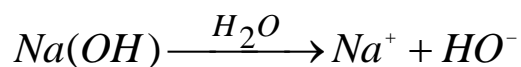
L'équation de dissolution des molécules d'acide éthanóïque dans l'eau est alors un équilibre chimique qui se traduit par :



2. L'hydroxyde de sodium et ses solutions aqueuses

L'hydroxyde de sodium, encore appelé soude, est un solide ionique blanc de formule statistique **NaOH** et ayant la forme de pastilles ou de paillettes. C'est un composé corrosif et toxique qu'il faut manipuler avec beaucoup de précautions; il est utilisé comme produit desséchant de certains produits.

La solution aqueuse d'hydroxyde de sodium est obtenue en dissolvant l'hydroxyde de sodium solide dans l'eau. Cette dissolution est très exothermique et son équation – bilan s'écrit :



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.

3. Propriétés des solutions aqueuses d'hydroxyde de sodium

Les ions sodium étant pratiquement indifférents en solution aqueuse, les propriétés de cette solution sont uniquement celles des ions hydroxyde.

3.1. Action des indicateurs colorés

Les solutions comme la solution aqueuse d'hydroxyde de sodium, qui provoquent le changement de couleur de l'indicateur coloré, sont appelées solutions basiques.

Ce changement de couleur est dû à la présence des ions hydroxyde.

En **milieu basique** : l'hélianthine est **jaune**, le bleu de bromothymol est **bleu** et la phénolphtaléine est **rouge violacée**.

3.2. Actions sur les cations métalliques

Les solutions aqueuses d'hydroxyde de sodium réagissent avec certains cations métalliques M^{n+} pour donner des précipités appelés hydroxyde métallique de formule $M(OH)_n$ et dont la couleur dépend de celle des cations métalliques hydratés.

L'équation – bilan générale de la réaction s'écrit : $M^{n+} + nHO^- \rightarrow M(OH)_n$.

Exemples : Ca^{2+} , Al^{3+}

3.3. Action sur le dichlore

Dans un flacon contenant du dichlore, versons quelques gouttes d'une solution d'hydroxyde de sodium et agitons – le. On observe la disparition de la couleur jaune – verdâtre du dichlore et la perception d'une forte odeur d'hypochlorite de sodium ($Na^+ + ClO^-$) encore appelé **eau de javel**.

L'équation – bilan de la réaction s'écrit : $2(Na^+ + HO^-) + Cl_2 \rightarrow (Na^+ + ClO^-) + (Na^+ + Cl^-) + H_2O$ ou tout simplement $2HO^- + Cl_2 \rightarrow ClO^- + Cl^- + H_2O$

3.4. Action sur certains métaux

Les solutions d'hydroxyde de sodium attaquent le zinc et l'aluminium avec dégagement de dihydrogène. Les équations – bilan des réactions s'écrivent :

- Avec le zinc : $Zn + 2HO^- \rightarrow ZnO_2^{2-} + H_2$.
- Avec l'aluminium : $2Al + 2HO^- + 2H_2O \rightarrow 2AlO_2^- + 3H_2$.

Module 2

Séquence 3 : NOTION DE PH ET DOSAGE D'UNE SOLUTION D'ACIDE CHLORHYDRIQUE PAR LA SOUDE

Leçon 1: Notion de pH

Situation problème :

Compétences :

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

1. Définition et mesure

Le pH est une grandeur sans unité permettant de déterminer le degré d'acidité d'une solution aqueuse. Il est lié à sa concentration en ions hydronium par la relation : $[H_3O^+] = 10^{-pH}$ ou $pH = -\log[H_3O^+]$.

Le pH d'une solution aqueuse se mesure à l'aide d'un **papier pH** ou d'un **pH – mètre**.

Remarque :

- La relation $[H_3O^+] = 10^{-pH}$ n'est valable que pour des solutions dont moins diluées, c'est – à – dire pour des solutions dont $10^{-6} \leq [H_3O^+] \leq 10^{-1}$ (en mol/L).
- 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**.

2. Autoprotolyse et produit ionique de l'eau

Cours de chimie 2^{nde} C type APC

L'autoprotolyse de l'eau est une réaction de transfert de proton H^+ entre deux molécules d'eau identiques. L'équation – bilan de la réaction s'écrit : $H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HO^-$. ($H_2O + H^+ \rightarrow H_3O^+$ et $H_2O \rightarrow HO^- + H^+$).

Le produit ionique de l'eau est le produit des concentrations des ions hydronium et hydroxyde contenus dans l'eau ou dans une solution aqueuse. Il se note **Ke** et n'a pas d'unité.

$$Ke = [H_3O^+] \times [HO^-]$$

Remarque :

- L'eau se comporte à la fois comme un acide et comme une base : c'est une espèce ampholyte ou amphotère.
- Le produit ionique de l'eau est une grandeur constante à une température donnée et il augmente avec la température : **Ke = 10⁻¹⁴ à 25°C ; Ke = 10⁻¹³ à 60°C**

3. Le pH des solutions neutres, acides et basiques

Le caractère (acide, basique ou neutre) d'une solution se détermine en comparant son pH avec celui du pH neutre qui est donné par : **pHneutre = - 1/2 logke**. Ainsi, une solution est dite :

- Acide si **pHs < pHneutre**. Dans une telle solution, $[H_3O^+] > [HO^-]$.
- Basique si **pHs > pHneutre**. Dans une telle solution, $[H_3O^+] < [HO^-]$.
- Neutre si **pHs = pHneutre**. Dans une telle solution, $[H_3O^+] = [HO^-]$.

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 :

S1: pH =3; S2: $[HO^-]=10^{-3}$ mol / L; S3: $[HO^-]=[H_3O^+]$ toutes à 25°C.

4. Indicateurs colorés et zone de virage

Un **indicateur coloré** est une substance chimique qui change de coloration avec le pH du milieu.

On appelle **zone de virage d'un indicateur coloré**, l'intervalle de pH où se produit le changement de teinte de cet indicateur coloré. Un indicateur coloré donne l'ordre de grandeur du pH

Cours de chimie 2nde C type APC

d'une solution ; cet ordre de grandeur se donne en associant plusieurs indicateurs colorés. Le tableau ci – dessous donne les zones de virage des indicateurs colorés usuels :

		3,1		4,4
Hélianthine	Rouge	Zone de virage (Orange)		Jaune
		6,0		7,6
Bleu de bromothymol	Jaune	Zone de virage (Vert)		Bleu
		8,2		10
Phénolphtaléine	Incolore	Zone de virage (Rose)		Rouge violacée

Remarque : Il existe des indicateurs colorés naturels : le jus de chou rouge, le jus de betterave, le jus d'iris, ...

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

5. Importance du pH

Le pH d'une solution joue un rôle primordial dans notre vie quotidienne :

- **En agriculture** : chaque plante s'adapte en fonction de l'acidité de la Terre ; d'où l'importance de la connaissance du pH des sols.
- **En biologie** : le sang est légèrement basique ; son pH varie très peu et est compris entre 7,3 et 7,5.
- **Dans l'agriculture moderne** : toutes les conserves doivent s'effectuer à des pH bien déterminés.

Exercice d'application :

« cocktail d'ions »

Quelles sont les concentrations des ions obtenues en dissolvant :

- 15g de $\text{Co}(\text{NO}_3)_2, 6\text{H}_2\text{O}$;
- 23g de $\text{NiSO}_4, 7\text{H}_2\text{O}$;
- 25mL d'une solution de chlorure de fer III à 27,5% en masse de FeCl_3 , de masse volumique égale à 1,26 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:

$M \text{Co}(\text{NO}_3)_2, 6\text{H}_2\text{O} = 291,03\text{g/mol}$, $M \text{NiSO}_4, 7\text{H}_2\text{O} = 280,87\text{g/mol}$.

$M(\text{FeCl}_3) = 162,21\text{g/mol}$.

$n(\text{Co}^{2+}) = 15/291,03 = 5,15 \times 10^{-2}\text{mol}$; $n(\text{NO}_3^-) = 0,103\text{mol}$. $n(\text{Ni}^{2+})$

$= 23/280,87 = 8,19 \times 10^{-2}\text{mol}$; $n(\text{SO}_4^{2-}) = 8 \times 10^{-2}\text{mol}$.

$n(\text{Fe}^{3+})$ dans 1L de solution: $n(\text{Fe}^{3+}) = 1260 \times 0,275/162,21 = 2,136\text{mol}$, d'où dans la mélange $n(\text{Fe}^{3+})$

$= 2,1360,025 = 5,34 \times 10^{-2}\text{mol}$; $n(\text{Cl}^-) = 3n(\text{Fe}^{3+}) = 0,160\text{mol}$.

Dans la solution obtenue, les concentrations des ions sont égales à : $[\text{Co}^{2+}] =$

$5,15 \times 10^{-2}\text{mol/L}$, $[\text{Ni}^{2+}] = 8,19 \times 10^{-2}\text{mol/L}$; $[\text{Fe}^{3+}] = 5,34 \times 10^{-2}\text{mol/L}$; $[\text{Cl}^-] =$

$0,16\text{mol/L}$; $[\text{NO}_3^-] = 0,103\text{mol/L}$; $[\text{SO}_4^{2-}] = 8,19 \times 10^{-2}\text{mol/L}$.

Module 2

Séquence 3 : NOTION DE PH ET DOSAGE D'UNE SOLUTION D'ACIDE CHLORHYDRIQUE PAR LA SOUDE

Leçon 2 : DOSAGE D'UNE SOLUTION D'ACIDE CHLORHYDRIQUE PAR LA SOUDE

Situation problème :

Compétences :

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

Motivation : 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.

1. Réaction entre un acide fort et une base forte

1.1. Etude de la réaction

La réaction chimique entre une solution d'acide fort et une solution de base forte est une réaction de transfert de protons H^+ des ions hydronium vers les ions hydroxyde. Cette réaction est totale et très exothermique ;

Son équation – bilan s'écrit : $H_3O^+ + HO^- \rightarrow 2H_2O$.

Exemples :

- La réaction entre l'acide chlorhydrique et l'hydroxyde de sodium se traduit par l'équation – bilan : $(H_3O^+ + Cl^-) + (Na^+ + HO^-) \rightarrow 2H_2O + (Na^+ + Cl^-)$ ou simplement $H_3O^+ + HO^- \rightarrow 2H_2O$.

Cours de chimie 2nde C type APC

- La réaction entre l'acide nitrique et l'hydroxyde de calcium se traduit par l'équation – bilan :
 $2(H_3O^+ + NO_3^-) + (Ca^{2+} + 2HO^-) \rightarrow 4H_2O + (Ca^{2+} + 2NO_3^-)$ ou $H_3O^+ + HO^- \rightarrow 2H_2O$.

1.2.Caractère du mélange obtenu

Le caractère (acide, basique ou neutre) du mélange dépend des quantités d'ions hydronium (nH_3O^+) et d'ions hydroxyde (nHO^-) apportées par les solutions acide et basique :

- $nH_3O^+ > nHO^-$: le mélange obtenu est **acide**. La concentration en ion hydronium dans le mélange est donnée par la relation : $[H_3O^+]_m = [(nH_3O^+) - (nHO^-)] / (V_a + V_b)$.
- Si $nH_3O^+ < nHO^-$: le mélange obtenu est **basique**. La concentration en ion hydroxyde dans le mélange est donnée par la relation : $[HO^-]_m = [(nHO^-) - (nH_3O^+)] / (V_a + V_b)$.
- Si $nH_3O^+ = nHO^-$: le mélange obtenu est **neutre**.

2. Dosages acido – basiques

2.1.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 modéré 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 ou équivalence** : C'est le point où le nombre de moles de base est égale au nombre de mole d'acide ; ou encore c'est le point où les réactifs mélangés sont dans les proportions stœchiométriques.

Dans un dosage, la solution de concentration connue est appelée **solution dosante** et celle de concentration inconnue est appelée **solution dosée**.

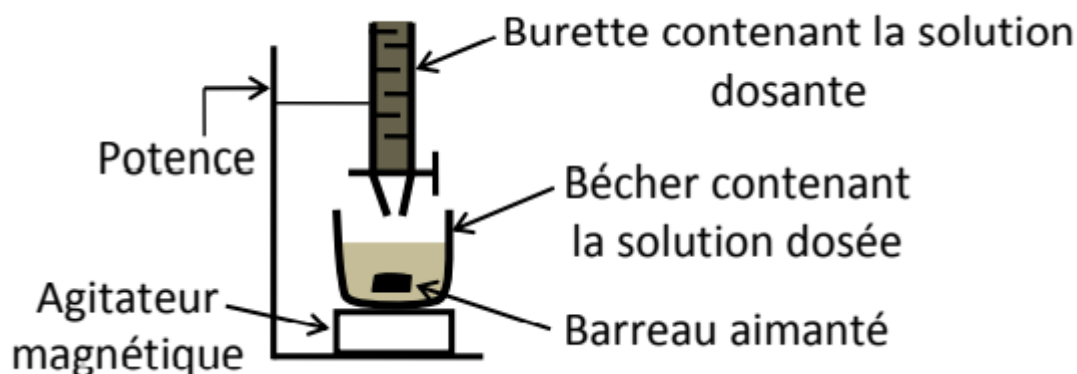
2.2.Principe du dosage acido – basique

Un dosage acido – basique est basé sur une réaction acido – basique rapide et totale. Pour déterminer la fin du dosage, on recherche le point équivalent qui est repéré par un changement de

couleur apparaissant dans le milieu réactionnel. Pour cela, on peut utiliser deux méthodes : *un pH – mètre* ou un *indicateur coloré* approprié.

2.3. Réalisation d'un dosage acide – base

2.3.1. Schéma annoté du dispositif expérimental



2.3.2. Mode opératoire

On remplit la burette de la solution dosante. Dans le bécher, on introduit quelques mL de la solution dosée et on y ajoute 2 gouttes d'un indicateur coloré approprié.

On laisse couler goutte à goutte la solution contenue dans la burette jusqu'au changement brusque de coloration de la solution contenue dans le bécher (atteinte du point équivalent). On ferme le robinet de la burette (**ce qui marque la fin du dosage**) et on note le volume de descente de la burette.

Remarque : Après chaque ajout dans le bécher, l'homogénéisation de la solution est assurée par l'agitateur magnétique et le barreau aimanté.

2.4. Exemple : Dosage d'une solution d'acide chlorhydrique par une solution d'hydroxyde de sodium

La burette graduée est remplie de la solution d'hydroxyde de sodium de concentration C_b . Dans le bécher, on introduit un volume V_a de la solution d'acide chlorhydrique de concentration C_a inconnue ; on y ajoute 2 à 3 gouttes de bleu de bromothymol donnant à cette solution la couleur jaune.

L'équivalence est atteinte par le changement de coloration du **jaune au vert**. Le volume de base correspondant à la descente de la burette est noté V_{bE} . L'équation – bilan de la réaction qui a lieu

s'écrit : $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$. À l'équivalence (réactifs dans les proportions stœchiométriques) :

$$\frac{n\text{H}_3\text{O}^+}{1} = \frac{n\text{HO}^-}{1} \text{ Soit } \mathbf{C_a \times V_a = C_b \times V_{bE}} \text{ (car } [\text{H}_3\text{O}^+] = C_a \text{ et } [\text{HO}^-] = C_b)$$

On détermine ainsi la concentration molaire de la solution d'acide chlorhydrique : $\mathbf{C_a = (C_b \times V_{bE})/V_a}$

Remarque :

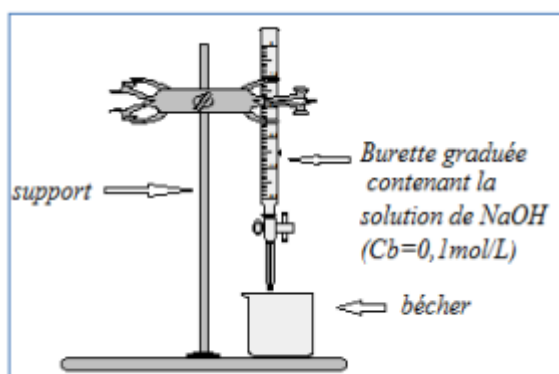
- À la fin d'un dosage acido – basique (équivalence), la solution est neutre (car $n\text{H}_3\text{O}^+ = n\text{HO}^-$) et $\text{pH} = 7$ à 25°C .
- Dans le cas d'un polyacide fort et d'une polybase forte, la formule de dosage acido – basique devient : $\alpha C_a \times V_a = \beta C_b \times V_b$ (pour un diacide ou triacide, $\alpha = 2$ ou 3 et pour une dibase $\beta = 2$).

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

2.5. Exercice d'application

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 $C_b=0,1\text{mol / L}$. Déterminer 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, devient bleu, ce qui montre que l'on a atteint l'équivalence.

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

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

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

Module 2

Séquence 4 : CARACTERISATION DE QUELQUES IONS

Situation problème :

Compétences attendues :

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

Leçon 1 : Méthodes générales d'identification des ions

1. Définition

L'identification des ions est une analyse qualitative d'une solution ionique qui consiste à effectuer une recherche systématique des ions présents dans cette solution. Cette analyse utilise les propriétés des différents ions et leurs composés. Les réactions observées au cours de ces analyses sont appelées **tests d'identification**.

Remarque :

- Pour chaque ion à tester, correspond un réactif pouvant le caractériser.
- Un test d'identification peut – être négatif lorsque la concentration de l'ion à tester est très faible.

2. Quelques méthodes d'identification

Les propriétés des ions facilement exploitables sont : les couleurs des flammes ; les couleurs des ions en solution ; les réactions avec formation de précipités (réaction de précipitation) et les réactions avec dégagement gazeux.

2.1. Couleur des ions en solution

Certains ions en solution donnent à ces solutions une couleur caractéristique permettant de les identifier. On a par exemple : le **bleu** qui caractérise les ions Cu^{2+} ; le **vert-pâle** qui caractérise les ions Fe^{2+} ; le **violet** qui caractérise les ions permanganate MnO_4^- ; etc.

2.2. Test à la flamme

Il consiste à mettre dans une flamme, une baquette de verre (ou un fil d'acier) préalablement plongée dans une solution contenant les ions à identifier. La flamme prendra une couleur particulière propre à l'ion à identifier. On a par exemple : le **jaune** qui caractérise l'ion sodium Na^+ ; le **violet** qui caractérise l'ion potassium K^+ ; le **vert** qui caractérise l'ion Cu^{2+} ; le **vert-jaune** qui caractérise l'ion baryum Ba^{2+} ; etc.

2.3. Réaction de précipitation

Le mélange de deux solutions ioniques peut conduire à la formation d'un précipité de couleur précise. Cette réaction de précipitation n'a lieu que si le mélange contient au moins deux ions incompatibles. Remarque : Deux ions sont dits incompatibles lorsqu'ils ne peuvent coexister en solution.

2.4. Réaction avec dégagement gazeux

Certaines réactions peuvent conduire à la formation de bulles. Il se dégage un gaz facilement identifiable.

2.5. 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.

2.6. 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.

Module 2

Séquence 4 : CARACTERISATION DE QUELQUES IONS

Leçon 2 : Quelques exemples d'identifications d'ions

1. Exemples d'identification de quelques cations

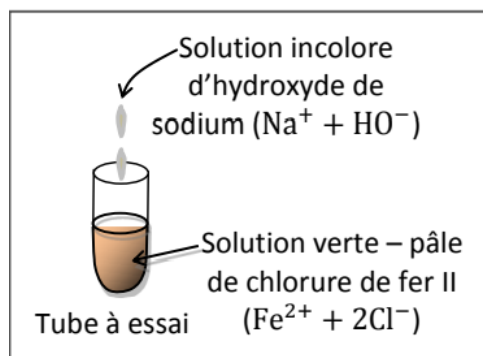
1.1. Identification de l'ion argent Ag^+

Dans un tube à essai contenant 3 mL d'une solution incolore de nitrate d'argent ($Ag^+ + NO_3^-$), on verse quelques gouttes d'une solution incolore de chlorure de sodium ($Na^+ + Cl^-$).

On observe la formation d'un précipité blanc, qui exposé à la lumière, noircit. Le précipité est le chlorure d'argent ($AgCl$) ; c'est le produit de la réaction entre l'ion Ag^+ et l'ion Cl^- suivant l'équation – bilan : $Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl$.

1.2. Identification de l'ion fer II Fe^{2+}

Expérience :



Observations : On observe la formation d'un précipité verdâtre d'hydroxyde de fer II $Fe(OH)_2$. Il provient de la réaction entre les ions fer II et les ions hydroxyde suivant l'équation – bilan : $Fe^{2+} + 2HO^- \rightarrow Fe(OH)_2$.

1.3. Autres exemples d'identification de cations

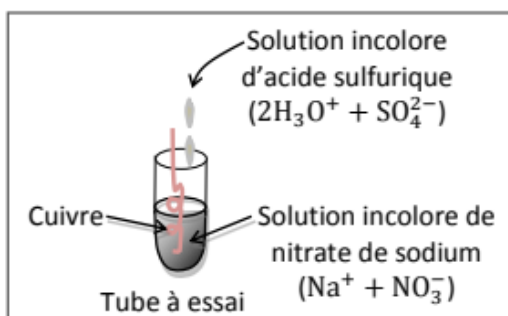
Le tableau ci – dessous récapitule les tests de reconnaissance de certains cations :

Nom et couleur de l'ion à tester	Test	Réactif	Observation	Équation – bilan
Ion sodium Na ⁺ Incolore	À la flamme	/	Flamme jaune intense	/
Ion cuivre II Cu ²⁺	À la flamme	/	Flamme verte	/
bleue	Précipitation	Ion HO ⁻	Précipité bleu d'hydroxyde de sodium	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{HO}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$
Ion baryum Ba ²⁺ Incolore	Précipitation	Ion sulfate SO ₄ ²⁻	Précipité blanc de sulfate de baryum	$\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4$
Ion fer III Fe ³⁺ Rouille	Précipitation	Ion HO ⁻	Précipité vert d'hydroxyde de fer III	$\text{Fe}^{3+} + 3\text{HO}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$
Ion aluminium Al ³⁺ Incolore	Précipitation	Ion HO ⁻	Précipité blanc d'hydroxyde d'aluminium insoluble dans une solution d'ammoniac	$\text{Al}^{3+} + 3\text{HO}^- \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3$
Ion zinc Zn ²⁺ Incolore	Précipitation	Ion HO ⁻	Précipité blanc d'hydroxyde de zinc soluble dans une solution d'ammoniac	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{HO}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2$

2. Identification de quelques anions

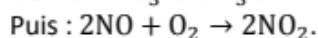
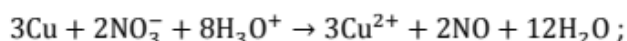
2.1. Identification de l'ion nitrate NO₃⁻

Expérience :



Observations : On un changement progressif de couleur (de l'incolore au bleu) de la solution et le dégagement d'un gaz incolore de monoxyde d'azote, qui au contact du dioxygène de l'air, se transforme en dioxyde d'azote.

Les équations – bilan des réactions qui ont lieu s'écrivent :



2.2. Autres exemples d'identification d'anions

Le tableau ci – dessous récapitule les tests de reconnaissance de certains anions :

Nom et couleur de l'ion à tester	Test	Réactif	Observation	Équation – bilan
Ion chlorure Cl ⁻ Incolore	Précipitation	Ion Ag ⁺	Précipité blanc de chlorure d'argent qui noircit à la lumière	$Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl$
Ion sulfure S ²⁻ Incolore	Dégagement gazeux	Ion H ₃ O ⁺	Gaz incolore d'odeur d'œuf pourri : c'est le sulfure d'hydrogène	$S^{2-} + 2H_3O^+ \rightarrow H_2S + 2H_2O$
	Précipitation	Ion Pb ²⁺	Précipité noir de sulfure de plomb	$S^{2-} + Pb^{2+} \rightarrow PbS$
Ion carbonate CO ₃ ²⁻ Incolore	Dégagement gazeux	Ion H ₃ O ⁺	Gaz qui trouble l'eau de chaux : c'est le dioxyde de carbone	$CO_3^{2-} + 2H_3O^+ \rightarrow CO_2 + 3H_2O$
Ion sulfate SO ₄ ²⁻ Incolore	Précipitation	Ion Ba ²⁺	Précipité blanc de sulfate de baryum	$SO_4^{2-} + Ba^{2+} \rightarrow BaSO_4$
Ion phosphate PO ₄ ³⁻ Incolore	Précipitation	Ion Ag ⁺	Précipité jaune de phosphate d'argent	$PO_4^{3-} + 3Ag^+ \rightarrow Ag_3PO_4$