

Niveau : 2nde C

THEME 3 : LA MATIERE ET SES TRANSFORMATIONS

LEÇON 1 : Notion d'élément chimique

Durée : 2 heures

HABILETES	CONTENUS
Ecrire	L'équation-bilan de la réaction chimique entre : -le métal cuivre et le dioxygène -l'oxyde de cuivre II et le carbone - la solution de sulfate de cuivre II et le fer
Définir	l'élément chimique
Ecrire	les symboles de quelques éléments chimiques.
Nommer	quelques éléments chimiques.

MATERIELS PAR POSTE DE TRAVAIL

-
-
-
-
-
-
-
-
-
-
-
-
-
-
-
-
-
-
-
-

SUPPORTS DIDACTIQUES :

- Schémas sur polycopies

BIBLIOGRAPHIE :

Eurin-gié – Internet - Guides et programmes APC

PRE-REQUIS :

Atome

VOCABULAIRE SPECIFIQUE :

Elément chimique – corps simples – corps composés

STRATEGIES DE TRAVAIL ET CONSIGNES PARTICULIERES :

- Expérimentation / questionnement
- Observation
- Communication

PLAN DE LA LEÇON

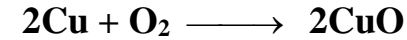
Table des matières

1- Mise en évidence expérimentale de l'élément cuivre	3
1.1. Réaction entre le cuivre et le dioxygène de l'air.....	3
1.1.1. Expérience et observations	3
1.1.2. Conclusion	4
1.2. Action du carbone sur l'oxyde de cuivre II	4
1.2.1. Expérience et observations	4
1.2.2. Conclusion	4
1.3. L'action du fer sur les ions cuivre.....	5
1.3.1. Expérience.....	5
1.3.2. Observations et interprétation.....	5
1.3.3. Conclusion	5
1.4. L'élément cuivre : Définition.....	6
2. Les éléments chimiques	6
2.1. Définitions	6
2.2. Symboles des éléments chimiques	6

1.1.2. Conclusion

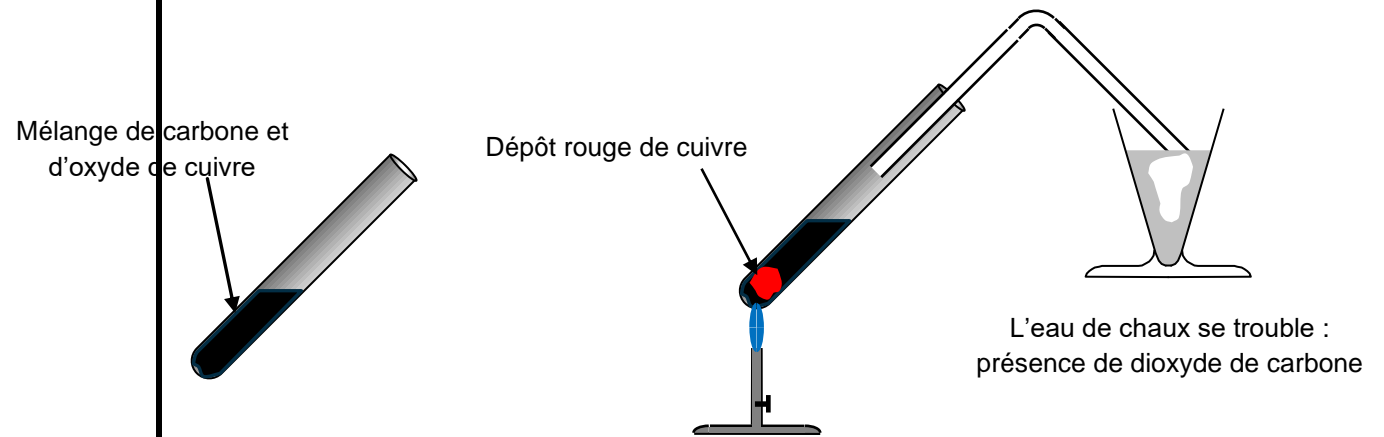
Le métal cuivre(Cu) réagit avec le dioxygène de l'air (O₂) pour donner l'oxyde de cuivre II (CuO).

Cette réaction est traduite par l'équation bilan suivante :



1.2. Action du carbone sur l'oxyde de cuivre II

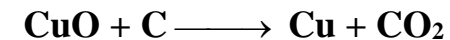
1.2.1. Expérience et observations



Action du carbone sur l'oxyde de cuivre

1.2.2. Conclusion

Sous l'action du carbone, l'oxyde de cuivre II se transforme en métal cuivre suivant l'équation-bilan :

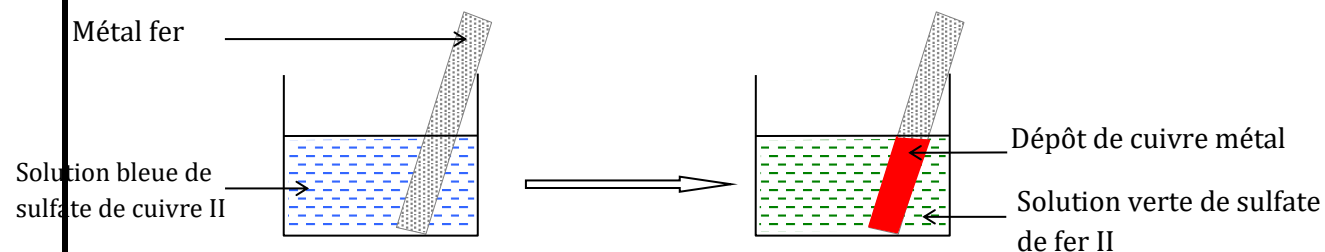


Expérimentation

Questions-réponses

1.3. L'action du fer sur les ions cuivre

1.3.1. Expérience



Réaction entre le fer et les ions cuivre II

1.3.2. Observations et interprétation

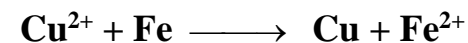
La solution se décolore : les ions Cu^{2+} disparaissent.

Le fer se recouvre de métal cuivre (Cu).

La solution devient verte : des ions Fe^{2+} apparaissent.

1.3.3. Conclusion

Sous l'action du fer, les ions Cu^{2+} se transforment en métal cuivre (Cu) :



Questions-
réponses

Questions-
réponses

1.4. L'élément cuivre : Définition

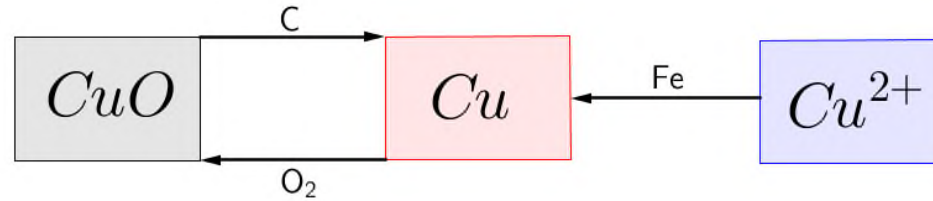


Diagramme des différentes transformations effectuées sur l'élément cuivre

L'élément chimique cuivre est ce qui est commun au métal cuivre et à tous ses composés, en dépit de la diversité de leurs apparences.

Remarque : Au cours des différentes réactions chimiques, les atomes de l'élément cuivre se sont conservés.

2. Les éléments chimiques

2.1. Définitions

- L'élément chimique est ce qui est commun à un corps simple et à tous ces composés.
- Un corps simple est constitué d'un seul élément : EX : H_2 ; Ne ; O_3
- Un corps composé est constitué de plusieurs éléments : EX : H_2O ; NH_3 ; CH_4

2.2. Symboles des éléments chimiques

On dénombre actuellement 118 éléments chimiques dont 3 sont en attentes de confirmation. 25 sont artificiels et 93 naturels.

Le symbole d'un élément est toujours une lettre majuscule, la première du nom français ou latin, suivie quelques fois d'une seconde lettre minuscule pour différenciation.

Evaluation

Elément	Carbone	Azote	Oxygène	Soufre	Cobalt	Tungstène	Calcium	or	Argent
symbole	C	N	O	S	Co	W	Ca	Au	Ar

Activité d'application

Complète le texte avec les mots qui conviennent.

En travaux pratiques dans la classe de seconde C1, le Professeur de Physique-Chimie met à la disposition de ton groupe les produits suivants : les hydrocarbures, le gaz butane, le sucre ($C_6H_{12}O_6$) et l'alcool (C_2H_6O).

Les éléments chimiques communs à ces corps sont le et l'..... Ils sont reconnus par leurs symboles et dans leur formule chimique.

SITUATION D'ÉVALUATION

Professeur de Physique-Chimie organise une séance de travaux dirigés de chimie à l'endroit de votre classe. Il met à votre disposition les espèces chimiques suivantes : Cl_2 ; NH_3 ; CO_3^{2-} ; $C_8H_{10}N_4O_2$; $Al_2(SO_4)_3$, HCl ; $C_{12}H_{22}O_{11}$; O_2 .

Il vous demande de trouver un lien entre certaines espèces chimiques. Les membres d'un groupe n'y arrivent pas. Ils te sollicitent pour les aider.

1.
 - 1.1. Cite les éléments chimiques qui forment les espèces chimiques citées plus haut.
 - 1.2. Nomme chacun de ces éléments chimiques.
2. Classe les espèces chimiques mises à la disposition des élèves selon qu'elles ont en commun un élément chimique.
3. Précise le lien entre les composés :
 - 3.1 $C_8H_{10}N_4O_2$ et $Al_2(SO_4)_3$
 - 3.2 NH_3 et $C_{12}H_{22}O_{11}$

Niveau : 2nde C

THEME 3 : LA MATIERE ET SES TRANSFORMATIONS

LEÇON 2 : Structure de l'atome

Durée : 3 heures 30

HABILETES	CONTENUS
Décrire	la structure de l'atome.
Connaître	<ul style="list-style-type: none">• les constituants d'un atome.• la constitution du noyau de l'atome.
Montrer	la neutralité électrique d'un atome.
Définir	l'isotopie.
Déterminer	la structure électronique des atomes.
Ecrire	les représentations de LEWIS de quelques atomes.

<u>MATERIELS PAR POSTE DE TRAVAIL</u> <ul style="list-style-type: none">••••••••••••••••••••	<u>SUPPORTS DIDACTIQUES :</u> - Schémas sur polycopies <u>BIBLIOGRAPHIE :</u> Eurin-gié – Internet - Guides et programmes APC
PRE-REQUIS : Atome Eléments chimiques	<u>VOCABULAIRE SPECIFIQUE :</u> Atome – noyau – proton – neutron – électron – nucléon – nucléides – isotope – couche électronique – nombre quantique – formule électronique – représentation de Lewis
<u>STRATEGIES DE TRAVAIL ET CONSIGNES PARTICULIERES :</u> - Expérimentation / questionnement - Observation - Communication	

PLAN DE LA LEÇON

1. Les constituants de l'atome
 - 1.1. L'électron
 - 1.2. Le noyau
 - 1.3. Electroneutralité de l'atome
2. Masse et dimensions des atomes
 - 2.1. Masse d'un atome
 - 2.2. Dimension de l'atome
3. Nucléides et isotopes
 - 3.1. Numéro atomique et nombre de masse
 - 3.2. Nucléide
 - 3.3. Isotopie
4. Structure électroniques des atomes
 - 4.1. Couches électroniques
 - 4.2. Répartition des électrons dans les couches
 - 4.3. Formule électronique
 - 4.4. Représentation de LEWIS des atomes

Questions-
réponses

Questions-
réponses

Exploitation

1.2- Le noyau

Le noyau est constitué de **protons** et de **neutrons**. L'ensemble est appelé **nucléons**. Leurs caractéristiques sont :

Nom	Symbole	Masse	Charge
Proton	p	$1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$	$+ 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$
Neutron	n	$1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$	0 C

1.3- Electroneutralité de l'atome

Dans un atome, les charges positives des protons compensent les charges négatives des électrons : on dit que l'atome est **électriquement neutre**.

2. Masse et dimensions des atomes

2.1. Masse d'un atome

On a : $m_p = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ et $m_{e^-} = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$

$$\frac{m_p}{m_{e^-}} = \frac{1,67 \cdot 10^{-27}}{9,1 \cdot 10^{-31}} \approx 1835 \Rightarrow m_p \approx 1835 \times m_{e^-}$$

La masse des nucléons étant très supérieures à celle de l'électron ($m_p = m_n \approx 1835 \times m_{e^-}$), la masse de l'atome est **pratiquement égale** à celle de son noyau.

	Questions-réponses			<p>2.2. <u>Dimension de l'atome</u> Le rayon de l'atome est environ 100.000 fois plus grand que celui du noyau. Il existe donc un grand vide entre le noyau et les électrons : on dit que l'atome à une structure lacunaire.</p> <p>3. <u>Nucléides et isotopes</u></p> <p>3.1. <u>Numéro atomique et nombre de masse</u> Le numéro atomique (ou nombre de charge) Z d'un atome est le nombre de protons que contient cet atome. Le nombre de nucléons de l'atome est appelé nombre de masse A.</p> <p>3.2. <u>Nucléide</u> Un nucléide est l'ensemble des atomes dont le noyau possède le même couple (Z, A). Il est représenté par le symbole A_ZX; X est le symbole de l'élément chimique.</p> <p><u>Exemple</u> : ${}^{16}_8O$; ${}^{23}_{11}Na$.</p> <p>Le nombre de neutrons est : $N = A - Z$.</p> <p><u>Remarque</u> : La masse approximative de l'atome est : $m_{at} = A \times m_p$.</p> <p>3.3. <u>Isotopie</u> On dit que deux nucléides sont isotopes s'ils ont le même numéro atomique Z mais des nombres de masse A différents.</p>
	Questions-réponses			
	Questions-réponses			

Questions-
réponses

Travail
individuel

Questions-
réponses

Exemple : $^{16}_8\text{O}$ et $^{18}_8\text{O}$ isotopes de l'oxygène.
 $^{12}_6\text{C}$, $^{13}_6\text{C}$ et $^{14}_6\text{C}$ isotopes du carbone.

Remarque : L'ensemble des nucléides qui ont le même numéro atomique Z constitue un élément chimique. L'élément chimique est donc caractérisé par son numéro atomique Z .

Activité d'application 1

- 1) Indiquer le nombre de protons, de neutrons et d'électrons dans les espèces suivantes : $^{12}_6\text{C}$; $^{235}_{92}\text{U}$; $^{16}_8\text{O}$; $^{24}_{12}\text{Mg}$; $^{238}_{92}\text{U}$
- 2) Que peut-on dire des nucléides $^{235}_{92}\text{U}$ et $^{238}_{92}\text{U}$? Justifier.
- 3) Calculer les masses approximatives des espèces suivantes : $^{35}_{17}\text{Cl}$; $^{24}_{12}\text{Mg}$.

4. Structure électronique des atomes

4.1. Couches électroniques

Les électrons d'un atome se répartissent sur différentes couches appelées **niveaux d'énergie**. Ces niveaux d'énergie ou couches sont désignés par des lettres majuscules : **K, L, M, N,**

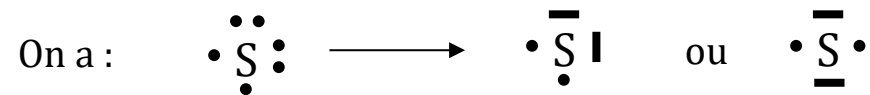
4.2. Répartition des électrons dans les couches

Couche	K	L	M	N	
Nombre maximum d'électrons	2	8	18	32	

	Questions-réponses			<p>4.3. <u>Formule électronique</u></p> <p>Pour représenter la structure électronique d'un atome, on répartit successivement ses électrons sur les différentes couches en commençant par la couche K. On passe à la couche suivante lorsque la couche en remplissage est saturée.</p> <p><u>Application</u> : Exemple de l'aluminium Al (Z = 13)</p> <p>Formule électronique : K²L⁸M³</p>
	Travail individuel			<p><u>Activité d'application 2</u></p> <p>Ecris la formule électronique des atomes suivantes : ${}^{12}_6\text{C}$; ${}^{35}_{17}\text{Cl}$; ${}^4_2\text{He}$; ${}^{24}_{12}\text{Mg}$; ${}^{40}_{20}\text{Ca}$</p>
	Questions-réponses			<p>4.4. <u>Représentation de LEWIS des atomes</u></p> <p>La représentation de LEWIS a pour but de schématiser la couche externe d'un atome.</p> <p>Les électrons célibataires sont représentés par un point (●).</p> <p>Les doublets d'électrons célibataires sont représentés par un tiret (—).</p> <p><u>Exemples</u> :</p> <p>* Al (Z = 13) K²L⁸M³</p> <p>La couche externe est la couche M comportant trois électrons (3e⁻)</p>
	Questions-réponses			<p>On a : $\begin{array}{c} \bullet \\ \bullet \text{Al} \bullet \end{array}$</p>

* S (Z = 16) $K^2L^8M^6$

La couche externe comporte six électrons (6 e⁻)



Activité d'application 3

Ecris la représentation de Lewis des atomes suivantes : ${}^{12}_6C$; ${}^{35}_{17}Cl$;

4_2He ; ${}^{24}_{12}Mg$; ${}^{40}_{20}Ca$

SITUATION D'EVALUATION

Au cours de ses recherches sur internet, Yao, élève en classe de seconde C au lycée moderne de Bonon, découvre que le soufre est utilisé dans la fabrication des allumettes et des insecticides et qu'il peut se présenter

sous la forme de 4 nucléides stables ${}^{32}_{16}S$; ${}^{33}_{16}S$; ${}^{34}_{16}S$ et ${}^{36}_{16}S$. En classe, il partage l'information avec ses camarades. Etant de cette classe et pour en savoir davantage, tu décides de t'intéresser à cet élément chimique.

- 1- Donne sous forme d'un tableau, la constitution de chaque nucléide.
- 2-
 - 2.1. Définis l'isotopie
 - 2.2. Dis en justifiant ta réponse, si ces nucléides sont isotopes.
- 3- Détermine la structure électronique du soufre.
- 4- Ecris la représentation de Lewis du soufre.

Evaluation

Travail
individuel

Niveau : 2^{nde} C

THEME 3 : LA MATIERE ET SES TRANSFORMATIONS

LEÇON 3 : Classification périodique des éléments chimiques

Durée : 1 heures

HABILETES	CONTENUS
Décrire	le tableau de classification périodique des éléments chimiques.
Connaître	le principe du remplissage du tableau de classification périodique.
Déterminer	les principales familles du tableau de classification périodique.
Indiquer	la place d'un élément chimique dans le tableau de classification périodique.
Justifier	les propriétés chimiques semblables des éléments chimiques d'une même famille.
Analyser	les principales familles : <ul style="list-style-type: none">- familles des métaux alcalins ;- familles des métaux alcalino-terreux ;- familles des halogènes ;- familles des gaz rares.

<u>MATERIELS PAR POSTE DE TRAVAIL</u> <ul style="list-style-type: none">•••••••••••••••••••••	<u>SUPPORTS DIDACTIQUES :</u> <ul style="list-style-type: none">- Tableau de classification des éléments chimiques
<u>PRE-REQUIS :</u> Structure de l'Atome Elément chimique	<u>BIBLIOGRAPHIE :</u> Eurin-gié – Internet - Guides et programmes APC
	<u>VOCABULAIRE SPECIFIQUE :</u> Période – famille – métaux alcalino-terreux – métaux alcalins – halogènes – gaz nobles – gaz rares
<u>STRATEGIES DE TRAVAIL ET CONSIGNES PARTICULIERES :</u> <ul style="list-style-type: none">- Expérimentation / questionnement- Observation- Communication	

PLAN DE LA LEÇON

1. Tableau de classification
 - 1.1-Règles d'édification du tableau de Mendeleïev
 - 1.2-Tableau périodique simplifié des 20 premiers éléments chimiques

2. Etude de quelques familles
 - 2.1. Eléments de la première colonne
 - 2.2. Les métaux alcalino-terreux
 - 2.3. Eléments de l'avant dernière colonne
 - 2.4. Les gaz rares

3. Intérêt de la classification périodique
 - 3.1. Propriétés chimiques et place dans la classification périodique
 - 3.2. Différentes zones du tableau de classification périodique

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités Professeur	Activité élèves	Trace écrite
Présentation	Questions-réponses	Rappels/ pré requis	Les élèves répondent aux questions	STRUCTURE DE L'ATOME
Déroulement	Questions-réponses Questions-réponses			<p style="text-align: center;"><u>SITUATION D'APPRENTISSAGE</u></p> <p>Un élève de la 2ndeC du Lycée Moderne de Bonon a découvert dans un manuel que les éléments chimiques sont classés dans un tableau appelé tableau de classification périodique et que ce tableau permet d'expliquer et même de prévoir le comportement chimique de chaque élément. Emmerveillé par cette découverte, il informe ses camarades de classe. Ensemble, ils entreprennent alors de décrire le tableau de classification périodique des éléments chimiques, de déterminer les différentes familles du tableau et de les analyser.</p> <p>1. <u>Tableau de classification</u></p> <p>1.1- <u>Règles d'édification du tableau de Mendeleïev</u></p> <ul style="list-style-type: none"> * Les éléments chimiques sont classés par numéro atomique Z croissant ; * Les éléments dont les atomes ont le même nombre d'électrons sur leur couche externe sont disposés dans une même colonne verticale et constituent une famille ; * Une nouvelle ligne du tableau, appelée période, est utilisée chaque fois que le remplissage électronique fait intervenir une nouvelle couche électronique.

Questions-
réponses

Brainstorming

1.2- Tableau périodique simplifié des 20 premiers éléments chimiques

${}^1_1\text{H}$							${}^2_2\text{He}$
${}^3_3\text{Li}$	${}^4_4\text{Be}$	${}^5_5\text{B}$	${}^6_6\text{C}$	${}^7_7\text{N}$	${}^8_8\text{O}$	${}^9_9\text{F}$	${}^{10}_{10}\text{Ne}$
${}^{11}_{11}\text{Na}$	${}^{12}_{12}\text{Mg}$	${}^{13}_{13}\text{Al}$	${}^{14}_{14}\text{Si}$	${}^{15}_{15}\text{N}$	${}^{16}_{16}\text{S}$	${}^{17}_{17}\text{Cl}$	${}^{18}_{18}\text{Ar}$
${}^{19}_{19}\text{K}$	${}^{20}_{20}\text{Ca}$						

La **première ligne (période)** du tableau concerne le remplissage de la **couche électronique K**.

La **deuxième période** concerne le remplissage de la **couche électronique L ... etc.**

2. Etude de quelques familles

2.1. Eléments de la première colonne

Ils ont tous un électron sur leur dernière couche. Ils forment à l'exception de l'hydrogène, la famille des **métaux alcalins**. Ils sont caractérisés par :

- des corps simples métalliques, mous et peu denses ;
- une grande réactivité chimique (**exemple** : oxydation à froid par le dioxygène de l'air).

	Brainstorming			<p>Ce sont : le lithium, le sodium, le potassium, le rubidium, le césium.</p> <p>2.2. <u>Les métaux alcalino-terreux</u></p> <p>Ce sont les éléments de la deuxième colonne à savoir le béryllium, le magnésium, le calcium, le strontium, le baryum.</p> <p>Ils ont des propriétés voisines de celles des alcalins, en l'occurrence une très grande réactivité chimique. On les appelle métaux vrais. Ils comportent deux électrons sur leur couche externe.</p>
	Brainstorming			<p>2.3. <u>Éléments de l'avant dernière colonne</u></p> <p>Ce sont le fluor, le chlore, le brome et l'iode. On les appelle les halogènes. Ils sont caractérisés par :</p> <ul style="list-style-type: none"> - une couche externe à sept (7) électrons ; - des corps simples diatomiques ; - une grande réactivité chimique (exemple : réaction avec les métaux pour donner des halogénures métalliques).
	Brainstorming			<p>2.4. <u>Les gaz rares</u></p> <p>On les appelle encore gaz nobles. Ce sont les éléments de la dernière colonne : l'hélium, le néon, l'argon, le krypton, le xénon.</p> <p>Ils présentent une absence quasi-totale de réactivité chimique : on parle d'inertie chimique. Ce sont des corps simples monoatomiques, gazeux à la température et sous la pression ordinaire.</p> <p>Ils ont une couche externe saturée à huit (8) électrons à l'exception de l'hélium qui possède seulement deux électrons.</p>

Questions-
réponses

Questions-
réponses

3. Intérêt de la classification périodique

3.1. Propriétés chimiques et place dans la classification périodique

Les propriétés chimiques des atomes d'un élément sont déterminées par leur structure électronique externe. La structure électronique externe, déterminant également la place d'un élément dans le tableau de classification périodique, il existe alors une relation entre les propriétés chimiques d'un élément et sa place dans la classification.

Activité d'application

Situer les éléments suivants dans le tableau de classification simplifié :
Al(Z = 13) ; S(Z = 16) ; Cl(Z = 17).

Solution Al : (K)²(L)⁸(M)³ ⇒ M : n = 3 ⇒ 3^{ème} ligne et 3 e⁻ sur la couche externe ⇒ 3^{ème} colonne donc l'Al est à l'intersection de la 3^{ème} ligne et de la 3^{ème} colonne.

3.2. Différentes zones du tableau de classification périodique

On distingue principalement **trois zones** dans le tableau :

- la plus vaste correspond à des éléments plutôt **donneurs d'électrons** : les corps simples correspondants sont des **métaux** ;
- la deuxième regroupe les éléments plutôt **attracteurs d'électrons** : ce sont les **non-métaux** ;
- la troisième est la colonne des gaz rares, qui ne sont ni donneurs ni attracteurs d'électrons.

Evaluation

SITUATION D'EVALUATION

En visite à la piscine de l'hôtel ivoire, Akissi élève en classe de 2^{nde} C apprend que le chlore est utilisé dans le traitement de l'eau des piscines et qu'il est aussi présent dans l'eau de javel. De retour en classe, il partage l'information avec ses camarades. Etant de cette classe, tu décides de situer cet élément dans tableau de classification périodique simplifié afin de connaître ses propriétés.

1. Détermine la structure électronique et la représentation de Lewis du chlore.
2. Indique la place du chlore dans le tableau périodique simplifié.
3. Détermine sa famille.
4. Donne deux propriétés chimiques du chlore.
5. Justifie que le fluor possède les mêmes propriétés chimiques que le chlore.

Niveau : 2nde C

THEME 3 : LA MATIERE ET SES TRANSFORMATIONS

LEÇON 4 : Ions et molécules

Durée : 5 heures

HABILETES	CONTENUS
Enoncer	la règle de l'octet.
Interpréter	L'évolution chimique des atomes vers les ions monoatomiques.
Ecrire	<ul style="list-style-type: none">• la formule de quelques ions monoatomiques.• la formule de quelques ions polyatomiques.
Expliquer	la formation des molécules.
Définir	la liaison de covalence.
Donner	les représentations de Lewis de quelques molécules.
Distinguer	un corps pur simple et un corps pur composé.
Ecrire	les formules développées de quelques molécules.
Ecrire	les formules statistiques de quelques composés ioniques.
Différencier	un composé ionique d'une molécule.

<u>MATERIELS PAR POSTE DE TRAVAIL</u> <ul style="list-style-type: none">••••••••	<u>SUPPORTS DIDACTIQUES :</u> -
	<u>BIBLIOGRAPHIE :</u> Eurin-gié – Internet - Guides et programmes APC
<u>PRE-REQUIS :</u> Structure de l'Atome Elément chimique Classification périodique des éléments chimiques	<u>VOCABULAIRE SPECIFIQUE :</u> Règle de l'octet – liaison covalente – Valence- composé ionique
<u>STRATEGIES DE TRAVAIL ET CONSIGNES PARTICULIERES :</u> - Expérimentation / questionnement - Observation - Communication	

PLAN DE LA LEÇON

1. La règle de l'octet
2. Les ions
 - 2.1. Les ions monoatomiques
 - 1.2.1. Les cations
 - 1.2.2. Les anions
 - 1.3. Les ions polyatomique
 - 1.4. Les composés ioniques
 - 1.4.1. Définition
 - 1.4.2. Formule statistique d'un composé ionique
2. Les molécules
 - 2.2. La liaison de covalence
 - 2.3. La molécule
 - 2.3.1. Définition
 - 2.3.2. Ecriture de la formule d'une molécule
 - 2.3.3. Formule de LEWIS d'une molécule
 - 2.4. Structure géométrique de quelques molécules
 - 2.5. Corps purs – mélanges

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités Professeur	Activité élèves	Trace écrite
Présentation	Questions-réponses	Rappels/ pré requis	Les élèves répondent aux questions	IONS ET MOLECULES
Développement	Questions-réponses Questions-réponses			<p style="text-align: center;"><u>SITUATION D'APPRENTISSAGE</u></p> <p>Un élève en classe de 2^{nde}C au Lycée Moderne de Bonon est soumis à deux questions qui proviennent de son frère élève en quatrième :</p> <ul style="list-style-type: none"> - « <i>pourquoi certains atomes perdent-ils ou gagnent-ils un ou des électrons ?</i> » - « <i>comment et pourquoi les atomes se lient-ils ?</i> » <p>Pour se donner toutes les chances d'avoir les réponses justes, cet élève associe ses camarades de classe. Ensemble, ils entreprennent d'interpréter l'évolution chimique des atomes vers les ions monoatomiques, d'expliquer la formation des molécules et d'écrire les formules statistiques de quelques composés ioniques.</p> <p style="text-align: center;">1. <u>La règle de l'octet</u></p> <p>Au cours des réactions chimiques, les atomes réagissent pour obtenir une structure électronique plus stable que la leur ; ils ont tendance à acquérir la structure électronique en octet particulièrement stable des gaz nobles.</p> <p><u>Remarque :</u></p> <ul style="list-style-type: none"> • Pour les atomes tels que l'hydrogène, le lithium, le béryllium et le bore, le gaz noble le plus proche est l'hélium ($Z = 2$), ils acquièrent alors une structure en duet (doublet d'électrons). On parle de règle de duet. • Les moyens utilisés par les atomes pour acquérir la structure en octet ou en duet est la formation des ions ou des molécules.

Questions-
réponses

Questions-
réponses

3. Les ions

2.1. Les ions monoatomiques

Les ions monoatomiques résultent d'atomes ayant cédé ou capté un ou plusieurs électrons.

2.1.1. Les cations

Ce sont les ions positifs issus de la perte d'électrons.

Exemples :

* Le sodium Na ($Z = 11$) : formule électronique : $(K)^2(L)^8(M)^1$.

Pour avoir la structure en octet \Rightarrow perte d'**un électron** $\Rightarrow (K)^2(L)^8$ d'où l'ion Na^+ ion sodium.

On écrit : $Na \longrightarrow Na^+ + e^-$.

* Le magnésium Mg ($Z = 12$) formule électronique : $(K)^2(L)^8(M)^2$.

Structure en octet \Rightarrow perte de **deux électrons** $\Rightarrow (K)^2(L)^8$ d'où l'ion Mg^{2+} ion magnésium.

On écrit : $Mg \longrightarrow Mg^{2+} + 2e^-$.

Remarque : Les métaux alcalins et alcalino-terreux ont tendance à donner des cations. On les appelle **éléments électropositifs**.

2.1.2. Les anions

Ce sont les ions négatifs issus du gain d'électrons.

Exemples :

* Le chlore Cl ($Z = 17$) : formule électronique : $(K)^2(L)^8(M)^7$

Pour avoir la structure en octet \Rightarrow gain d'**un électron** $\Rightarrow (K)^2(L)^8(M)^8$ d'où l'ion Cl^- ion chlorure.



* L'oxygène ($Z = 8$) formule électronique : $(\text{K})^2(\text{L})^6$.

Structure en octet \Rightarrow gain de **deux électrons** $\Rightarrow (\text{K})^2(\text{L})^8$ d'où l'ion O^{2-}
ion oxyde ou ion oxygène.



Remarque : Les halogènes et les éléments de la colonne de l'oxygène ont tendance à donner des anions. On les appelle **éléments électronégatifs**.

NB :

- ✓ Le passage d'un atome en son ion ne modifie pas son noyau, c'est le cortège électronique qui est affecté.
- ✓ La formation des ions est beaucoup plus difficile pour les éléments appartenant aux colonnes éloignées des extrémités du tableau périodique.

Activité d'application 1

Complète le tableau suivant :

Atome	Nom de l'atome	Numéro atomique (Z)	Formule électronique de l'atome	Ion stable formé		
				Formule électronique	Formule chimique	Nom
Li		3				
Na		11				
Mg		12				
Cl		16				

Questions-
réponses

2.2. Les ions polyatomique

Ce sont des assemblages d'atomes portant une charge électrique.

Exemples :

OH^- : ion hydroxyde ; NO_3^- : ion nitrate ; SO_4^{2-} : ion sulfate

CO_3^{2-} : ion carbonate ; NH_4^+ : ion ammonium ; H_3O^+ : ion

hydronium

MnO_4^- : ion permanganate.

Activité d'application 2

1. Définis un ion polyatomique
2. Cite les ions polyatomiques parmi les ions suivants : SO_4^{2-} ; H_3O^+ ; Fe^{3+} ; OH^- ; K^+ et NH_4^+
3. Nomme les ions suivants : NH_4^+ ; SO_4^{2-} ; MnO_4^- ; NO_3^- ; CO_3^{2-} ; H_3O^+ ; OH^-

2.3. Les composés ioniques

2.3.1. Définition

Ce sont des cristaux formés d'ions. Ils sont globalement neutres du point de vue électrique : ils contiennent autant de charges positives que de charges négatives.

2.3.2. Formule statistique d'un composé ionique

Le motif élémentaire d'un cristal ionique est l'ensemble électriquement neutre minimal pouvant être constitué avec les ions présents dans le cristal.

Questions-
réponses

Composé ionique	Sulfate de cuivre	Fluorure d'aluminium	Carbonate de sodium
Anion	SO_4^{2-}	F^-	CO_3^{2-}
Cation	Cu^{2+}	Al^{3+}	Na^+
Composition en ions	$(\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-})$	$(\text{Al}^{3+} + 3 \text{F}^-)$	$(2 \text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-})$
Formule statistique	CuSO_4	AlF_3	Na_2CO_3

Activité d'application 3

1. Écrire les formules de composés ioniques suivants : Na_2CO_3 ; $\text{Ba}(\text{ClO}_4)_2$; AgNO_3 ; Na_2SO_4 quand ils sont en solution aqueuse.
2. Nomme-les

3. Les molécules

2.1. La liaison de covalence

La liaison de covalence (ou **liaison covalente**) résulte de la mise en commun par deux atomes d'une ou plusieurs paires d'électrons célibataires appelées **doublets de liaison**.

Le nombre de doublets que partage un atome avec ses voisins est sa **valence**.

Remarque : La liaison covalente est dite **simple**, **double** ou **triple** selon que les deux atomes ont mis en commun **un**, **deux** ou **trois** doublets d'électrons.

Questions-
réponses

2.2. La molécule

2.2.1. Définition

Une molécule est une entité chimique électriquement neutre formée d'un nombre limité d'atomes liés entre eux par des **liaisons de covalence**.

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

2.2.2. Ecriture de la formule d'une molécule

La formule d'une molécule s'obtient en écrivant côte à côte les symboles des éléments présents dans la molécule et en précisant, en indice à droite, le nombre d'atomes de chaque élément.

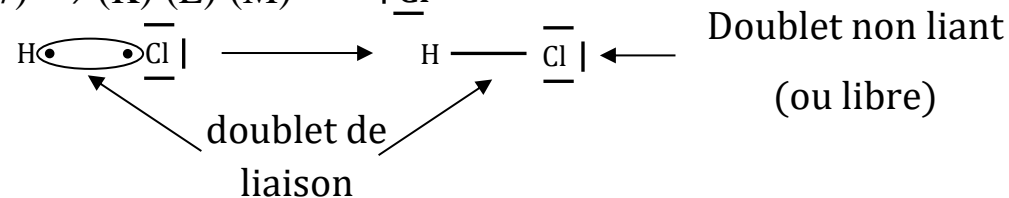
Exemples : H_2O ; NH_3 ; CH_4 ; CO_2 .

2.2.3. Formule de LEWIS d'une molécule

* Chlorure d'hydrogène HCl

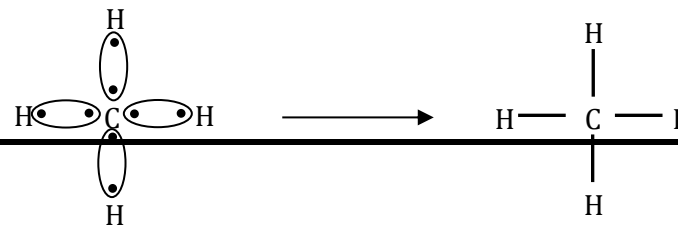
$\text{H} (Z = 1) \Rightarrow (\text{K})^1 \quad \text{H} \cdot$

$\text{Cl} (Z = 17) \Rightarrow (\text{K})^2(\text{L})^8(\text{M})^7 \quad \cdot \overline{\text{Cl}} \cdot$



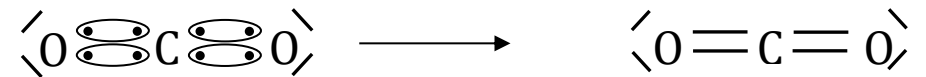
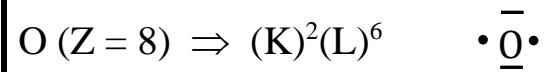
* Méthane CH_4

$\text{C} (Z = 6) \Rightarrow (\text{K})^2(\text{L})^4 \quad \cdot \overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{C}}} \cdot$



Questions-
réponses

* Dioxyde de carbone CO₂



Activité d'application 4

En déduire la représentation de LEWIS des molécules :

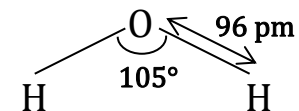
- N₂ : le diazote,
- C₂H₄ : l'éthylène,
- CO₂ : le dioxyde de carbone.

Remarques:

- Un atome peut réaliser autant de liaison de covalence qu'il y'a d'électrons célibataires sur sa couche de valence.
- Pour respecter la règle de l'octet, chaque doublet de liaison est considéré comme appartenant entièrement à l'un et à l'autre des atomes liés.

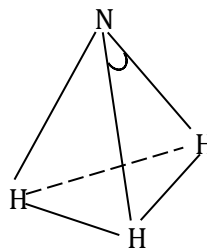
2.3. Structure géométrique de quelques molécules

* Molécule d'eau H₂O



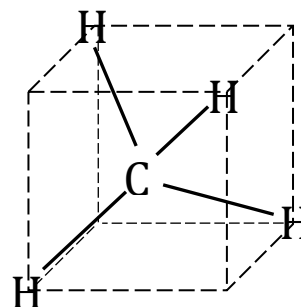
* Molécule d'ammoniac

Questions-
réponses



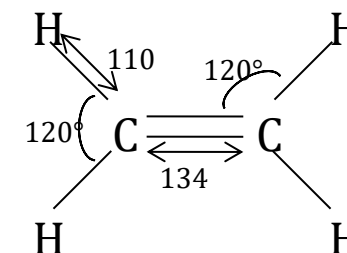
- La longueur de la liaison N---H est **101 pm**

* Molécule de méthane



- La longueur de la liaison C---H est **109 pm**

* Molécule d'éthylène



2.4. Corps purs – mélanges

- Un corps pur est un corps formé de molécules toutes identiques.

Si les molécules sont formées d'un seul type d'atomes, le corps pur est dit **simple**.

Exemples : H₂ ; Cl₂.

Si les molécules sont formées de plusieurs types d'atomes, le corps pur est dit **composé**.

Exemples : H₂O ; CO₂.

- Un mélange est un corps formé de plusieurs types de molécules

Exemple : L'air (N₂ : 79% ; O₂ : 20% ; CO₂ ≈ 1%).

Evaluation				<p style="text-align: center;"><u>SITUATION D’EVALUATION</u></p> <p>Akissi, élève en classe de 2^{nde} C au lycée moderne de Bonon, découvre dans un article de Wikipédia le texte suivant : « Dans la structure de la forme anhydre (qui ne contient pas d’eau) du chlorure d’aluminium, les liaisons chimiques sont principalement covalentes. Par contre au contact l’eau, le chlorure d’aluminium devient un composé ionique »</p> <p>Pour mieux comprendre cet article, elle te demande de l’aider à différencier ces deux formes du chlorure d’aluminium afin de vérifier si chaque forme respecte la règle de l’octet. On donne : Al (Z = 13) ; Cl (Z = 17)</p> <ol style="list-style-type: none">1- Définis la liaison covalente.2- Détermine :<ol style="list-style-type: none">2.1. La représentation de Lewis de l’aluminium et celle du chlore.2.2. La valence de chacun de ces atomes.3- Ecris :<ol style="list-style-type: none">3.1. La formule de l’ion obtenu à partir de chacun de ces atomes.3.2. La formule statistique du chlorure d’aluminium.4- Donne la représentation de Lewis de la molécule de AlCl₃ puis dis si dans cette molécule, les atomes respectent la règle de l’octet.
------------	--	--	--	---

Niveau : 2^{nde} C

THEME 3 : LA MATIERE ET SES TRANSFORMATIONS

LEÇON 5 : Mole et grandeurs molaires

Durée : 2 heures

HABILETES	CONTENUS
Définir	la mole
Définir	<ul style="list-style-type: none">• la masse molaire atomique.• la masse molaire moléculaire.• la quantité de matière.
Connaître	l'unité de quantité de matière.
Déterminer	la quantité de matière d'un corps solide et d'un corps liquide.
Connaître	la loi d'Avogadro-Ampère
Définir	<ul style="list-style-type: none">• le volume molaire.• la quantité de matière d'un corps gazeux.• la densité d'un gaz par rapport à l'air.
Déterminer	la quantité de matière d'un corps gazeux.
Utiliser	les relations : $n = \frac{m}{M}$; $n = \frac{V}{V_m}$ et $d = \frac{M}{29}$.

<u>MATERIELS PAR POSTE DE TRAVAIL</u> <ul style="list-style-type: none">••••••••••••••••••••	<u>SUPPORTS DIDACTIQUES :</u> - Tableau de classification des éléments chimiques
	<u>BIBLIOGRAPHIE :</u> Eurin-gié – Internet - Guides et programmes APC
<u>PRE-REQUIS :</u> Structure de l'Atome Elément chimique	<u>VOCABULAIRE SPECIFIQUE :</u> Mole – Constante d'Avogadro – Masse molaire-Volume molaire
<u>STRATEGIES DE TRAVAIL ET CONSIGNES PARTICULIERES :</u> - Expérimentation / questionnement - Observation - Communication	

PLAN DE LA LEÇON

1. Quantité de matière
 - 1.1-Définition de la mole
 - 1.2-Constante d'Avogadro

2. Grandeurs molaires
 - 2.1. Masse molaire
 - 2.1.1. Masse molaire atomique
 - 2.1.2. Masse molaire moléculaire
 - 2.1.3. Masse molaire ionique
 - 2.2. Détermination de la quantité de matière
 - 2.3. Volume molaire
 - 2.3.1. Définition
 - 2.3.2. Loi d'Avogadro-Ampère
 - 2.3.3. Propriétés du volume molaire des gaz
 - 2.4. Densité d'un gaz par rapport à l'air

	Questions-réponses			<p>2. <u>Grandeurs molaires</u></p> <p>2.1. <u>Masse molaire</u></p> <p>La masse molaire M d'une espèce chimique est la masse d'une mole d'entités de cette espèce. Elle s'exprime en g.mol⁻¹.</p> <p>2.2. <u>Masse molaire atomique</u></p> <p>C'est la masse d'une mole d'atomes d'une espèce chimique considérée.</p> <p><u>Exemples</u> :</p> <p>$M_C = 12 \text{ g.mol}^{-1}$ $M_S = 32 \text{ g.mol}^{-1}$</p> <p>2.2.1. <u>Masse molaire moléculaire</u></p> <p>C'est la masse d'une mole de molécules du corps considérée.</p> <p><u>Exemple</u> : molécule d'éthanol C₂H₆O</p> <p>$M_C = 12 \text{ g.mol}^{-1}$ $M_H = 1 \text{ g.mol}^{-1}$ $M_O = 16 \text{ g.mol}^{-1}$</p> <p>$M_{C_2H_6O} = 2 \times 12 + 6 \times 1 + 1 \times 16 = 46 \text{ g.mol}^{-1}$.</p> <p>2.2.2. <u>Masse molaire ionique</u></p> <p>C'est la masse d'une mole d'ions.</p> <p><u>Exemples</u> :</p> <ul style="list-style-type: none"> * Ion monoatomique : $M_{Cl^-} = M_{Cl} = 35.5 \text{ g.mol}^{-1}$. * Ion polyatomique : <p>– $M_{CO_3^{2-}} = 1 \times M_C + 3 \times M_O = 12 + 3 \times 16 = 60 \text{ g.mol}^{-1}$;</p> <p>– $M_{Al(OH)_4^-} = M_{Al} + 4 \times M_O + 4 \times M_H = 95 \text{ g.mol}^{-1}$.</p>
	Questions-réponses			
	Questions-réponses			

Questions-
réponses

Questions-
réponses

Activité d'application 1

Calculer la masse molaire des corps suivants : $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$; KOH ; NH_4^+ ; HNO_3 .

2.3. Détermination de la quantité de matière

La quantité de matière (nombre de moles) contenue dans une masse m d'une substance de masse molaire M est :

$$n = \frac{m}{M}$$

Activité d'application 2

Calculer le nombre de moles de dioxyde de carbone CO_2 contenus dans 32 g de ce gaz.

Résolution

$$M_{\text{CO}_2} = 12 + 2 \times 16 = 44 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$m_{\text{CO}_2} = 32 \text{ g}$$

$$n = \frac{m}{M} \quad \text{AN :} \quad n = \frac{32}{44} = 0,73 \text{ mol.}$$

2.4. Volume molaire

2.4.1. Définition

Le volume d'une mole de corps pur est appelé volume molaire V_m .
On l'exprime en mol.L^{-1} .

Questions-
réponses

2.4.2. Loi d'Avogadro-Ampère

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

2.4.3. Propriétés du volume molaire des gaz

Le volume molaire V_m d'un gaz dépend de sa température et de sa pression. Dans les conditions normales de température et de pression CNTP ($T = 0^\circ \text{C}$ et $P = 10^5 \text{Pa}$), le volume molaire est appelé **volume molaire normal** et vaut : $V_m = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$.

2.4.4. Détermination de la quantité de matière contenue dans un volume de gaz

La quantité de matière n (nombre de moles) contenue dans un volume V de gaz dans les conditions où le volume molaire vaut V_m est :

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

Cette relation n'est valable que pour les gaz

Activité d'application 2

Au cours de l'électrolyse de l'eau, on recueille à l'anode un volume $V = 44,8 \text{ cm}^3$ de dioxygène dans les CNTP. Déterminer :

- 1- La quantité de matière de dioxygène recueilli et en déduire sa masse.
- 2- Le nombre de molécules de dioxygène contenu dans ce volume.

On donne : $V_m = 22,4 \text{ L. mol}^{-1}$ et $N = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Evaluation

Questions-
réponses

2.5. Densité d'un gaz par rapport à l'air

La densité d'un gaz par rapport à l'air est donnée par la relation :

$$d = \frac{M}{29}, \quad M \text{ étant la masse molaire moléculaire du gaz.}$$

N.B. : La densité n'a pas d'unité.

Activité d'application 3

Un alcane a pour densité gazeuse $d = 2$. Déterminer sa masse molaire et en déduire sa formule brute.

SITUATION D'EVALUATION

Suivant un documentaire sur la chaîne de Télé Planète +, Ton voisin de classe, Tokolo apprend que **le phosgène**, aussi nommé **dichlorure de méthanoyle**, est un gaz très toxique, utilisé comme arme chimique, par l'armée Allemande durant la première guerre mondiale. Sa formule est COCl_2 . Pour l'usage, l'armée allemande conditionnait 10 kg de ce gaz dans chaque bouteille.

Données : Masses molaires (en g/mol) : C :12 ; O :16 ; Cl :35,5 ; Volume molaire : $V_m = 24 \text{ L/mol}$.

Le lendemain en classe, Tokolo te sollicite pour avoir des informations sur cette molécule.

- 1- Détermine la masse molaire moléculaire du phosgène.
- 2- Déduis-en
 - 2.1- La quantité de matière que renferme chaque bouteille de phosgène.
 - 2.2- Le volume occupé par ces 10 kg de gaz.
- 3- Détermine le nombre de molécules de phosgène contenues dans cette bouteille.
- 4- Détermine la masse d'une molécule de phosgène.

Niveau : 2nde C

THEME 3 : LA MATIERE ET SES TRANSFORMATIONS

LEÇON 6 : Equation – bilan d'une réaction chimique

Durée : 3 heures

HABILETES	CONTENUS
Ecrire	l'équation-bilan d'une réaction chimique.
Déterminer	des quantités de matière, des masses et des volumes de corps à partir de l'équation-bilan d'une réaction chimique.
Connaître	la loi de Lavoisier.
Résoudre	des exercices : - dans le cas où les réactifs sont introduits dans les proportions stœchiométriques ; - dans le cas où l'un des réactifs est introduit en excès.

<u>MATERIELS PAR POSTE DE TRAVAIL</u> <ul style="list-style-type: none">•••••••••••••••••••••	<u>SUPPORTS DIDACTIQUES :</u> - Tableau de classification des éléments chimiques
	<u>BIBLIOGRAPHIE :</u> Eurin-gié – Internet - Guides et programmes APC
<u>PRE-REQUIS :</u> Structure de l'Atome Ions et molécules	<u>VOCABULAIRE SPECIFIQUE :</u> Réaction chimique – bilan molaire – stœchiométrie
<u>STRATEGIES DE TRAVAIL ET CONSIGNES PARTICULIERES :</u> - Expérimentation / questionnement - Observation - Communication	

PLAN DE LA LEÇON

1- BILAN D'UNE REACTION CHIMIQUE

1.1- Définition de la réaction chimique

1.2. Equation-bilan d'une réaction chimique

1.2.1. Expérience et observations

1.2.2. Interprétation

1.2.3. Signification de l'équation-bilan

1.2.4. Conclusion

2- NOTION DE STOECHIMETRIE

2.1. Définition

2.2. Proportions stœchiométriques

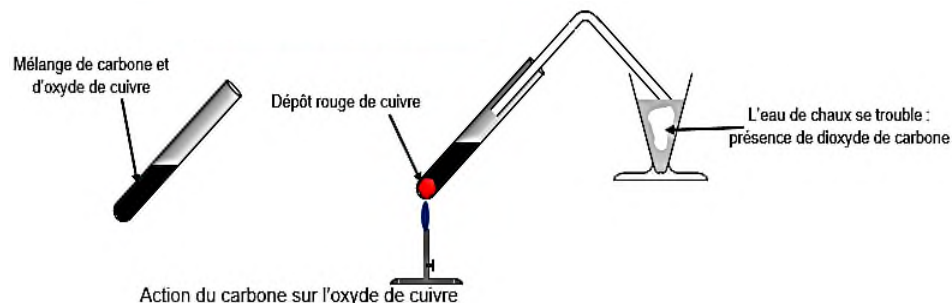
Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités Professeur	Activité élèves	Trace écrite
Présentation	Questions-réponses	Rappels/ pré requis	Les élèves répondent aux questions	EQUATION – BILAN D'UNE REACTION CHIMIQUE
Développement	Questions-réponses			<p style="text-align: center;"><u>SITUATION D'APPRENTISSAGE</u></p> <p>Le texte suivant est soumis à des élèves de la classe de seconde C2 du Lycée Moderne de Bonon : « l'un des problèmes de l'industrie chimique est d'exploiter des réactions chimiques où il n'y a pas de pertes... Il faut donc respecter une certaine proportion entre les quantités de matière entrant dans la réaction : c'est l'objet de la stœchiométrie. » Afin de mieux appréhender cette préoccupation, ces élèves décident d'écrire l'équation-bilan d'une réaction chimique, de déterminer des quantités de matière et des volumes à partir de l'équation-bilan et de connaître la loi de Lavoisier.</p> <p style="text-align: center;"><u>1- BILAN D'UNE REACTION CHIMIQUE</u></p> <p style="text-align: center;">1.1- <u>Définition de la réaction chimique</u></p> <p>Une réaction chimique est une transformation d'espèces chimiques appelées réactifs en d'autres espèces dénommées produits.</p> <div style="text-align: center;"> <pre> graph LR A[Réactifs] -- Transformation chimique --> B[Produits] </pre> </div> <p><u>Remarque :</u> Il existe des réactions chimiques naturelles (Ex : la photosynthèse...) et industrielles (Ex : la synthèse des matières plastiques, des produits pharmaceutiques...)</p> <p style="text-align: center;">1.2. <u>Equation-bilan d'une réaction chimique</u></p>

Expérimentation

Questions-réponses

Questions-réponses

1.2.1. Expérience et observations



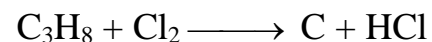
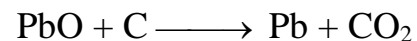
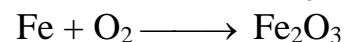
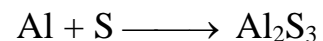
1.2.2. Interprétation

Réactifs		Produits
Carbone C(s)	Transformation chimique →	Cuivre Cu (s)
Oxyde de cuivre CuO (s)		Dioxyde de carbone CO ₂ (g)

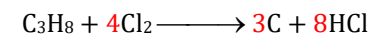
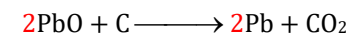
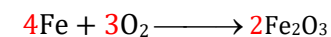
D'où l'équation-bilan : $C + CuO \longrightarrow Cu + CO_2$

Pour traduire la conservation des éléments et donc de la masse, des nombres, appelés **coefficients stœchiométriques**, sont placés avant la formule de chaque espèce. Ils traduisent aussi la conservation de la charge. Ainsi l'équation-bilan est : $C + 2CuO \longrightarrow 2Cu + CO_2$

Activité d'application 1 Equilibrer les équations suivantes :



Solution



Questions-
réponses

1.2.3. Signification de l'équation-bilan

L'équation : $\text{C} + 2\text{CuO} \longrightarrow 2\text{Cu} + \text{CO}_2$

- **A l'échelle microscopique**, signifie que **1 atome** de carbone réagit avec **2 molécules** d'oxyde de cuivre pour donner **2 atomes** de cuivre et **1 molécule** de dioxyde de carbone.
- **A l'échelle macroscopique**, signifie que **1 mole d'atome** de carbone réagit avec **2 moles de molécules** d'oxyde de cuivre pour donner **2 moles d'atomes** de cuivre et **1 mole de molécule** de dioxyde de carbone.

1.2.4. Conclusion

L'équation-bilan est la représentation théorique d'une réaction chimique. Elle fournit une relation entre les quantités de matière des réactifs consommés et les quantités de matière des produits formés.

	C	2CuO	\longrightarrow	2Cu	CO₂
Bilan molaire de l'équation	1 mole	2 moles		2 moles	1 mole
Bilan molaire du système	12g	159g		127g	44g
	171g			171g	
	n_1	n_2		n_3	n_4

La relation de proportionnalité permet d'écrire : $\frac{n_1}{1} = \frac{n_2}{2} = \frac{n_3}{2} = \frac{n_4}{1}$

Questions-
réponses

Activité d'application 2

Le chlorure d'hydrogène HCl réagit avec le dioxygène pour donner de l'eau et du dichlore.

- a) Quelle quantité de matière de dichlore obtient-on à partir de 5 moles de chlorure d'hydrogène ?
b) Quelle quantité de matière de dioxygène a-t-elle été nécessaire ?

Solution

Equation-bilan de la réaction : $4\text{HCl} + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2$

Bilan molaire de l'équation	4	1	2	2
Bilan molaire du système	n_1	n_2	n_3	n_4

On a donc :

$$\frac{n_1}{4} = \frac{n_2}{1} = \frac{n_3}{2} = \frac{n_4}{2}$$

- a) Quantité de matière de dichlore obtenue (n_4)

$$\frac{n_1}{4} = \frac{n_4}{2} \Rightarrow \frac{5}{4} = \frac{n_4}{2} \Rightarrow n_4 = \frac{5 \times 2}{4} = \mathbf{2,5 \text{ mol}}$$

- b) Quantité de matière de dioxygène nécessaire (n_2)

$$\frac{n_1}{4} = \frac{n_2}{1} \Rightarrow \frac{5}{4} = \frac{n_2}{1} \Rightarrow n_2 = \frac{5}{4} = \mathbf{1,25 \text{ mol}}$$

2- NOTION DE STOECHIOMETRIE

2.3. Définition

La stœchiométrie est l'étude des proportions dans lesquelles les réactifs d'une réaction chimique réagissent.

Questions-
réponses

2.4. Proportions stœchiométriques

Les proportions stœchiométriques sont les proportions définies par l'**équation-bilan** de la réaction.

Si les réactifs sont mis en présence dans les **proportions stœchiométriques** alors ils disparaissent **totalement**. Sinon l'un des réactifs est en **excès** et l'autre est en **défaut** et dans ce cas le réactif en excès disparaît **partiellement**, tandis que le réactif en défaut disparaît **totalement**. Le réactif en défaut limite la réaction, on l'appelle aussi **réactif limitant**.

Activité d'application 3

On réalise un mélange intime de 0,2 mol d'oxyde de cuivre II (CuO) et 0,16 mol de poudre de carbone. On chauffe le mélange dans un tube à essai. On observe la formation du métal cuivre et du dioxyde de carbone (CO₂).

1. Ecris l'équation-bilan de cette réaction ?
2. Dis si les deux réactifs ont été entièrement consommés. Si non, précise celui qui est en excès ainsi que son nombre de moles restants.

Solution

1- Equation-bilan de la réaction : $2\text{CuO} + \text{C} \longrightarrow 2\text{Cu} + \text{CO}_2$

Bilan molaire de l'équation	2	1	2	1
Bilan molaire du système	n_1	n_2	n_3	n_4

Dans les proportions stœchiométriques on aura : $\frac{n_1}{2} = \frac{n_2}{1} = \frac{n_3}{2} = \frac{n_4}{1}$

2- Vérifions si nous sommes dans les proportions stœchiométriques :
 $\frac{n_1^0}{2} = 0,1 \text{ mol}$ et $\frac{n_2^0}{1} = 0,16 \text{ mol} \Rightarrow \frac{n_1^0}{2} < \frac{n_2^0}{1}$ donc le carbone n'est pas entièrement consommé, il est en excès et l'oxyde de cuivre en défaut.
Nombre de moles de l'oxyde de fer restant en excès :

Questions-
réponses

$$\frac{n_2^r}{1} = \frac{n_2^0}{1} - \frac{n_1^0}{2} = 0,16 - 0,1 = \mathbf{0,06 mol}$$

SITUATION D'ÉVALUATION

Au cours d'une activité du club scientifique du Lycée Moderne de Bonon, un groupe d'élève de 2^{nde} C désire obtenir du fer à partir de l'oxyde ferrique II. Ils mélangent alors 16 g d'oxyde de fer (Fe_2O_3) et 2,16 g d'aluminium. A l'aide d'une mèche de magnésium, ils déclenchent la réaction et observe une vive incandescence. La réaction s'arrête au bout d'un instant. Une discussion s'engage alors entre ces élèves : certains prétendent que l'oxyde de fer a totalement disparu, d'autres estiment que c'est l'aluminium qui a totalement disparu. Ils savent néanmoins que les produits de cette réaction sont : le fer et l'alumine (Al_2O_3). Ils te sollicitent alors pour les départager.

Tu décides alors de connaître le réactif en défaut afin de déterminer les masses des produits formés.

On donne : Masse molaire (g/mol) : Fe :56 ; Al : 27 ; O :16

- 1- Ecris l'équation-bilan de cette réaction.
- 2- Détermine la quantité de matière initiale d'oxyde ferrique et celle d'aluminium.
- 3- Justifie que ce mélange n'est pas stœchiométrique et identifie le réactif en excès.
- 4- Détermine :
 - 4.1. La masse du réactif en excès restant en fin de réaction.
 - 4.2. La masse de fer obtenue
 - 4.3. La masse d'alumine obtenue.

Evaluation

PLAN DE LA LEÇON

1. ETAT NATUREL

2. LE CRISTAL DE CHLORURE DE SODIUM

2.1. Le réseau cristallin

2.2. La maille du cristal

3. PROPRIETES PHYSIQUES DU CHLORURE DE SODIUM

3.1. Caractère isolant du chlorure de sodium

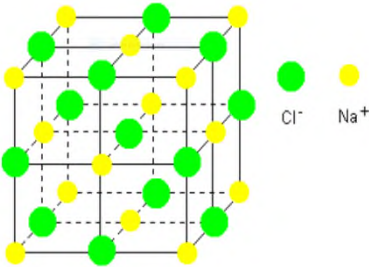
3.1.1- Expérience et observation

3.2. Caractère conducteur de la solution aqueuse de chlorure de sodium

3.2.1- Expérience et observation

3.2.2- Conclusion

3.3. Stabilité thermique du chlorure de sodium

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités Professeur	Activité élèves	Trace écrite
Présentation	Questions-réponses	Rappels/ pré requis	Les élèves répondent aux questions	LE CHLORURE DE SODIUM SOLIDE
Développement				<p style="text-align: center;"><u>SITUATION D'APPRENTISSAGE</u></p> <p>Lors d'une journée porte ouverte sur le thème « chimie et santé » dans un lycée, un élève de la classe de seconde C découvre dans un stand la maquette ci-contre : Le responsable de stand lui apprend que cette maquette représente le motif du chlorure de sodium communément appelé « sel de cuisine ». Consommé de manière abusive, il provoque des maladies cardiovasculaires et rénales. En plus, cette structure lui confère des propriétés particulières. Dans le souci de s'informer davantage avec ses camarades de classe sur ce produit de première nécessité, ils se proposent de décrire la structure du chlorure de sodium et d'expliquer ses propriétés.</p> <div style="text-align: right;">  </div> <p>1. <u>ETAT NATUREL</u></p> <p>Le chlorure de sodium communément appelé sel de cuisine est très répandu dans la nature sous deux formes :</p> <ul style="list-style-type: none"> • Solide ; c'est le sel gemme. • En solution dans l'eau de mer. <p>Le chlorure de sodium est formé de petits cubes translucides appelés cristaux. C'est un composé ionique.</p> <p>2. <u>LE CRISTAL DE CHLORURE DE SODIUM</u></p> <p>2.1. <u>Le réseau cristallin</u></p> <p>Le cristal de chlorure de sodium est formé d'un empilement régulier et alterné d'ions Na⁺ et Cl⁻ suivant les trois directions et formant le</p>

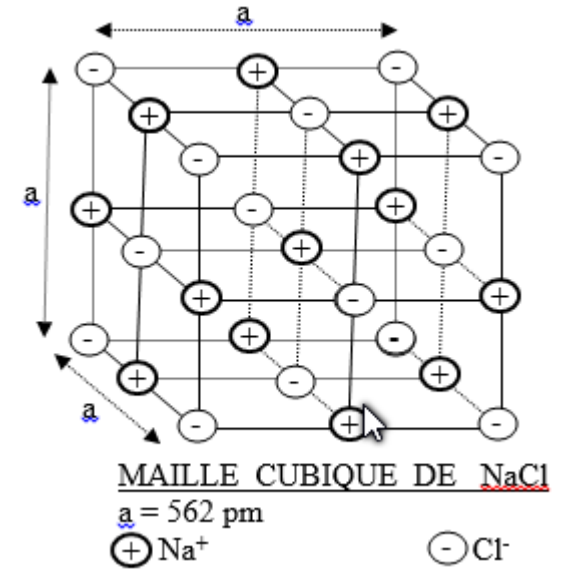
réseau cristallin. Ces ions sont assimilables à des sphères.

2.2. La maille du cristal

La maille est la plus petite entité du cristal.

Pour le chlorure de sodium, elle est constituée d'un empilement d'ions Na^+ et Cl^- formant un cube :

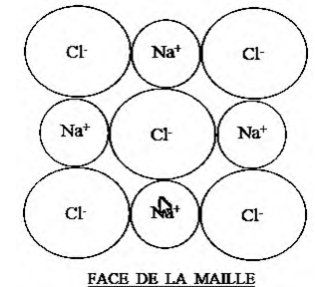
- Les ions Na^+ occupent les milieux des arêtes et le centre du cube.
- Les ions Cl^- occupent les sommets et les centres des faces.



Les ions étant sphériques, l'arrêt a est tel que :

$$a = 2(r_{\text{Cl}^-} + r_{\text{Na}^+})$$

Le volume du cristal est : $V = a^3$



3. PROPRIETES PHYSIQUES DU CHLORURE DE SODIUM

3.1. Caractère isolant du chlorure de sodium

Le cristal de chlorure de sodium est un isolant électrique car les ions constituant le chlorure de sodium ne peuvent pas se déplacer dans le cristal.

3.2. Caractère conducteur de la solution aqueuse de chlorure de sodium

La solution aqueuse de chlorure de sodium conduit le courant électrique. En effet la dissolution du chlorure de sodium dans l'eau libère des ions Na^+ et Cl^- qui peuvent se déplacer dans la solution et permettre

Evaluation

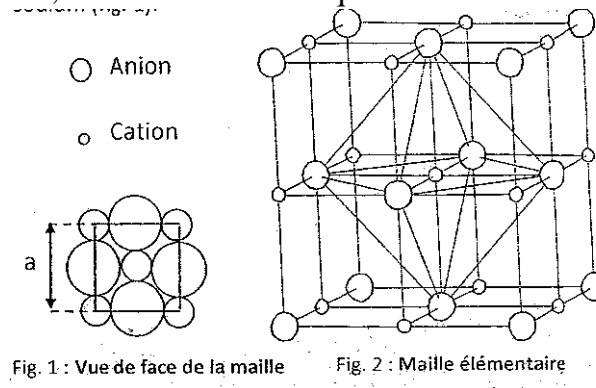
le passage du courant électrique.

3.3. Stabilité thermique du chlorure de sodium

La température de fusion du chlorure de sodium est élevée à cause de la cohésion et de la stabilité du cristal due aux forces électrostatiques attracteurs entre les ions. Il faut donc fournir une grande énergie pour le disloquer.

SITUATION D'ÉVALUATION

Amadi a découvert dans un livre le schéma ci-dessous représentant la face (fig. 2) de la maille du réseau cristallin du chlorure de sodium (fig. 1). Le rayon du cation est $r' = 100 \text{ pm}$ et celui de l'anion est $r = 180 \text{ pm}$. Il souhaite vérifier à partir de cette maille, la neutralité électrique du NaCl . Aidez-le à y parvenir.



NB : $1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$

1. Donne les noms et les symboles des ions contenus dans le cristal de chlorure de sodium.
2. Indique la forme géométrique de la maille du réseau cristallin du chlorure de sodium
3. Calculer la longueur a de l'arrêt de la maille en pm.
4. Montre, à partir de la figure 2, en dénombrant le nombre de cation et d'anions appartenant en propre à la maille, que le cristal de chlorure de sodium est électriquement neutre.

Niveau : 2nde C

THEME 4 : LA MATIERE ET SES TRANSFORMATIONS

LEÇON 8 : Solutions aqueuses ioniques

Durée : 4,5 heures

HABILETES	CONTENUS
Ecrire	l'équation-bilan de dissolution d'un composé ionique dans l'eau.
Interpréter	le phénomène de dissolution dans l'eau d'un composé ionique.
Définir	<ul style="list-style-type: none">• le solvant.• le soluté.• la solubilité.
Définir	<ul style="list-style-type: none">• la concentration massique volumique.• la concentration molaire volumique.
Déterminer	<ul style="list-style-type: none">• la concentration massique volumique.• la concentration molaire volumique.
Interpréter	l'électrolyse de la solution aqueuse du chlorure de sodium.
Exploiter	les équations-bilans des réactions chimiques.

<u>MATERIELS PAR POSTE DE TRAVAIL</u> <ul style="list-style-type: none">••••••••••••••••••••	<u>SUPPORTS DIDACTIQUES :</u> - Schémas sur polycopies
<u>PRE-REQUIS :</u> Ion et molécules Equation-bilan d'une réaction chimique	<u>BIBLIOGRAPHIE :</u> Eurin-gié – Internet - Guides et programmes APC
<u>STRATEGIES DE TRAVAIL ET CONSIGNES PARTICULIERES :</u> - Expérimentation / questionnement - Observation - Communication	<u>VOCABULAIRE SPECIFIQUE :</u> Solution aqueuse ionique – solubilité – saturation – concentration molaire – concentration massique.

PLAN DE LA LEÇON

1- SOLUTION AQUEUSE

2- EFFET THERMIQUE DE LA DISSOLUTION D'UN COMPOSE IONIQUE DANS L'EAU

2.1- Expérience et Observations

2.2- Interprétation

2.3- Conclusion

3- SATURATION ET SOLUBILITE D'UN SOLUTE DANS UN SOLVANT

3.1- Saturation

3.2- Solubilité d'un soluté

4- CONCENTRATION EN SOLUTION AQUEUSE

4.1- Concentration molaire

4.2- Electroneutralité d'une solution ionique

4.3- Préparation d'une solution de concentration donnée

5- ELECTROLYSE D'UNE SOLUTION DE CHLORURE DE SODIUM

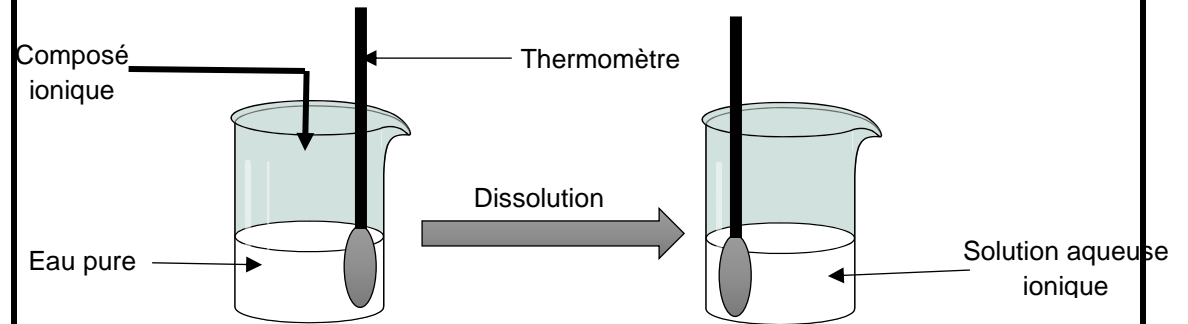
5.1- Expérience et observations

5.2- Interprétation

5.3- Conclusion

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités Professeur	Activité élèves	Trace écrite
Présentation	Questions-réponses	Rappels/ pré requis	Les élèves répondent aux questions	SOLUTIONS AQUEUSES IONIQUES
				<p style="text-align: center;"><u>SITUATION D'APPRENTISSAGE</u></p> <p>Deux élèves en classe de 2^{nde}C au Lycée Moderne de Bonon échangent sur les solutions aqueuses ioniques. Tous deux sont d'accord que ces solutions sont obtenues par dissolution de composés ioniques dans l'eau ; mais l'un affirme qu'elles conduisent le courant électrique tandis que l'autre soutient le contraire. Pour s'accorder, ils décident avec leurs camarades de classe, d'interpréter le phénomène de dissolution dans l'eau d'un composé ionique, de définir la solubilité, les concentrations volumiques massique et molaire puis d'interpréter une électrolyse.</p> <p>1- <u>RAPPELS</u></p> <ul style="list-style-type: none"> • Une solution est obtenue en dissolvant un soluté dans un solvant. Si l'eau est le solvant alors la solution est dite aqueuse. • Une solution aqueuse ionique est obtenue en dissolvant un composé ionique dans l'eau. Le composé ionique dissous est le soluté. L'opération de disparition du soluté dans l'eau est le la dissolution. <p><u>NB</u> : Les solutions aqueuses ioniques conduisent le courant électrique car elles contiennent des ions.</p> <p>2- <u>EFFET THERMIQUE DE LA DISSOLUTION D'UN COMPOSE IONIQUE DANS L'EAU</u></p>

2.1- Expérience et Observations



soluté	Quantité de matière dissoute	Masse correspondante	Variation de la température
NaCl	0,05 mol	2,92 g	0°C
NaOH	0,05 mol	2 g	+8°C
CuSO ₄	0,05 mol	7,98 g	0°C
NH ₄ Cl	0,05 mol	2,67 g	-2,5°C

2.2- Interprétation

La dissolution d'un composé ionique dans l'eau se fait principalement en deux étapes :

- **La dislocation du cristal**

Il y a rupture des liaisons électrostatiques entre les ions suivis de leur dispersion.

Le phénomène se fait avec **absorption d'énergie**. Soit E_d cette énergie.

- **L'hydratation ou la solvation des ions**

Les ions dispersés s'entourent chacun d'une couronne de molécule d'eau.

L'hydratation s'accompagne d'un **dégagement de chaleur**.

Soit E_h cette énergie.

L'énergie de la dissolution dépend des énergies E_d et E_h :

- Si $E_d > E_h$ alors la dissolution est **endothermique** (diminution de la température) ; c'est le cas de NH_4Cl .
- Si $E_d = E_h$ alors la dissolution est **athermique** (température constante) ; c'est le cas de NaCl et CuSO_4 .
- Si $E_d < E_h$ alors la dissolution est **exothermique** (augmentation de la température) ; c'est le cas de NaOH .

2.3- Conclusion

La dissolution d'un composé ionique se fait en **deux étapes fictives : la dislocation suivie de la dispersion et l'hydratation.**

L'effet thermique d'une dissolution est lié aux énergies apportées par ces deux étapes. Cette dissolution peut être alors athermique, endothermique ou exothermique.

3- CONCENTRATION EN SOLUTION AQUEUSE

3.1. Concentration molaire

- **Concentration molaire d'une solution (d'un soluté)**

La concentration molaire notée C d'une solution est la quantité de matière de soluté dissous par litre de solution :

$$C = \frac{n}{V_S} \quad n \text{ en mol ; } V_S \text{ en L et } C \text{ en mol.L}^{-1}$$

Exemple :

On constitue une solution en dissolvant $m = 100$ g de cristaux de chlorure de calcium CaCl_2 dans l'eau et en complétant à 500 mL.

- 1- Calculer la concentration C_{CaCl_2} de la solution de chlorure de calcium obtenue

Masses molaires : $M(\text{Ca}) = 40 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$

Solution

$$M(\text{CaCl}_2) = M(\text{Ca}) + 2M(\text{Cl}) = 40 + 71 = 111 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$n_{\text{CaCl}_2} = \frac{m_{\text{CaCl}_2}}{M(\text{CaCl}_2)} = \frac{100}{111} = 0,90 \text{ mol}$$

$$C = \frac{n}{V_S} = \frac{0,90}{0,5} = 1,8 \text{ mol.L}^{-1}$$

• ***Concentration d'un ion en solution***

La concentration d'un ion X est le nombre de mol de X par litre de solution :

$$[\text{X}] = \frac{n_X}{V_S} \quad n_X \text{ en mol ; } V_S \text{ en L et } [\text{X}] \text{ en mol.L}^{-1}$$

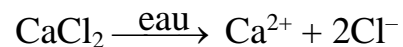
Exemple

Enoncé (Application 1)

2- Calculer la concentration des ions calcium et chlorure dans la solution.

Solution

Equation de la dissolution du chlorure de calcium dans l'eau



$$\frac{n_{\text{CaCl}_2}}{1} = \frac{n_{\text{Ca}^{2+}}}{1} = \frac{n_{\text{Cl}^-}}{2} \Rightarrow C_{\text{CaCl}_2} = [\text{Ca}^{2+}] = \frac{[\text{Cl}^-]}{2} \Rightarrow$$

$$[\text{Ca}^{2+}] = C_{\text{CaCl}_2} = 1,8 \text{ mol.L}^{-1} \text{ et } [\text{Cl}^-] = 2 C_{\text{CaCl}_2} = 2 \times 1,8 = 3,6 \text{ mol.L}^{-1}$$

3.2. Concentration massique

La concentration massique ou pondérale d'un soluté est la masse de soluté par litre de solution

$$c = \frac{m}{V_S} \quad m \text{ en g ; } V_S \text{ en L et } c \text{ en g.L}^{-1}$$

Remarque : Relation entre concentration molaire et concentration massique

$$c = \frac{m}{V_S} \quad \text{or } m = n.M \Rightarrow c = \frac{nM}{V_S} \Rightarrow c = M.C$$

Exemple

Enoncé (Application 1)

3- Quelle est la concentration massique de cette solution

Solution

Concentration massique de la solution

$$c = \frac{m}{V_S} = \frac{100}{0,5} = 200 \text{ g.L}^{-1}$$

3.3. Electroneutralité d'une solution ionique

Toute solution contenant des ions est électriquement neutre : la somme des charges des ions positifs est opposée à la somme des charges des ions négatifs.

Exemple :

Enoncé (Application 1)

4- Vérifier l'électroneutralité de la solution obtenue.

Solution

Electroneutralité de la solution :

$2 [Ca^{2+}] = 2 \times 1,8 = 3,6 \text{ mol.L}^{-1}$ et $[Cl^{-}] = 3,6 \text{ mol.L}^{-1}$ donc : $2 [Ca^{2+}] = [Cl^{-}]$.

Activité d'application 1

On dissout 26,5 g de carbonate de sodium Na_2CO_3 dans de l'eau et on obtient une solution de volume 200 cm^3 .

- 1- Déterminer la concentration massique C_m du soluté.
- 2- Déterminer la concentration molaire C du soluté.
- 3- Quels sont les ions présents dans la solution ? Calculer leurs concentrations molaires.

4- SATURATION ET SOLUBILITE D'UN SOLUTE DANS UN SOLVANT

4.1. Saturation

La saturation est la limite de dissolution, au-delà de laquelle, le soluté rajouté ne se dissout plus et se dépose au fond du récipient. On dit que la **solution est saturée**.

4.2. Solubilité d'un soluté

La solubilité d'un soluté est la quantité de soluté par litre de solution saturée. C'est donc la concentration d'une solution saturée. Elle s'exprime en mol.L^{-1} ou en g.L^{-1} .

La solubilité dépend de la nature du soluté et augmente avec la température.

Exemple :

A 20°C , la solubilité du $NaCl$ est 360 g.L^{-1}

A 100°C , la solubilité du $NaCl$ est 390 g.L^{-1} .

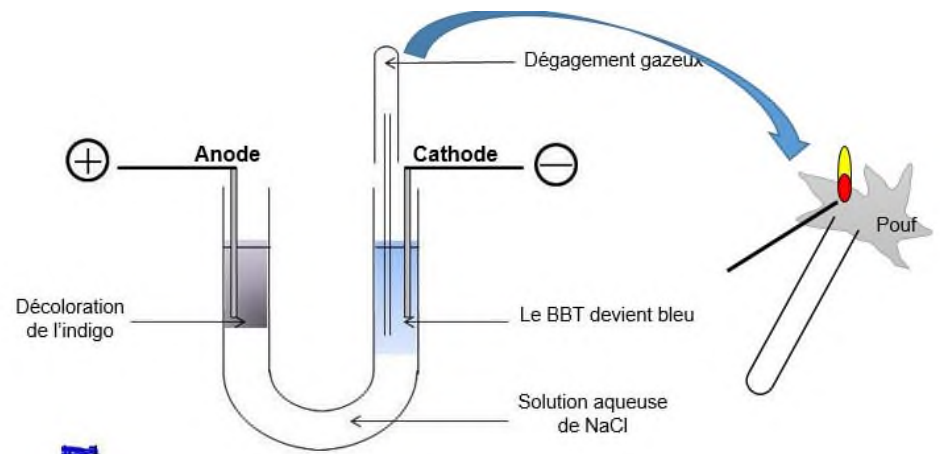
Activité d'application 2

On met 20 g de sulfate de sodium dans l'eau à 20° C. La solution obtenue a un volume $V = 100 \text{ cm}^3$. La concentration massique de la solution saturée de sulfate de sodium à 20° C est de $195 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

- 1- Quelle est la solubilité de la solution de sulfate de sodium à 20° C ?
- 2- La solution préparée est-elle saturée ? Justifier la réponse.
- 3- Déterminer les concentrations molaires des ions présents dans cette solution.

5- ELECTROLYSE D'UNE SOLUTION DE CHLORURE DE SODIUM

5.1- Expérience et observations



Des bulles de gaz se forment aux électrodes.

Le gaz recueilli à la cathode émet une légère détonation à l'approche d'une flamme

5.2- Interprétation

- **A l'anode** : la décoloration de l'indigo caractérise le dichlore Cl_2 d'où l'équation électrochimique :
$$2\text{Cl}^- \longrightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$$
- **A la cathode** : le gaz dégagé est le dihydrogène. La coloration en bleu du BBT traduit la présence des ions hydroxydes OH^- d'où l'équation électrochimique :
$$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{OH}^- + \text{H}_2$$
- L'équation-bilan s'écrit alors :
$$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}^- \longrightarrow 2\text{OH}^- + \text{H}_2 + \text{Cl}_2$$

Au cours de cette réaction la quantité de matière des ions Na^+ n'est pas modifiée.

5.3- Conclusion

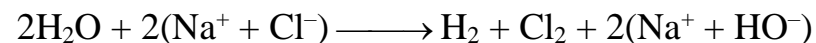
Le passage du courant dans une solution aqueuse ionique s'accompagne toujours de transformation chimique s'effectuant aux électrodes :

- L'anode reçoit des électrons qui proviennent des espèces présentes dans la solution grâce à une réaction de type : $\text{X}^{n-} \longrightarrow \text{X} + n\text{e}^-$
- La cathode fournit des électrons aux espèces présentes dans la solution grâce à une réaction de type : $\text{Y}^{n+} + n\text{e}^- \longrightarrow \text{Y}$

L'anode capte autant d'électrons que la cathode en cède pendant la même durée. Le générateur fournit l'énergie nécessaire au déroulement de la réaction globale.

Remarque : certains ions (Na^+ ; SO_4^{2-}) sont si stables que les molécules d'eau réagissent à leur place. Ces molécules d'eau se transforment alors en ions HO^- et H_3O^+ .

L'électrolyse du NaCl est utilisée dans l'industrie pour fabriquer **du dichlore, du dihydrogène et de l'hydroxyde de sodium (soude)**. En effet :



SITUATION D'ÉVALUATION

Pour avoir des ressources financières pour son bal de fin d'année, le club scientifique du lycée moderne de Bonon désire fabriquer du savon. Ne disposant plus de soude, un groupe d'élève de seconde veut en synthétiser par électrolyse d'une solution de chlorure de sodium. Ils préparent alors une solution en dissolvant 50 kg de chlorure de sodium dans un fût de 250 L d'eau et réalisent l'électrolyse de cette solution à l'aide un dispositif particulier.

On donne : Masse molaire : $M(\text{Na}) = 23 \text{ g/mol}$; $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$

Le responsable du club te sollicite afin d'assister ce groupe pour la réussite de cette opération. Tu décides alors de déterminer la masse de soude susceptible d'être obtenue par ces élèves.

1. Ecris l'équation-bilan de la dissociation du NaCl dans l'eau
2.
 - 2.1. Détermine :
 - 2.1.1. La concentration de la solution de chlorure de sodium ainsi préparer
 - 2.1.2. Les concentrations des ions en solution.
 - 2.2. Vérifie l'électroneutralité de cette solution.
3. Ecris la demi-équation électronique de la réaction qui se déroule pendant l'électrolyse :
 - 4.1. à l'anode.
 - 4.2. à la cathode.
4. Déduis-en :
 - 4.1. L'équation-bilan de la réaction d'électrolyse.
 - 4.2. La masse de soude (NaOH) obtenue.

Niveau : 2nde C

THEME 4 : LA MATIERE ET SES TRANSFORMATIONS

LEÇON 09 : Tests d'identification de quelques ions

Durée : 2 heures

HABILETES	CONTENUS
Identifier	<ul style="list-style-type: none">• quelques cations :<ul style="list-style-type: none">- Ion argent Ag^+;- Ion baryum Ba^{2+};- Ion fer II Fe^{2+};- Ion cuivre II Cu^{2+};- Ion zinc Zn^{2+};- Ion sodium Na^+.• quelques anions :<ul style="list-style-type: none">- ion chlorure Cl^-;- ion sulfate SO_4^{2-};- ion carbonate CO_3^{2-}- ion phosphate PO_4^{3-}.
Ecrire	les différentes équation-bilans des réactions chimiques.
Exploiter	l'équation-bilan des réactions des réactions chimiques.

<u>MATERIELS PAR POSTE DE TRAVAIL</u> <ul style="list-style-type: none">•••••••••••••••••••••	<u>SUPPORTS DIDACTIQUES :</u> <ul style="list-style-type: none">- Schémas sur photocopies <u>BIBLIOGRAPHIE :</u> <ul style="list-style-type: none">Eurin-gié – Internet - Guides et programmes APC
<u>PRE-REQUIS :</u> Réaction chimique	<u>VOCABULAIRE SPECIFIQUE :</u>
<u>STRATEGIES DE TRAVAIL ET CONSIGNES PARTICULIERES :</u> <ul style="list-style-type: none">- Expérimentation / questionnement- Observation- Communication	

PLAN DE LA LEÇON

1- CARACTERISATION DES IONS

1.1- Couleur des ions en solution

1.2- Test à la flamme

1.3- Test de précipitation des ions

1.3.1- Identification de quelques cations

Identification de l'ion Cu^{2+}

Identification de l'ion Fe^{2+}

1.3.2- Identification de quelques anions

Identification de l'ion Cl^-

Identification de l'ion SO_4^{2-}

1.4- Test avec obtention d'un dégagement gazeux : cas de l'ion carbonate CO_3^{2-}

2- TABLEAU RECAPITULATIF DU TEST DES IONS

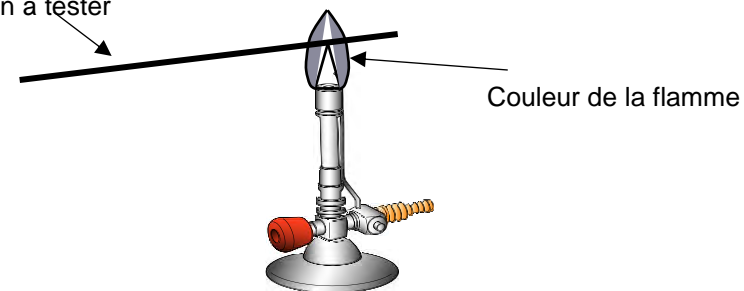
2.1- Test des cations

2.2- Test des anions

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités Professeur	Activité élèves	Trace écrite										
Présentation	Questions-réponses	Rappels/ pré requis	Les élèves répondent aux questions	TESTS D'IDENTIFICATION DE QUELQUES IONS										
				<p style="text-align: center;"><u>SITUATION D'APPRENTISSAGE</u></p> <p>Les élèves de 2ndC du Lycée Moderne de Bonon ont remarqué que sur les étiquettes de certaines bouteilles d'eau minérale sont mentionnées des formules d'ions, d'autres des noms d'ions. Curieux d'en savoir davantage, ils décident d'identifier quelques ions, d'écrire les différentes équation-bilans des réactions chimiques et les exploiter.</p> <p style="text-align: center;">1. <u>COULEUR DES IONS EN SOLUTION</u></p> <p>La couleur des solutions aqueuses ioniques sont dues à des ions hydratés.</p> <p>Exemple :</p> <table border="1" style="margin-left: auto; margin-right: auto;"> <thead> <tr> <th>Ions en solution</th> <th>Cu²⁺</th> <th>Fe²⁺</th> <th>Fe³⁺</th> <th>MnO₄⁻</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Couleur de la solution</td> <td>bleue</td> <td>Verte pale</td> <td>Rouge orangé</td> <td>violette</td> </tr> </tbody> </table> <p><u>NB</u> : Une solution de couleur donnée ne contient pas forcément les ions caractéristiques de cette coloration. Il faut donc réaliser des tests.</p> <p>Exemple : Toute solution bleue ne contient pas forcément des ions cuivre II.</p>	Ions en solution	Cu ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	MnO ₄ ⁻	Couleur de la solution	bleue	Verte pale	Rouge orangé	violette
Ions en solution	Cu ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	MnO ₄ ⁻										
Couleur de la solution	bleue	Verte pale	Rouge orangé	violette										

2. TEST A LA FLAMME

Tige de platine trempée
dans la solution à tester



Ce changement de couleur permet de mettre en évidence la présence d'ions dans la solution.

Lorsque la solution contient :

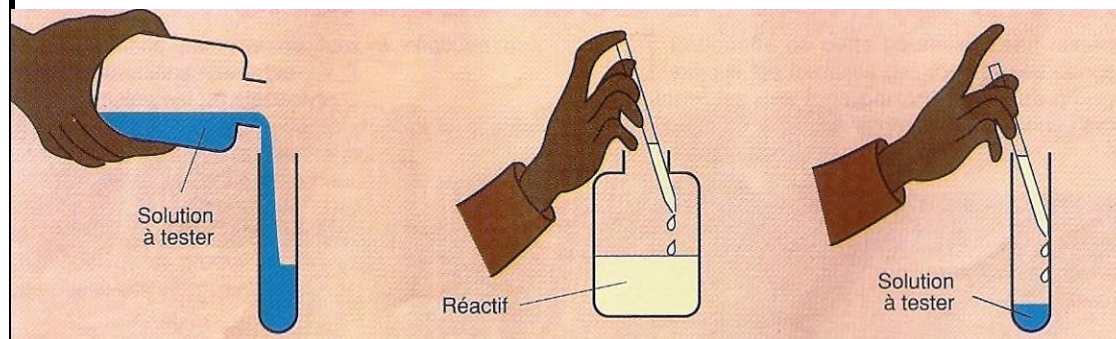
- L'ion Na^+ ; la flamme est **jaune**.
- L'ion Cu^{2+} ; la flamme est **verte**.

3. TEST DE PRECIPITATION DES IONS

Pour identifier un ion en solution aqueuse, on doit disposer :

- D'une solution contenant l'ion à tester
- Un réactif contenant un ion pouvant réagir de façon directe avec l'ion à tester

Lorsqu'on verse quelques gouttes du réactif dans la solution à tester, on obtient un précipité.



NB : VOIR TABLEAU TEST IONS

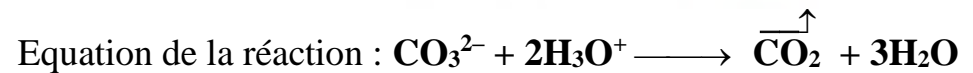
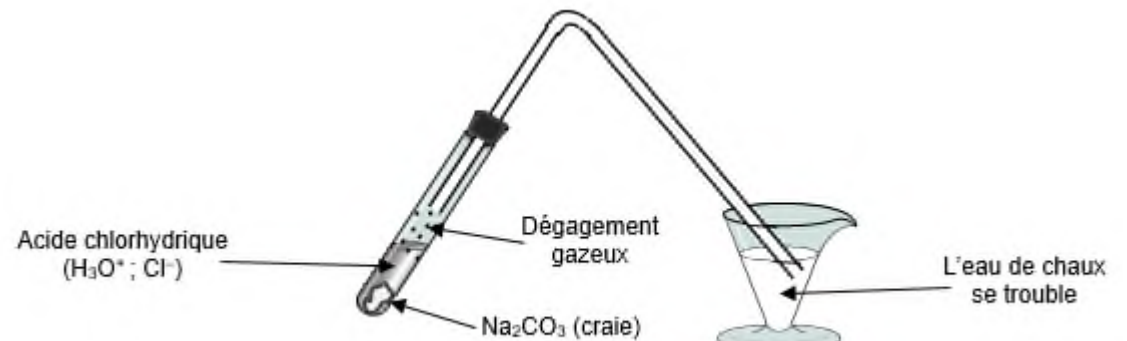
Remarque : les ions qui n'apparaissent pas dans l'équation-bilan sont des ions spectateurs car ils ne réagissent pas.

Activité d'application 1

On teste une solution aqueuse et on obtient les résultats suivants :

- Un précipité rouille avec la soude
 - Un précipité blanc avec une solution de nitrate d'argent.
- 1- Donner les noms et les formules des ions mis en évidence
 - 2- Donner le nom de cette solution aqueuse

4. **TEST AVEC OBTENTION D'UN DEGAGEMENT GAZEUX** : cas de l'ion carbonate CO_3^{2-}



Ions spectateurs : Na^+ et Cl^-

Activité d'application 2

Des cristaux de sulfate de cuivre (CuSO_4) sont dissous dans de l'eau distillée et on fait deux parts de la solution obtenue.

- 1- Quels sont les ions qui se dispersent lors de la dissolution du sulfate de cuivre dans l'eau ? Donner la couleur de la solution.

2- Dans la première part on verse quelques gouttes de chlorure de baryum ; il apparaît alors un précipité blanc.

2-1- Donner le nom de ce précipité

2-2- Ecrire l'équation – bilan de la réaction

3- Dans la seconde partie, on verse quelques gouttes de soude.

1-1- Qu'observe-t-on ?

Ecrire l'équation – bilan de la réaction observée et donner le nom du

SITUATION D'EVALUATION

Un groupe d'élèves découvre sur l'étiquette d'une eau minérale qu'elle contient 113,5 mg par litre d'ions chlorure. En vue de vérifier expérimentalement la présence de ces ions, ils procèdent au dosage d'une petite quantité d'eau minérale à l'aide d'une solution diluée de nitrate d'argent, sous la supervision de leur professeur. Tu fais partie du groupe.

1. Schématise et décris l'expérience en y annotant les observations
2. Ecris l'équation-bilan simplifiée de la formation du précipité.
3. Calcule la masse de chlorure d'argent obtenu par litre d'eau.
4. Calcule la quantité de matière d'ions Ag^+ utilisée.

SITUATION 2

Au cours d'un TP d'identification d'ions en solution, votre professeur met à votre disposition :

- 200 ml d'une solution aqueuse S_1 de sulfate de sodium de concentration 0,25 mol/L.
- une solution S_2 de nitrate de baryum de concentration $C = 0,12$ mol/L

Il vous est demandé de précipiter tous les ions sulfate à partir de la solution S_2 .

On donne : $M(\text{S}) : 32$; $M(\text{Na}) : 23$; $M(\text{O}) : 16$ (en g/mol)

Tu fais partie du groupe.

1. Calcule la masse de sulfate de sodium présente dans la solution S_1 .
2. Calcule la concentration molaire de la solution S_1 en ions Na^+ et SO_4^- .
3. Calcule le volume de la solution S_2 qu'on doit utiliser pour atteindre l'objectif visé par le professeur.

Niveau : 2nde C

THEME 4 : LA MATIERE ET SES TRANSFORMATIONS

LEÇON 10 : Solutions acides et basiques. Mesures de pH

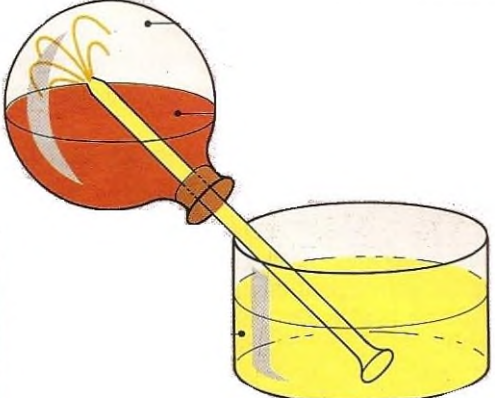
Durée : 6 heures

HABILETES	CONTENU
Connaître	<ul style="list-style-type: none">• les propriétés d'une solution acide : cas de l'acide chlorhydrique.• les propriétés de l'ion hydronium.
Connaître	la relation entre la concentration en ion hydronium et le pH d'une solution aqueuse.
Déterminer	la concentration molaire volumique des ions présents dans une solution acide.
Connaître	<ul style="list-style-type: none">• les propriétés d'une solution basique : cas de la soude.• les propriétés de l'ion hydroxyde.
Déterminer	la concentration molaire volumique des ions présents dans une solution basique.
Déterminer	le pH d'une solution aqueuse.
Connaître	les domaines de pH des solutions acides et basiques.

<u>MATERIELS PAR POSTE DE TRAVAIL</u> <ul style="list-style-type: none">•••••••••••••••••••••	<u>SUPPORTS DIDACTIQUES :</u> - Schéma sur polycopie
	<u>BIBLIOGRAPHIE :</u> Eurin-gié – Internet - Guides et programmes APC
<u>PRE-REQUIS :</u> Solutions acides, basiques et neutres 3ème	<u>VOCABULAIRE SPECIFIQUE :</u> Acide – base – ion hydronium – ion hydroxyde – pH
<u>STRATEGIES DE TRAVAIL ET CONSIGNES PARTICULIERES :</u> - Expérimentation / questionnaire - Observation - Communication	

PLAN DE LA LEÇON

1- LA SOLUTION D'ACIDE CHLORHYDRIQUE.....	3
1.1- Préparation de la solution d'acide chlorhydrique.....	3
1.1.1- Le chlorure d'hydrogène.....	3
1.1.2- Expérience et observations.....	3
1.1.3- Interprétation.....	4
1.1.4- Conclusion.....	4
1.2- La solution aqueuse d'acide chlorhydrique.....	4
1.2.1 Expérience et observation.....	4
1.2.2 Interprétation.....	5
1.2.3 Conclusion.....	5
1.3- Propriétés d'une solution d'acide chlorhydrique.....	6
1.3.1- Propriété des ions chlorure (Cl ⁻).....	6
1.3.2- Propriétés des ions hydronium (H ₃ O ⁺).....	6
1.3.2.1- Action sur les indicateurs colorés.....	6
1.3.2.2- Action sur les métaux.....	6
1.3.2.3- Action sur le calcaire.....	7
2- LA SOLUTION AQUEUSE D'HYDROXYDE DE SODIUM.....	7
2.1- L'hydroxyde de sodium.....	8
2.2- La solution aqueuse d'hydroxyde de sodium.....	8
2.3- Propriété de la solution aqueuse d'hydroxyde de sodium.....	8
2.3.1- Propriétés des ions sodium (Na ⁺).....	8
2.3.2- Propriétés des ions hydroxyde (OH ⁻).....	8
2.3.2.1- Action sur les indicateurs colorés.....	8
2.3.2.2- Action sur certains ions métalliques.....	9
2.3.2.3- Action sur l'ion ammonium (NH ₄ ⁺).....	9
3- NOTION DE pH.....	10
3.1- Définition du pH.....	10
3.2- Mesure du pH.....	11
3.3- pH de l'eau pure.....	11
3.4- Effet de la dilution sur le pH.....	11
3.4.1- Cas des solutions acides.....	11
3.4.2- Cas des solutions basiques.....	12
3.5- Effet de la dilution sur le pH.....	12

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités Professeur	Activité élèves	Trace écrite
Présentation	Questions-réponses	Rappels/ pré requis	Les élèves répondent aux questions	SOLUTIONS ACIDES ET BASIQUES. MESURES DE PH
				<p style="text-align: center;"><u>SITUATION D'APPRENTISSAGE</u></p> <p>Un élève en classe de 2^{nde}C au Lycée Moderne de Bonon, dont les parents tiennent une pisciculture, trouvent à la maison des prospectus qui parlent de milieux acides, neutres, basiques, de mesure de pH etc. Voulant en savoir davantage, il partage ces informations avec ses camarades de classe. Ensemble, ils cherchent à connaître les propriétés d'une solution acide et d'une solution basique puis de déterminer le pH d'une solution aqueuse.</p> <p style="text-align: center;"><u>1- LA SOLUTION D'ACIDE CHLORHYDRIQUE</u></p> <p style="text-align: center;">1.1- <u>Préparation de la solution d'acide chlorhydrique</u></p> <p style="text-align: center;">1.1.1- <u>Le chlorure d'hydrogène</u></p> <p>Dans les conditions ordinaires de pression de température, le chlorure d'hydrogène est un gaz incolore, d'odeur piquante, plus dense que l'air. Sa formule est HCl</p> <p style="text-align: center;">1.1.2- <u>Expérience et observations</u></p> <div style="text-align: center;">  </div>

1.1.3- Interprétation

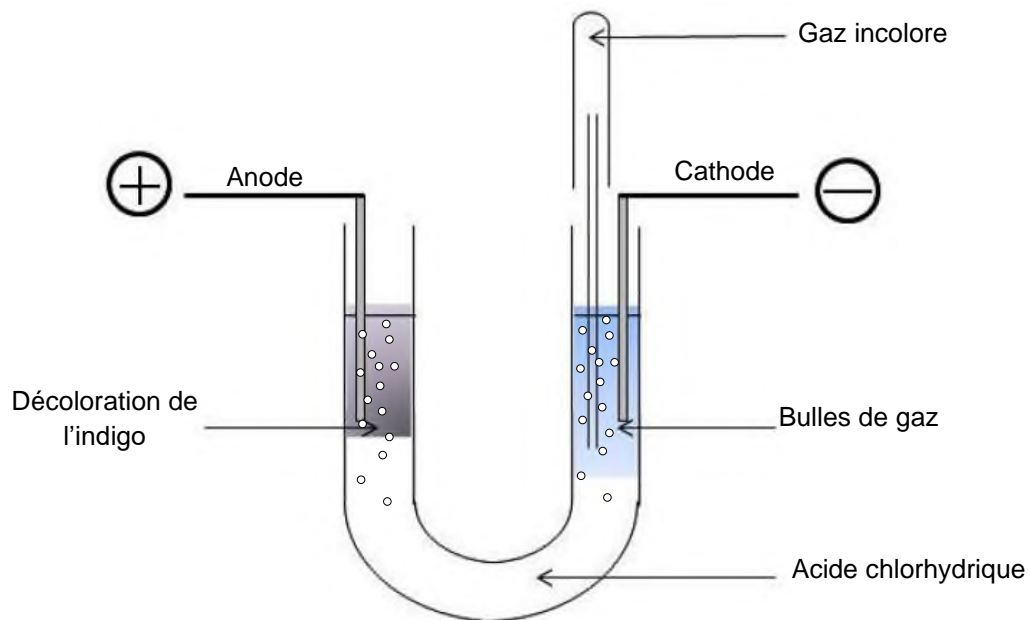
- La solution de chlorure d'hydrogène est très soluble dans l'eau.
- La réaction de dissolution est exothermique.
- La solution aqueuse de chlorure d'hydrogène devient l'acide chlorhydrique

1.1.4- Conclusion

Une solution d'acide chlorhydrique est obtenue par dissolution du chlorure d'hydrogène dans l'eau. Cette dissolution est exothermique.

1.2- La solution aqueuse d'acide chlorhydrique

1.2.1 Expérience et observation

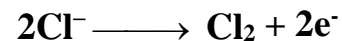


Electrolyse d'une solution d'acide chlorhydrique

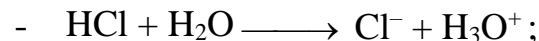
Le gaz recueilli à la cathode émet une légère détonation à l'approche d'une flamme.

1.2.2 Interprétation

- La solution conduit le courant électrique : elle contient donc des ions
- Anode : Formation du dichlore ; la solution contient donc des ions chlorure Cl^- qui réagissent suivant l'équation :



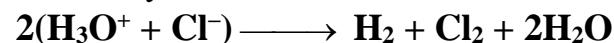
- Cathode : Formation du dihydrogène ; hypothèse :



la solution contient donc des ions hydronium H_3O^+ qui réagissent selon l'équation :

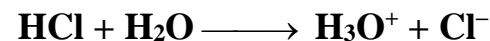


- Bilan de l'électrolyse :



1.2.3 Conclusion

La dissolution du gaz chlorure d'hydrogène dans l'eau est une véritable réaction chimique ; les molécules HCl réagissent avec les molécules d'eau H_2O pour donner des ions selon l'équation-bilan :



Activité d'application 1

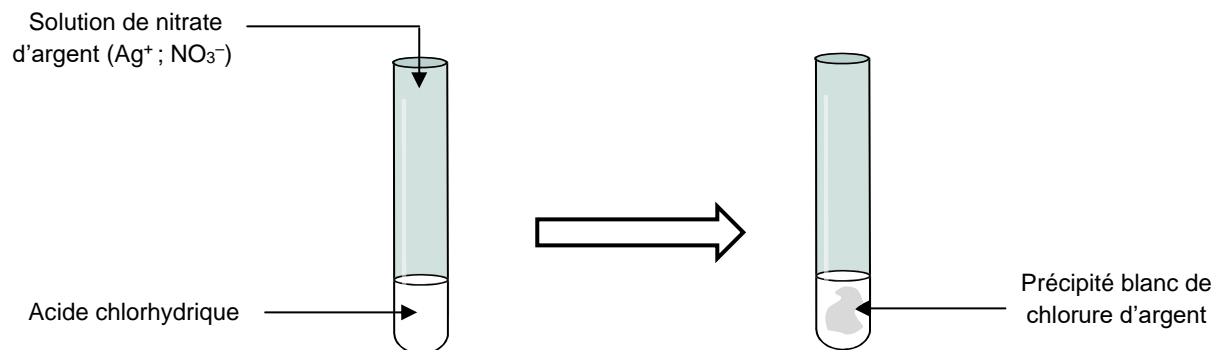
On prépare une solution d'acide chlorhydrique en dissolvant 0,24 L de chlorure d'hydrogène dans 100 cm^3 d'eau pure.

- 1- Ecrire l'équation – bilan de la réaction de chlorure d'hydrogène avec l'eau
- 2- Déterminer la concentration molaire de la solution obtenue et en déduire celles des ions Cl^- et H_3O^+ .

On donne : $V_m = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

1.3- Propriétés d'une solution d'acide chlorhydrique

1.3.1- Propriété des ions chlorure (Cl^-)

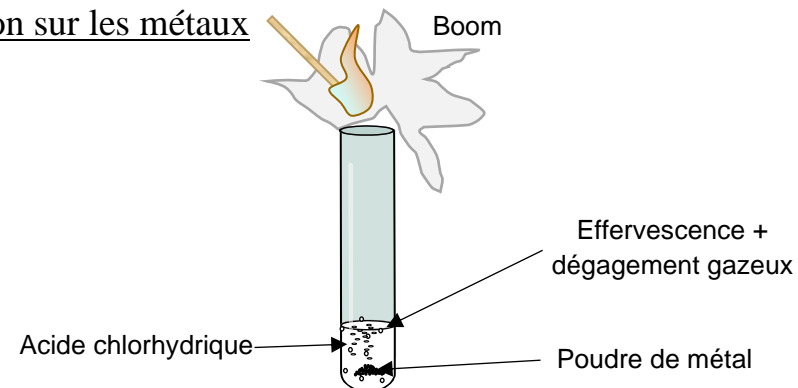


1.3.2- Propriétés des ions hydronium (H_3O^+)

➤ Action sur les indicateurs colorés

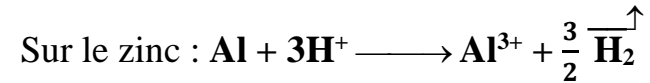
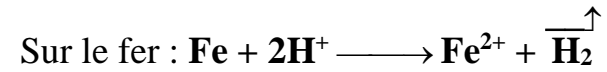
	Eau pure	Acide chlorhydrique
Hélianthine	Jaune	Rouge
Bleu de bromothymol (BBT)	Vert	Jaune
Phénolphtaléine ($\phi\phi$)	incolore	Incolore

➤ Action sur les métaux



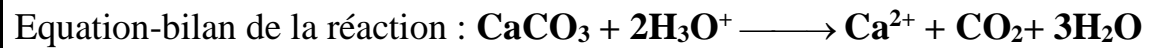
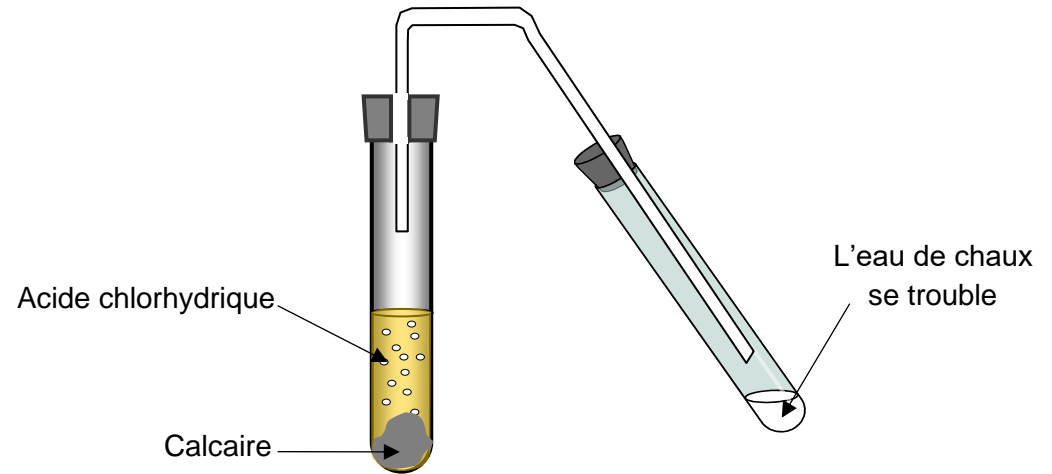
Le gaz produit est du dihydrogène

Equation de la réaction



NB : l'acide chlorhydrique n'a aucune action sur le cuivre

➤ Action sur le calcaire



Cette réaction est utilisée pour savoir si une roche contient du calcaire.

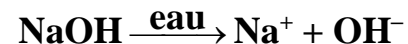
2- LA SOLUTION AQUEUSE D'HYDROXYDE DE SODIUM

2.1- L'hydroxyde de sodium

L'hydroxyde de sodium (ou soude caustique) est un solide blanc plus dense que l'eau. Sa formule est NaOH. C'est un composé ionique constitué par un empilement d'ion Na⁺ et OH⁻

2.2- La solution aqueuse d'hydroxyde de sodium

La soude NaOH est très soluble dans l'eau. Sa dissolution dans l'eau est exothermique. On obtient des ions sodium Na⁺ et hydroxyde OH⁻ selon l'équation-bilan :



Activité d'application

On désire préparer une solution de soude de concentration 0,1 mol/L.

- 1- *Déterminer la masse de NaOH solide à peser.*
- 2- *Donner le mode opératoire de cette préparation.*

2.3- Propriété de la solution aqueuse d'hydroxyde de sodium

2.3.1-Propriétés des ions sodium (Na⁺)

Dans une flamme l'ion Na⁺ émet une lumière jaune caractéristique.

2.3.2- Propriétés des ions hydroxyde (OH⁻)

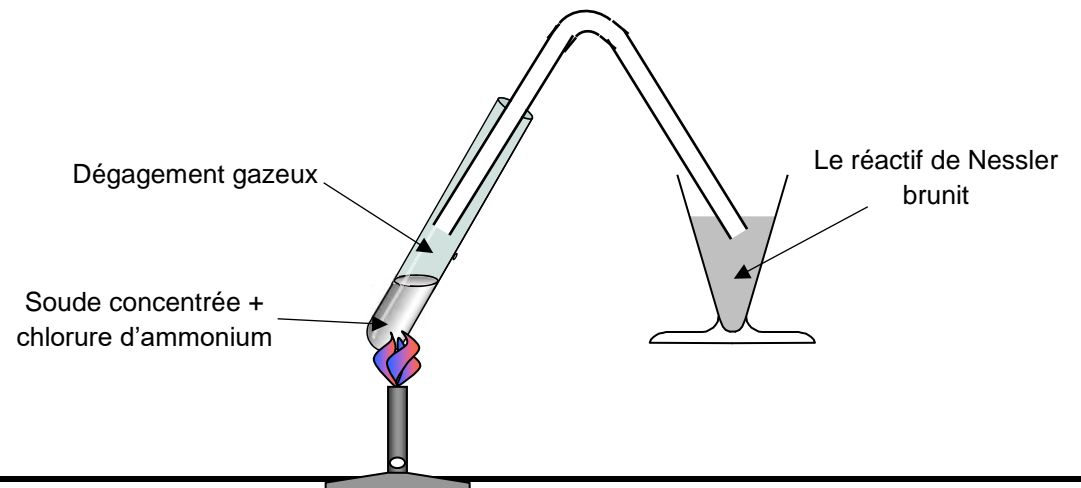
➤ Action sur les indicateurs colorés

	Eau pure	Solution d'hydroxyde de sodium
Hélianthine	Jaune	Jaune
Bleu de bromothymol (BBT)	Vert	Bleu
Phénolphtaléine (φφ)	incolore	violet

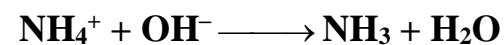
➤ Action sur certains ions métalliques

Solution contenant l'ion métallique	Observation après action de OH ⁻	Equation de la réaction
Cu²⁺	Précipité bleu	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^{-} \longrightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$
Fe²⁺	Précipité vert	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^{-} \longrightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2$
Fe³⁺	Précipité rouille	$\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^{-} \longrightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$
Al³⁺	Précipité blanc	$\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^{-} \longrightarrow \text{Al}(\text{OH})_3$
Zn²⁺	Précipité blanc	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^{-} \longrightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2$

2.3.2.3- Action sur l'ion ammonium (NH₄⁺)



Le gaz qui se dégage et qui brunit le **réactif de Nessler** est le gaz ammoniac NH_3 .
Il s'obtient selon la réaction :



3- NOTION DE pH

3.1- Définition du pH

Le pH d'une solution aqueuse diluée et sa concentration en ions hydronium sont liés par la relation :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} ; [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ en mol.L}^{-1} ; \text{ le pH est sans unité}$$

Activité d'application 3

1- Compléter le tableau ci-dessous

Solution	$[\text{H}_3\text{O}^+]$ en mol. L⁻¹	pH	Nature de la solution
A	0,0005		
B		12	
C	0,001		
D		1,3	
E	10^{-8}		

2- Classer ces solutions de la plus acide à la plus basique.

3.2- Mesure du pH

Le pH d'une solution aqueuse se mesure à l'aide :

- D'**un papier pH** : c'est un papier imbibé d'un mélange d'indicateurs colorés. Au contact d'une solution, il prend une coloration (teinte) selon le pH de cette solution. Le papier pH donne la valeur du pH à une unité près.
- Le **pH-mètre** : c'est l'appareil de mesure directe du pH. Il donne la valeur du pH à 0,1 unité près

Une solution dont :

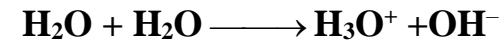
- Le **pH < 7** est dite **acide**,
- Le **pH > 7** est dite **basique**,
- Le **pH = 7** est dite **neutre**.

3.3- pH de l'eau pure

La mesure du pH de l'eau pure donne 7 à 25°C

L'eau pure étant neutre, son pH est $7 \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-7} mol.L^{-1}$;

Les ions H_3O^+ et OH^- proviennent d'une réaction de dissociation de l'eau appelée **autoprotolyse de l'eau**.



Dans l'eau pure, il y a autant d'ions H_3O^+ que d'ion OH^- :

$$[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7} mol.L^{-1}$$

3.4- Effet de la dilution sur le pH

3.4.1- Cas des solutions acides

On mesure le pH de solutions d'acides chlorhydrique de différentes concentrations

C (mol/L)	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}
pH	2,0	3,0	4,0	5,0

Lorsqu'on dilue une solution acide son **pH augmente** et tend vers le pH d'une solution neutre.

3.4.2- Cas des solutions basiques

On mesure le pH de solutions d'hydroxyde de sodium de différentes concentrations

C (mol/L)	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}
pH	12,0	11,0	10,0	9,0

Lorsqu'on dilue une solution basique son **pH diminue** et tend vers le pH d'une solution neutre.

NB : la dilution consiste à diminuer la concentration d'une solution.

3.5- Echelle du pH

L'échelle du pH varie de 0 à 14



SITUATION D'ÉVALUATION

Au cours d'une séance de travaux pratiques, un groupe d'élèves de 2nd C prépare par dissolution de chlorure d'hydrogène 1 L de solution de HCl dont le pH donne 2,5. Il leur est demandé de déterminer le volume de chlorure d'hydrogène dissout.

On donne : $V_m = 24 \text{ L/mol}$; $M(\text{Cl}) : 35,5$; $M(\text{H}) : 1$ (en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$)

En tant que rapporteur du groupe, réponds aux questions.

1. Ecris l'équation bilan de la dissolution du HCl dans l'eau.
2. Calcule $[\text{H}_3\text{O}^+]$.
3. Calcule la quantité de matière de HCl dissout dans l'eau
4. Déduis-en le volume de HCl dissout.

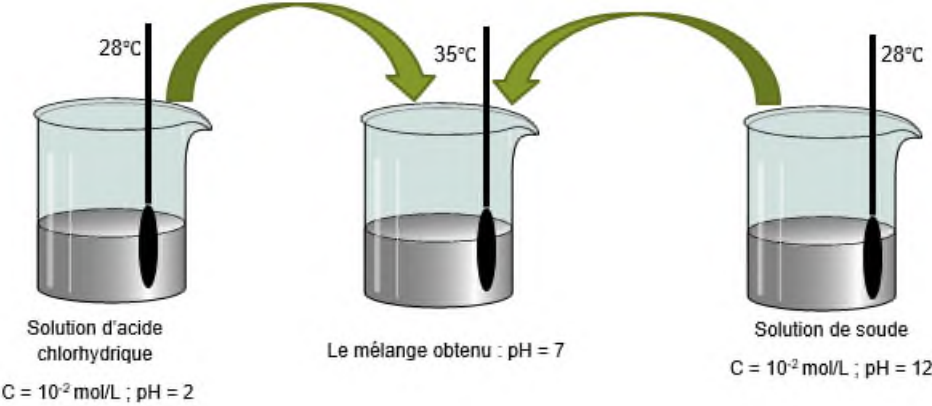
PLAN DE LA LEÇON

1- REACTION ACIDO-BASIQUE

- 1.1- Effet thermique
 - 1.1.1- Expérience et observations
 - 1.1.2- Interprétation
 - 1.1.3- Conclusion
- 1.2- Mise en évidence du produit formé
 - 1.2.1- Expérience et observations
 - 1.2.2- Conclusion
- 1.3- Equation-bilan de la réaction

2- DOSAGE ACIDO-BASIQUE

- 2.1- Définition
- 2.2- Dosage d'une solution d'acide chlorhydrique
 - 2.2.1- Dispositif expérimental
 - 2.2.2- Tableau de mesure
 - 2.2.3- Graphe $\text{pH} = f(\text{VB})$
 - 2.2.4- Exploitation du graphe
 - 2.2.5- Dosage à l'aide d'un indicateur coloré

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités Professeur	Activité élèves	Trace écrite
Présentation	Questions-réponses	Rappels/ pré requis	Les élèves répondent aux questions	
				<p style="text-align: center;"><u>SITUATION D'APPRENTISSAGE</u></p> <p>Avant l'arrivée du professeur en classe, une discussion s'engage entre des élèves de la classe de 2ndeC du Collège les Rochers de Bonon suite à affirmation donnée par l'un des leurs : "Si l'on mélange une solution d'acide chlorhydrique et une solution de soude, on obtient une solution acide". "Non", répond un autre, le mélange est neutre. Un troisième soutient que le mélange est basique. Face à ces désaccords, ensemble avec leurs camarades de classe, ils décident de déterminer les caractéristiques de cette réaction, d'écrire son équation-bilan et de déterminer la concentration molaire volumique de la solution inconnue.</p> <p>1- <u>REACTION ACIDO-BASIQUE</u></p> <p>1.1- <u>Effet thermique</u></p> <p>1.1.1- <u>Expérience et observations</u></p> <div style="text-align: center;">  <p style="text-align: center;"> Solution d'acide chlorhydrique $C = 10^{-2} \text{ mol/L}$; $\text{pH} = 2$ </p> <p style="text-align: center;"> Le mélange obtenu : $\text{pH} = 7$ </p> <p style="text-align: center;"> Solution de soude $C = 10^{-2} \text{ mol/L}$; $\text{pH} = 12$ </p> </div>

1.1.2- Interprétation

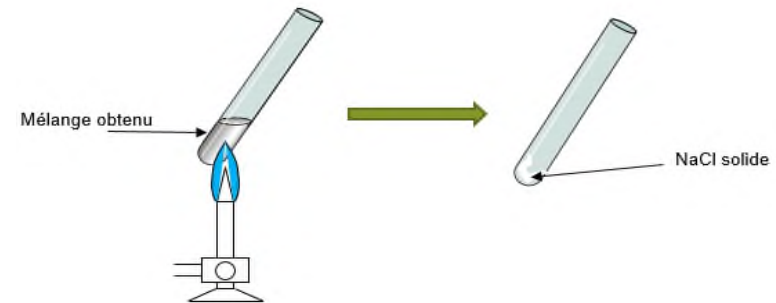
Le mélange est neutre et dégage de la chaleur.

1.1.3- Conclusion

Le mélange à volumes égaux de solutions aqueuses d'acide chlorhydrique et d'hydroxyde de sodium de même concentration conduit à une solution neutre. Cette réaction est exothermique.

1.2- Mise en évidence du produit formé

1.2.1- Expérience et observations



1.2.2- Conclusion

Le mélange obtenu est **une solution aqueuse de chlorure de sodium (Na^+ ; Cl^-)**

1.3- Equation-bilan de la réaction

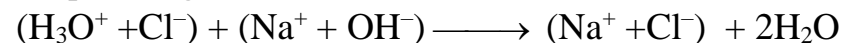
La réaction entre l'acide chlorhydrique et l'hydroxyde de sodium est une réaction acido-basique selon l'équation-bilan :



Les ions Na^+ et Cl^- ne réagissent pas ; ils sont spectateurs

Remarque :

L'équation globale de la réaction est :



Activité d'application 1

On mélange un volume $V_1 = 10 \text{ cm}^3$ d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_1 = 0,1 \text{ mol. L}^{-1}$ à un volume $V_2 = 5 \text{ cm}^3$ d'une solution de soude de concentration $C_2 = 0,1 \text{ mol. L}^{-1}$.

- 1- Déterminer les quantités de matière d'ions H_3O^+ et OH^- introduits dans le mélange
- 2- Ecrire l'équation – bilan de la réaction qui se produit.
- 3- Quel est l'ion en excès parmi les ions H_3O^+ et OH^- introduits?
- 4- Après réaction la solution est-elle acide ou basique ?

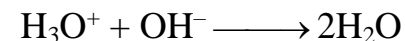
2- DOSAGE ACIDO-BASIQUE

2.1- Définition

Un **dosage** consiste à déterminer expérimentalement la concentration d'une solution dont on connaît les constituants.

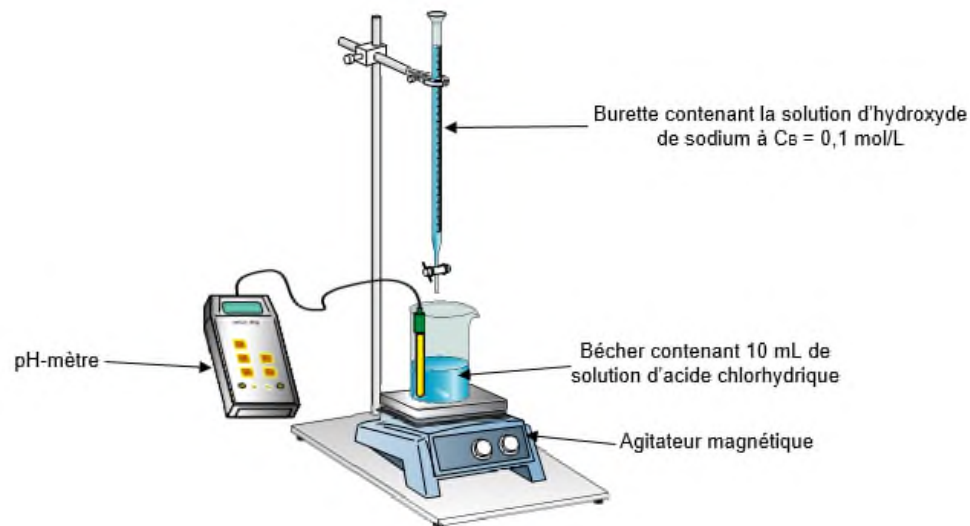
Pour doser une solution d'**acide chlorhydrique**, on peut utiliser une solution de **soude** de concentration connue et vice versa.

L'équation-bilan de la réaction de dosage entre l'acide chlorhydrique et l'hydroxyde de sodium est :



2.2- Dosage d'une solution d'acide chlorhydrique

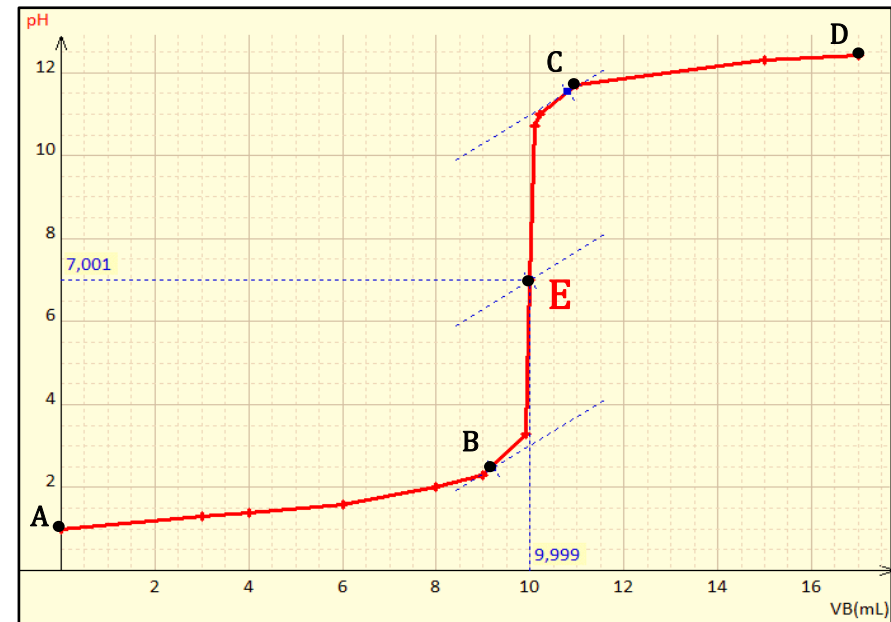
2.2.1-Dispositif expérimental



2.2.2- Tableau de mesure

V_B (mL)	0	3	4	6	8	9	9,9	10	10,1	10,2	11	15	17
pH	1	1,3	1,4	1,6	2	2,3	3,3	7	10,7	11	11,7	12,3	12,4

2.2.3- Graphe pH = f(V_B)



2.2.4- Exploitation du graphe

Le graphe présente trois parties :

- **Partie AB** ; $0 < V_B < 8,5$ mL faible variation du pH avec une concavité tournée vers le haut

- **Partie BC** ; $8,5 \text{ mL} < V_B < 10,5 \text{ mL}$ brusque augmentation du pH appelée **saut du pH**
- **Partie CD** ; $V_B > 10,5 \text{ mL}$ faible variation du pH avec une concavité tournée vers le bas.

La partie BC présente alors un point d'inflexion.

La méthode des tangentes permet de déterminer graphiquement ce point d'inflexion E

$$\text{On trouve E} \left| \begin{array}{l} pH = 7 \\ V_B = 10 \text{ mL} \end{array} \right.$$

E est appelé **point d'équivalence**.

A l'équivalence, le mélange est neutre et on a :

$$n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{OH}^-)_E \Rightarrow \boxed{C_A V_A = C_B V_{BE}}$$

2.2.5- Conclusion

A l'équivalence acido-basique on a :

$$n_A = n_B \Leftrightarrow \boxed{C_A V_A = C_B V_B}$$

2.2.6- Dosage à l'aide d'un indicateur coloré

Pour repérer le point d'équivalence acido-basique, on utilise parfois des **indicateurs colorés**. Le rôle est de changer de couleur (virage) lorsque l'équivalence est atteinte. Le domaine de pH sur lequel, on observe un changement de teinte est appelé **zone de virage**

SITUATION D'ÉVALUATION

Pour déterminer la concentration molaire C_1 d'une solution d'acide chlorhydrique, un groupe d'élèves prélève $V_1 = 20 \text{ mL}$ de cette solution dans un bécher et ajoute lentement à l'aide d'une burette une solution de soude de concentration molaire $C_2 = 0,1 \text{ mol. L}^{-1}$. Un pH-mètre indique la valeur du pH

du mélange homogénéisé par agitation, pour quelques valeurs du volume V_2 de soude versé. Les mesures sont relevées dans le tableau suivant :

V_2 (cm ³)	0	4	8	12	14	16	18	19	19,5	20	20,5	21	22	24	26
pH	1,1	1,2	1,4	1,6	1,8	2,0	2,3	2,6	3,1	9,0	11	11,5	11,7	12	12,2

On donne : Masse molaire (en g/mol) : Na :23 ; O :16 ; H :1 ; Cl :35,5
Le professeur de physique-chimie te désigne pour assister ce groupe.

1. Ecris l'équation-bilan de la réaction qui a lieu au cours du mélange.
2. Trace la courbe représentative des variations du pH en fonction de V_2 à l'échelle : 1 cm pour 2 cm³ en abscisse et 1cm pour 1 unité de pH en ordonnée.
3.
 - 3.1. Détermine graphiquement le point d'équivalence E.
 - 3.2. Dédus-en le volume V_E et le pH_E à l'équivalence
4. Détermine :
 - 4.1. La concentration molaire C_1 de la solution d'acide chlorhydrique.
 - 4.2. La masse, le nom et la formule statistique du composé ionique obtenu par évaporation du mélange à l'équivalence.