

Partie

Gimie

FICHE PEDAGOGIQUE :

Niveau : Seconde C	Durée : 02 heures
Module : CHIMIE	
Titre : NOTION D'ELEMENT CHIMIQUE.	

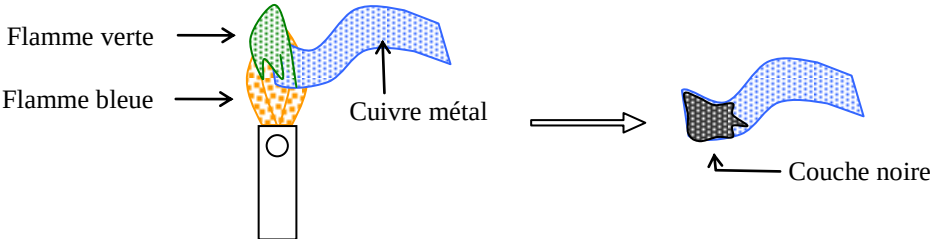
Objectif Général : 05 : Comprendre la constitution générale de la matière et ses transformations.
Objectifs spécifiques : 01 : Définir, par une approche expérimentale, l'élément chimique.

Moyens: ▪ Cuivre métal (copeau de cuivre) ▪ Limaille de fer ▪ Zinc ▪ Soufre ▪ Oxyde de cuivre ▪ Sulfate de cuivre ▪ Soude ▪ Acide nitrique (≈ 5 mol/L) ▪ Acide chlorhydrique (≈ 1 mol/L) ▪ Tubes à essais ▪ Entonnoir ▪ Verres à pied ▪ Béchers ▪ Labo gaz ▪ allumettes	Supports didactiques: ▪ Livre AREX seconde C.
	Bibliographie: ▪ Livre AREX seconde C. ▪ Guide et programmes seconde C.
Pré-réquis: ▪ Atomes et molécules. ▪ Corps simples et corps composés.	Vocabulaire spécifique: ▪ Elément chimique ▪ Symbole chimique

Stratégies de travail et consignes: ▪ Un tableau par élève ou par table. ▪ Un livre par élève ou par table.	Amorce: ▣ mise en situation: Présenter le cuivre métal, l'oxyde de cuivre et la solution de sulfate de cuivre. Ces corps ont-ils le même aspect ? ... non ... Qu'est ce que les noms ont en commun ? ... le mot cuivre ... Qu'est ce que cela signifie ? ... tous ces corps contiennent du cuivre ... ? On dit que tous ces corps contiennent l'élément chimique cuivre. Qu'est ce qu'un élément chimique ? ▣ contrat d'objectif: Nôtre objectif dans ce cours sera de définir l'élément chimique.
---	---

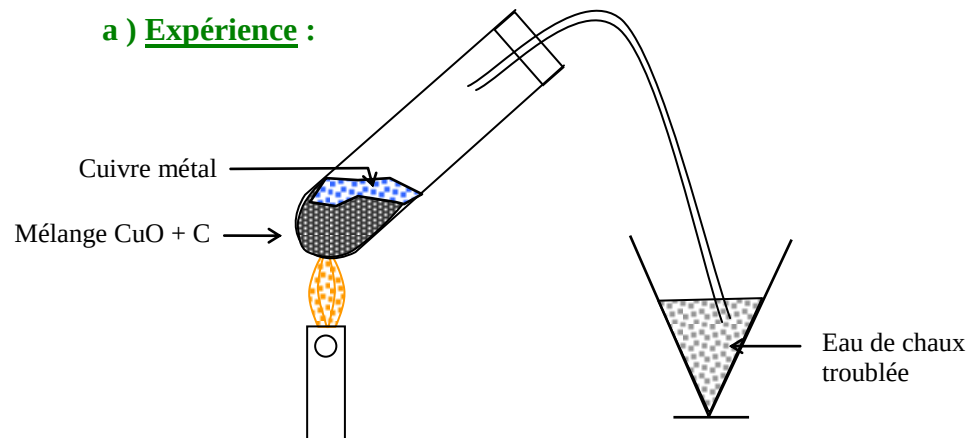
PLAN DE LA LECON:

- I – L'ELEMENT CHIMIQUE CUIVRE :**
- 1 – Réaction entre le cuivre et le dioxygène de l'air.
 - 2 – Réaction entre l'oxyde de cuivre et le carbone.
 - 3 – L'action de l'acide nitrique sur le cuivre.
 - 4 – L'action du fer sur les ions cuivre.
 - 5 – L'élément cuivre.
- II – L'ELEMENT CHIMIQUE SOUFRE :**
- III – LES ELEMENTS CHIMIQUES :**
- 1 – Définitions.
 - 2 – Noms et symboles.

Activités & Questions professeur	Activités & Réponses Apprenants	TRACE ECRITE	Observations
		<u>Chapitre I :</u> NOTION D'ELEMENT CHIMIQUE I – L'ELEMENT CHIMIQUE CUIVRE : 1 – Réaction entre le cuivre et le dioxygène de l'air. a) <u>Expérience :</u>  <u>La combustion du cuivre :</u> b) <u>Observations :</u> La flamme se colore en vert et le cuivre se couvre d'une couche noire d'oxyde de cuivre II (CuO). c) <u>Conclusion :</u> 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 : $2 \text{ Cu } + \text{ O}_2 \rightarrow 2 \text{ CuO}$	

2 – Réaction entre l'oxyde de cuivre et le carbone.

a) Expérience :



Réaction entre l'oxyde de cuivre et le carbone :

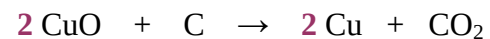
b) Observations :

Le métal cuivre (Cu) apparaît. Il se dégage du dioxyde de carbone (CO₂) qui trouble l'eau de chaux.

c) Conclusion :

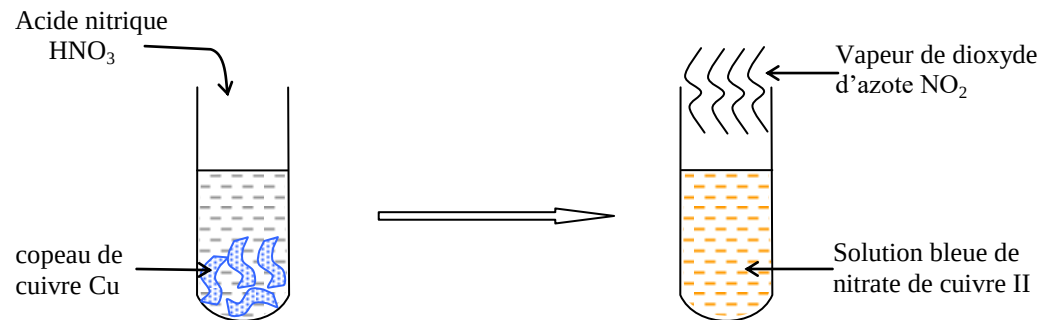
L'oxyde de cuivre II (CuO) et le carbone (C) se recombinent pour donner du cuivre métal (Cu) et du dioxyde de carbone (CO₂).

Equation bilan de la réaction :



3 – L'action de l'acide nitrique sur le cuivre.

a) Expérience :



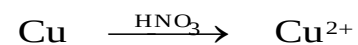
Réaction entre l'acide nitrique de et le cuivre :

b) Observations :

Le métal cuivre (Cu) disparaît. La solution devient bleue à cause des ions Cu^{2+} .
Il se forme des vapeurs rousses de dioxyde d'azote NO_2 .

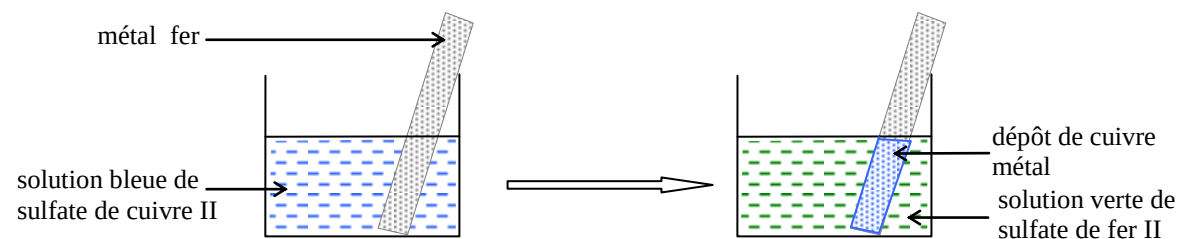
c) Conclusion :

Le métal cuivre (Cu) est transformé en ion Cu^{2+} .



4 – L'action du fer sur les ions cuivre.

a) Expérience :



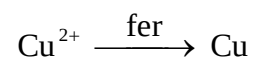
Réaction entre le fer et les ions cuivre II :

b) Observations :

La solution se décolore : les ion Cu^{2+} disparaissent.
Le fer se recouvre de métal cuivre (Cu).
La solution devient verte : des ions Fe^{2+} apparaissent.

c) Conclusion :

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



5 – L'élément cuivre.

* L'élément chimique cuivre est ce qui est commun :

- au métal cuivre Cu,
- à l'oxyde de cuivre CuO
- à la solution de nitrate de cuivre (NO_3^- , Cu^{2+}) . . .

Malgré la diversité d'apparence de ces corps, l'existence de l'élément cuivre est caractérisée par la présence d'atomes de cuivre plus ou moins modifiés.

*Diagramme des transformations avec le cuivre.

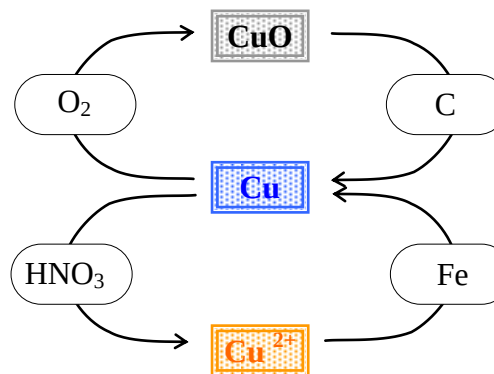


Diagramme de transformation du cuivre :

Remarque : Il existe d'autres transformations.

II – L'ÉLÉMENT CHIMIQUE SOUFRE :

* L'élément chimique soufre est ce qui est commun :

- à la fleur de soufre (S) : solide jaune.
- au sulfure de fer (FeS) : solide gris.
- au sulfure d'hydrogène (H₂S) : gaz incolore très toxique.
- à tous les autres composés du soufre.

* Quelques transformations avec l'élément soufre :

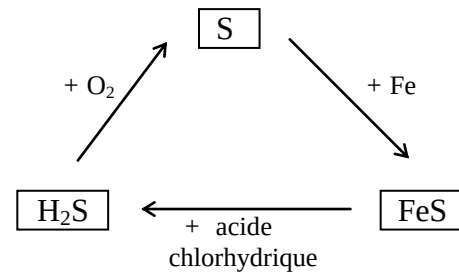


Diagramme de transformation du soufre :

Remarque : Il existe d'autres transformations.

III – LES ELEMENTS CHIMIQUES :

1 – Définitions.

- * **Un corps pur simple** est un corps constitué d'un seul type d'atome.
- * **Un corps pur composé** est un corps constitué de plusieurs types d'atomes.
- * **Un élément chimique** est ce qui est commun à un corps pur simple et à tous ses corps purs composés.

Exercices :

N° 4 et N° 2 page 117 du livre du livre Arex seconde C.

2 – Noms et symboles.

- * Chaque élément chimique possède un nom et est représenté par un symbole.
Il existe une centaine d'élément chimique (naturel ou artificiel) regroupés dans le tableau de classification périodique.

*Exemples :

Nom de l'élément	Carbone	Oxygène	Chlore	Or	Argent	Sodium	Azote
Symbole	C	O	Cl	Au	Ag	Na	N

Exercices :

N° 3 et N° 6 page 117 du livre du livre Arex seconde C.

FICHE PEDAGOGIQUE :

Niveau : Seconde C	Durée : 03,5 heures
Module : CHIMIE	
Titre : STRUCTURE DE L'ATOME.	

Objectif Général : 05 : Comprendre la constitution générale de la matière et ses transformations.
Objectifs spécifiques : 02 : Décrire la structure de l'atome.

Moyens: ▪ Série d'exercices photocopiés. ▪ Tableau de données des charges, masse et dimensions de l'atome et de ses constituants.	Supports didactiques: ▪ Livre AREX seconde C. ▪ Série d'exercices photocopiés.
	Bibliographie: ▪ Livre AREX seconde C. ▪ Guide et programmes seconde C.
Pré-réquis: ▪ Atomes. ▪ Élément chimique.	Vocabulaire spécifique: ▪ Structure lacunaire. ▪ Charge élémentaire e. ▪ Nucléons (protons, neutrons). ▪ Nucléide. ▪ Isotopes. ▪ Couches électroniques. ▪ Structure électronique. ▪ Couches de valence. ▪ Représentation de Lewis d'un atome.

Stratégies de travail et consignes: ▪ Un tableau par élève ou par table. ▪ Un livre par élève ou par table.	Amorce: ▣ mise en situation: Qu'est ce qu'un atome ? ... particules constituant la matière ... Que trouve t-on à l'intérieur d'un atome ? ... électrons ... Dans un atome, il y a beaucoup d'autres choses que nous allons découvrir ensemble. ▣ contrat d'objectif: Nos objectifs seront de : - déterminer les constituants de l'atome, - déterminer l'organisation interne de l'atome, - donner les différentes formules et représentations de l'atome.
---	---

PLAN DE LA LECON:

I – LES ATOMES :

1 – Les constituants :

2 – Electroneutralité :

3 – La masse : 4 – La taille :

II – NOTATION :

III – ISOTOPES :

IV – STRUCTURE ELECTRONIQUE :

1 – Couches électroniques :

2 – Remplissage des Couches électroniques :

3 – Formule électronique :

4 – Représentation de LEWIS :

Activités & Questions professeur	Activités & Réponses Apprenants	TRACE ECRITE	Observations												
		Chapitre II : I – LES ATOMES : STRUCTURE DE L'ATOME Les atomes sont des particules très petites à partir desquelles est formé la matière (vivante ou inerte). 1 – Les constituants : Un atome est formé de deux parties : un noyau autour duquel tournent des électrons. a) les électrons : Se sont des particules très petites de charge électrique négative. b) le noyau : Il se compose de deux types de particules appelées nucléons. - les protons : particules très petites de charge électrique positive. - les neutrons : particules très petites de charge électrique nulle. Le noyau est donc chargé positivement. c) tableau de données : <table><tr><td>particule</td><td>masse</td><td>Charge électrique</td></tr><tr><td>électron</td><td>$m_e = 9,1.10^{-31} \text{ Kg}$</td><td>$q_e = - e = - 1,6.10^{-19} \text{ C}$</td></tr><tr><td>Proton</td><td>$m_p = 1,67.10^{-27} \text{ Kg}$</td><td>$q_p = + e = + 1,6.10^{-19} \text{ C}$</td></tr><tr><td>neutron</td><td>$m_n = 1,67.10^{-27} \text{ Kg}$</td><td>$q_n = 0 \text{ C}$</td></tr></table> ▪ $m_p = m_n$ ▪ e est la charge électrique élémentaire. $e = 1,6.10^{-19} \text{ C}$ (la plus petite charge électrique)	particule	masse	Charge électrique	électron	$m_e = 9,1.10^{-31} \text{ Kg}$	$q_e = - e = - 1,6.10^{-19} \text{ C}$	Proton	$m_p = 1,67.10^{-27} \text{ Kg}$	$q_p = + e = + 1,6.10^{-19} \text{ C}$	neutron	$m_n = 1,67.10^{-27} \text{ Kg}$	$q_n = 0 \text{ C}$	
particule	masse	Charge électrique													
électron	$m_e = 9,1.10^{-31} \text{ Kg}$	$q_e = - e = - 1,6.10^{-19} \text{ C}$													
Proton	$m_p = 1,67.10^{-27} \text{ Kg}$	$q_p = + e = + 1,6.10^{-19} \text{ C}$													
neutron	$m_n = 1,67.10^{-27} \text{ Kg}$	$q_n = 0 \text{ C}$													

2 – Electroneutralité :

Un atome possède toujours autant d'électrons que de protons. Sa charge électrique totale est donc nulle : On dit que l'atome est **électriquement neutre**.

3 – La masse :

* Le rapport $\frac{m_p}{m_e} = \frac{1,67 \cdot 10^{-27}}{9,1 \cdot 10^{-31}} \approx 1835$

Le proton (ou le neutron) est 1835 fois plus lourd que l'électron : La masse de l'électron est négligeable par rapport à la masse des éléments du noyau.

* La masse de l'atome est :

$$\begin{aligned} m_{\text{(atome)}} &= m_{\text{(des neutrons)}} + m_{\text{(des protons)}} + m_{\text{(des électrons)}} \\ &\approx m_{\text{(des neutrons)}} + m_{\text{(des protons)}} = m_{\text{(du noyau)}} \end{aligned}$$

$$m_{\text{(atome)}} = m_{\text{(du noyau)}}$$

Toute la masse de l'atome se trouve concentré dans le noyau.

4 – La taille :

L'atome et ses constituants sont assimilés à des sphères (boules).

Le rayon du noyau est de l'ordre du **fento mètre** ($1\text{fm} = 10^{-15}\text{ m}$).

Le rayon de l'atome est de l'ordre du **pico mètre** ($1\text{pm} = 10^{-12}\text{ m}$).

L'atome est des milliers de fois plus grand que le noyau. Entre le noyau et les électrons, il y a du vide : on dit que l'atome a une **structure lacunaire**.

Exercice 1 : Un atome possède 06 protons et 14 nucléons.

1 – Combien d'électrons et de neutrons possède t'il ?

2- calculer la charge électrique totale :

a) des électrons. b) des protons. c) des neutrons. d) de l'atome.

3- Calculer la masse :

a) du noyau. b) de l'atome. c) conclure.

II – NOTATION :

Le nombre de nucléons d'un atome est noté **A** et appelé **nombre de masse**.
Le nombre de protons d'un atome est noté **Z** et appelé **numéro atomique**.

Un atome est parfaitement défini par le couple (**Z** , **A**).
Il sera noté :



X : symbole chimique de l'atome.
A : nombre de masse.
Z : numéro atomique.

NB : Dans le tableau, le numéro atomique de chaque élément chimique est indiqué.

Exercice 2 :

Deux atomes ont pour couples (17,35) et (1,1).
Donner pour chaque atome : la notation et la composition.

III – ISOTOPES :

* Deux atomes sont dit isotopes s'ils ont le même numéro atomique et des nombres de masse différents.

* Dans la nature un élément chimique correspond à plusieurs isotopes.

${}^{12}_6\text{C}$, ${}^{14}_6\text{C}$ sont des isotopes de l'élément chimique carbone.

${}^1_1\text{H}$, ${}^2_1\text{H}$, ${}^3_1\text{H}$ sont des isotopes de l'élément chimique hydrogène.

${}^{35}_{17}\text{Cl}$, ${}^{36}_{17}\text{Cl}$ sont des isotopes de l'élément chimique chlore.

* **NB** : Un élément chimique est caractérisé par son numéro atomique.

IV – STRUCTURE ELECTRONIQUE :

1 – Couches électroniques :

* Les électrons d'un atome se répartissent autour du noyau en différentes couches appelées **couches électroniques** ou **niveaux électroniques**.

* A chaque couche, on associe :

- une lettre de l'alphabet,
- un nombre entier naturel (**n**) appelé **nombre quantique**.

	1 ^{ère} couche	2 ^{ème} couche	3 ^{ème} couche	4 ^{ème} couche	5 ^{ème} couche	6 ^{ème} couche	7 ^{ème} couche
Lettre	K	L	M	N	O	P	Q
Nombre n	1	2	3	4	5	6	7

2 – Remplissage des Couches électroniques :

a) Principe de Pauli :

Une couche de nombre quantique (**n**) peut contenir **au maximum $2.n^2$** électrons.

Exemples :

La couche K (**n** = 1) contiendra au maximum $2(1)^2 = 02$ électrons.

La couche L (**n** = 2) contiendra au maximum $2(2)^2 = 08$ électrons.

La couche M (**n** = 3) contiendra au maximum $2(3)^2 = 18$ électrons.

La couche N (**n** = 4) contiendra au maximum $2(4)^2 = 32$ électrons. . . .

b) Ordre de remplissage :

On remplit les couches par ordre croissant du nombre quantique **n**.

3 – Formule électronique :

* Elle traduit la distribution des électrons sur les différentes couches électroniques.

* Pour écrire cette formule :

- on place côte à côte les lettres représentant les couches,
- en exposant de chaque lettre, on indique le nombre d'électrons de la couche,
- les couches vides ne sont pas représentées.

* Exemples :

${}^{12}_6\text{C}$ possède 06 e^- => le remplissage des couches donne : $\text{K}^2 \text{L}^4 \text{M}^0 \text{N}^0 \text{O}^0 \text{P}^0 \text{Q}^0$

la formule électronique est : ${}^{12}_6\text{C} : \text{K}^2 \text{L}^4$

${}^{32}_{16}\text{S}$ possède 16 e^- => le remplissage des couches donne : $\text{K}^2 \text{L}^8 \text{M}^6 \text{N}^0 \text{O}^0 \text{P}^0 \text{Q}^0$

la formule électronique est : ${}^{32}_{16}\text{S} : \text{K}^2 \text{L}^8 \text{M}^6$

* NB :

La **dernière couche** portant des électrons est appelée **couche externe** ou **couche de valence**.

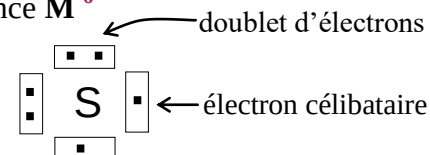
4 – Représentation de LEWIS :

Cette représentation fait apparaître uniquement les électrons de la couche de valence.
Ces électrons de valence sont disposés autour du symbole de l'atome dans quatre cases imaginaires.

Un ensemble de deux électrons (**doublet électronique**) est représenté par un tiret.

Exemple1 : ${}^{32}_{16}\text{S} : \text{K}^2 \text{L}^8 \text{M}^6$ a pour couche de valence M^6

=> distribution des 06 électrons :



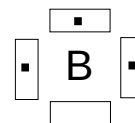
=> la représentation de Lewis est :



Exemple 2 :

${}^{11}_5\text{B} : \text{K}^2 \text{L}^3$ a pour couche de valence L^3 .

=> distribution des 03 électrons :



=> la représentation de Lewis est :



Exercice 3 : n° 09 page 124 du livre AREX seconde C.

FICHE PEDAGOGIQUE :

Niveau : Seconde C	Durée : 01 heure
Module : CHIMIE	
Titre : CLASSIFICATION PERIODIQUE DES ELEMENTS CHIMIQUES.	

Objectif Général : 05 : Comprendre la constitution générale de la matière et ses transformations.
Objectifs spécifiques : 03 : Déterminer les différentes familles et leurs propriétés en exploitant la classification périodique.

Moyens: ▪ tableau de classification périodique.	Supports didactiques: ▪ Planche : tableau de classification périodique. Bibliographie: AREX seconde
Pré-réquis: ▪ Structure électronique d'un élément chimique. ▪ représentation de Lewis d'un atome.	Vocabulaire spécifique: ▪ groupes ▪ familles ▪ période ▪ couche de valence

Stratégies de travail et consignes: ▪ un tableau par élève ou par table.	Amorce: ▣ mise en situation: Comment établir le modèle de Lewis d'un atome. Ou trouve t-on le couple (Z,A) d'un atome ? ▣ contrat d'objectif: Etude du tableau pour : - voir comment sont classés les éléments. - étudier les propriétés chimiques de quelques atomes.
---	--

PLAN DE LA LECON:

- I - STRUCTURE DU TABLEAU :**
- II - LES REGLES DE CLASSIFICATION :**
 - 1- Structures électroniques des premiers éléments:**
 - 2- Principe de la classification:**
- III - ETUDE DE QUELQUES FAMILLES :**
 - 1 - La famille des métaux alcalins :**
 - 2 - La famille des halogènes :**
 - 3 - La famille des gaz nobles ou rares :**

Activités & Questions professeur	Activités & Réponses Apprenants	TRACE ECRITE	Observations
Q : combien y a t-il de lignes ? De colonnes ? A : disposer les atomes au tableau. Q : que remarque t-on : - au niveau de l'évolution de Z ? - de la couche de valence dans une ligne ? - du nombre d'électron de la couche de valence dans une colonne ?	R : - 07 lignes. - 18 colonnes. A : Etablir les structures électroniques. Mettre la couche de valence en couleur. R : - augmentation. - même couche. - même nombre d'électron.	Chapitre III : CLASSIFICATION PERIODIQUE DES ELEMENTS CHIMIQUES I - STRUCTURE DU TABLEAU : Le tableau se présente en : – 18 colonnes ou groupes ou familles. – 07 lignes ou périodes. <u>Remarque</u> : le tableau simplifié ne comporte pas les colonnes 03 à 12. Il comporte 08 colonnes et 07 lignes. II - LES REGLES DE CLASSIFICATION : 1- Etablissons les structures électroniques des premiers éléments: ${}^1_1\text{H} \quad \text{K}^1$ ${}^4_2\text{He} \quad \text{K}^2$ ${}^7_3\text{Li} \quad \text{K}^2 \text{L}^1$ ${}^9_4\text{Be} \quad \text{K}^2 \text{L}^2$ ${}^{16}_8\text{O} \quad \text{K}^2 \text{L}^6$ ${}^{19}_9\text{F} \quad \text{K}^2 \text{L}^7$ ${}^{20}_{10}\text{Ne} \quad \text{K}^2 \text{L}^8$ ${}^{23}_{11}\text{Na} \quad \text{K}^2 \text{L}^8 \text{M}^1$ ${}^{24}_{12}\text{Mg} \quad \text{K}^2 \text{L}^8 \text{M}^2$ ${}^{32}_{16}\text{S} \quad \text{K}^2 \text{L}^8 \text{M}^6$ ${}^{35}_{17}\text{Cl} \quad \text{K}^2 \text{L}^8 \text{M}^7$ ${}^{40}_{18}\text{Ar} \quad \text{K}^2 \text{L}^8 \text{M}^8$ 2-Principe de la classification: Les éléments sont classés par numéro atomique (Z) croissant. Les éléments de la même famille ont le même nombre d'électrons sur leurs dernières couches(couches externes ou de valence). Les éléments d'une même période ont la même couche externe.	

Remarques :

- La période 1 correspond aux éléments de couche externe K.
La période 2 // // // L.
La période 3 // // // M.
La période 4 // // // N.
La période 5 // // // O.
La période 6 // // // P.
La période 7 // // // Q.
- Au dessus de chaque famille, est indiqué en chiffre romain le nombre d'électrons de la dernière couche.

III - ETUDE DE QUELQUES FAMILLES :

1 - La famille des métaux alcalins :

Ce sont les éléments de la première colonne sauf l'hydrogène.

- Ils ont un seul électron sur la couche de valence.
- Ce sont des corps simples, monoatomiques, métalliques, mous et peu denses.
- Ils ont une grande réactivité chimique.

2 - La famille des halogènes :

Ce sont les éléments de l'avant dernière colonne.

- Ils ont sept électrons sur la couche de valence.
- Ce sont des corps simples, diatomiques et gazeux.
- Ils ont une grande réactivité chimique.

3 - La famille des gaz nobles ou rares :

Ce sont les éléments de la dernière colonne.

- Ils ont huit électrons sur la couche de valence.
- Ce sont des corps simples, monoatomiques et gazeux.
- Ils ont une réactivité chimique quasi nulle.

Exercice d'application: n° 7 et 9 page 130 du livre AREX seconde.

FICHE PEDAGOGIQUE :

Niveau : seconde C	Durée : 0 5 heures
Module : CHIMIE	
Titre : IONS ET MOLECULES.	

Objectif Général :

05 : Comprendre la constitution générale de la matière et ses transformations.

Objectifs spécifiques :

04 : Interpréter l'évolution chimique des atomes avec la règle de l'octet.

Moyens: ▪ tableau de classification périodique. ▪ modèles moléculaires.	Supports didactiques:
	Bibliographie: AREX seconde
Pré-réquis: ▪ représentation de Lewis d'un atome. ▪ tableau de classification périodique.	Vocabulaire spécifique: ▪ Ion monoatomique ▪ Ion poly atomique ▪ anion ▪ cation ▪ octet ▪ Liaison covalente ▪ molécule

Stratégies de travail et consignes: ▪ un tableau par élève ou par table.	Amorce: ▣ mise en situation: Citez des molécules. Citez des ions. La molécule CH₅ existe-t-elle ? L'ion cu³⁺ existe-t-il ? ▣ contrat d'objectif: Nous allons étudier les ions et les molécules et chercher à comprendre comment les atomes évoluent pour donner ces différents éléments.
---	---

PLAN DE LA LECON:

I - LA REGLE DE L'OCTET:

II - LES IONS MONOATOMIQUES:

1 - Généralités.

2 - Exemples.

III - LES MOLECULES:

1 - Généralités.

2 - La formation des molécules.

3 - Etude de quelques molécules.

4 - Corps purs et mélanges.

5 - Les ions poly atomiques.

IV - LES COMPOSES IONIQUES :

Activités & Questions professeur	Activités & Réponses Apprenants	TRACE ECRITE	Observations
Q : rappelez les caractéristiques de la famille des gaz rares. T : en échangeant des électrons, les atomes donnent des ions. Q : comment peut-on alors définir un ion mono atomique ? Q : un ion est il électriquement neutre ? Pourquoi ?	R : 8 e⁻ sur la dernière couche, sauf l'Hélium. Pas de réactivité chimique. Corps simples monoatomiques. R : atome qui gagne ou perd des électrons. R : Non. Le nombre d'électron ≠ nombre de proton.	<u>Chapitre IV :</u> IONS ET MOLECULES <u>I - LA REGLE DE L'OCTET:</u> A l'exception de l'hélium, tous les gaz rares ont une couche électronique externe de 08 électrons (octet d'électron). $\overline{\text{He}}$ $\overline{\text{Ne}}$ $\overline{\text{Ar}}$. . . Cette configuration leur donne une grande stabilité chimique : ils ont une réactivité quasi nulle. Pour se stabiliser, les autres atomes vont chercher à obtenir la structure électronique externe des gaz rares. Cela se fera : - soit par des échanges d'électrons. - soit par la formation de liaison. <u>Enoncé de la règle.</u> Au cours des réactions chimiques, les atomes ont tendance à acquérir une structure électronique externe en octet des gaz rares. <u>II - LES IONS MONOATOMIQUES:</u> <u>1 - Généralités.</u> * Un ion monoatomique est un atome qui a gagné ou perdu un ou plusieurs électrons. * Un ion n'est pas électriquement neutre. * Un atome ${}^A_Z\text{X}$ qui perd n électrons, donne un ion chargé positivement appelé cation et noté ${}^A_Z\text{X}^{n+}$ * Un atome ${}^A_Z\text{X}$ qui gagne n électrons, donne un ion chargé négativement appelé anion et noté ${}^A_Z\text{X}^{n-}$	

A : monter qu'il est plus facile : - pour les atomes ayant moins de 4 e⁻ sur la couche de valence, de les perdre que de les compléter à 8 e⁻. H et Al.... - pour les atomes ayant plus de 4 e⁻ sur la couche de valence, de les compléter à 8 e⁻. O et Cl....	A : trouve le type d'ion, donne la structure électronique et la charge électrique.	2 - Exemples. * Les atomes des trois premières colonnes ont tendance a perdre leurs électrons de valence et a former des cations. • L'hydrogène ${}^1_1\text{H}$ K¹ donne l'ion hydrogène ${}^1_1\text{H}^+$ (pas d'électron) de charge électrique Q = + e • Le lithium ${}^7_3\text{Li}$ K² L¹ donne l'ion lithium ${}^7_3\text{Li}^+$ K² de charge électrique Q = + e • L'aluminium ${}^{27}_{13}\text{Al}$ K² L⁸ M³ donne l'ion aluminium ${}^{27}_{13}\text{Al}^{3+}$ K² L⁸ de charge électrique Q = +3 e * Les atomes des trois avant dernières colonnes ont tendance a gagner des électrons et a former des anions. • Le chlore ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ K² L⁸ M⁷ donne l'ion chlorure ${}^{35}_{17}\text{Cl}^-$ K² L⁸ M⁸ de charge électrique Q = -e • L'oxygène ${}^{16}_8\text{O}$ K² L⁶ donne l'ion oxygène ${}^{16}_8\text{O}^{2-}$ K² L⁸ de charge électrique Q = - 2 e <u>Exercice d'application:</u> 1 - Donner pour les ions suivants, la charge électrique et la composition : K⁺, Al³⁺, Br⁻, O²⁻ 2 - Quel est l'élément X dont l'ion X⁺ a le même nombre d'électrons que l'ion Be²⁺. 3 - Un ion porteur de deux charges élémentaires négatives a pour structure électronique : K² L⁸ M¹⁸ N⁸. Quel atome a donné cet ion ?	
---	---	--	--

T : pour se stabiliser la		III - LES MOLECULES: 1 - Généralités.	
----------------------------------	--	--	--

deuxième méthode des atomes est la formation des molécules.

- * Une molécule est un assemblage limité d'atomes. Elle est électriquement neutre.
- * On écrit la formule d'une molécule en mettant côte à côte les symboles chimiques des atomes qui la constituent. On précise en indice de chaque symbole le nombre d'atome.
- * Le nombre total d'atomes d'une molécule est son atomicité.

Exemples :

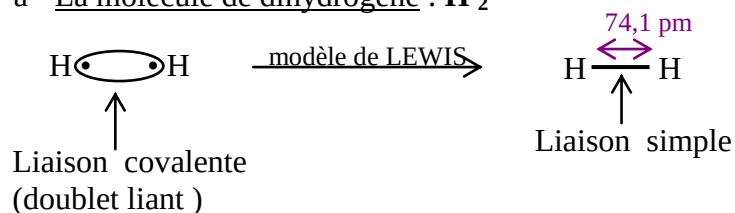
une molécule possédant 6 atomes de carbone, 10 atomes d'hydrogène et 2 atomes de chlore a pour formule $C_6 H_{10} Cl_2$ et pour atomicité $At = 6 + 10 + 2 = 18$

2 - La formation des molécules.

- * Pour former des molécules, les atomes s'associent les uns aux autres en établissant des liaisons covalentes avec les électrons de la couche de valence, dans le but de respecter la règle de l'octet.
- * Une liaison covalente est la mise en commun de deux électrons avec partage égal.
- * La valence d'un atome est le nombre de liaisons covalentes qu'il doit établir pour respecter la règle de l'octet.
- * A part l'hydrogène qui complète sa couche de valence à 02 électrons, les autres atomes complètent leurs couches de valence à 08 électrons.

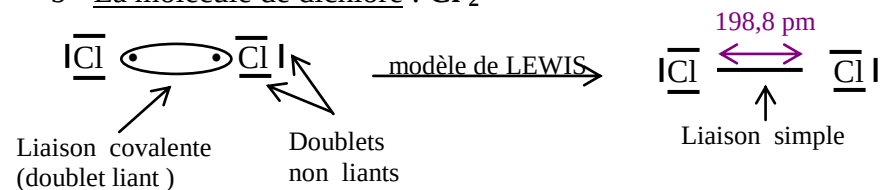
3 - Etude de quelques molécules.

a - La molécule de dihydrogène : H_2



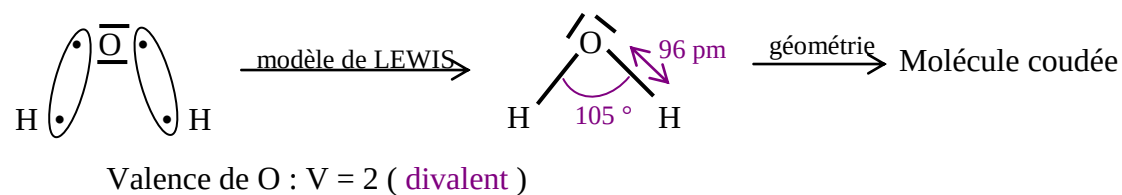
Valence de H : $V = 1$ (monovalent).

b - La molécule de dichlore : Cl_2

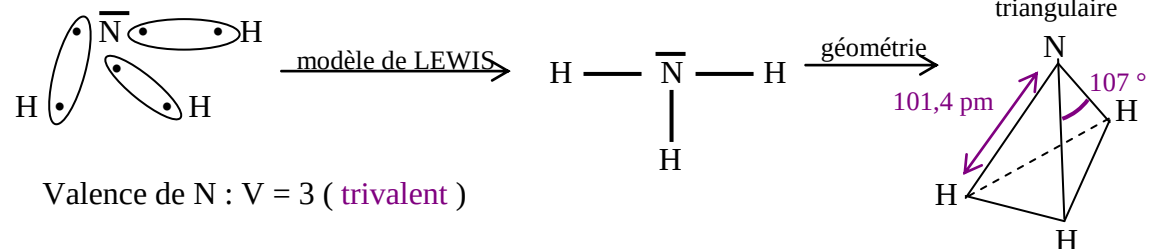


Valence de Cl : $V = 1$ (monovalent).

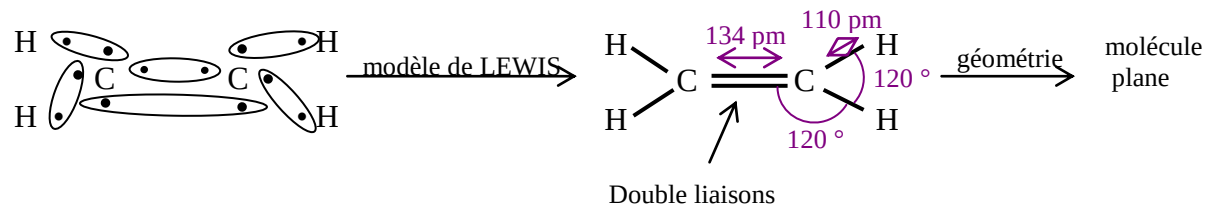
c - La molécule d'eau : H_2O



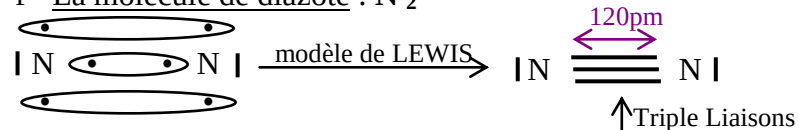
d - La molécule d'ammoniac : NH_3



e - La molécule d'éthylène : NH_3



f - La molécule de diazote : N_2



Exercice d'application: Construire et donner la représentation de Lewis des molécules suivantes :

HCl, O_2 , CO_2 , C_2H_2

4 - Corps purs et mélanges.

* Un corps pur simple est constitué d'un seul type d'atome.

Exemples : N_2 , Fe, O_3

* Un corps pur composé est constitué d'un plusieurs types d'atomes.

Exemples : H_2O , HCl, C_2H_4

* Un mélange est l'association de deux ou plusieurs corps purs.

5 - Les ions poly atomiques.

Un ion poly atomique est une molécule qui a gagné ou perdu un ou plusieurs électrons.

Exemples : ion sulfate SO_4^{2-} ion ammonium NH_4^+

ion hydroxide OH^- ion hydronium H_3O^+

IV - LES COMPOSES IONIQUES :

Les anions et les cations peuvent s'associer dans des édifices électriquement neutres appelés composés ioniques.

Exemples :

- Na^+ s'associe avec Cl^- pour donner un composé ionique de formule statistique ($1 Na^+$, $1 Cl^-$) et de formule NaCl.
- Na^+ s'associe avec SO_4^{2-} pour donner un composé ionique de formule statistique ($2 Na^+$, $1 SO_4^{2-}$) et de formule Na_2SO_4 .
- Fe^{2+} s'associe avec OH^- pour donner un composé ionique de formule statistique ($1 Fe^{2+}$, $2 OH^-$) et de formule $Fe(OH)_2$.

Exercice d'application: exercice N° 15 page 138 du livre AREX seconde.

FICHE PEDAGOGIQUE :

Niveau : Seconde C	Durée : 02 heures
Module : CHIMIE	
Titre : MOLE ET GRANDEURS MOLAIRES.	

Objectif Général :

05 : Comprendre la constitution générale de la matière et ses transformations.

Objectifs spécifiques :

05 : définir la mole et les grandeurs molaires.

Moyens: ▪ exercices d'application.	Supports didactiques: ▪ tableau de classification périodique ▪ AREX seconde
	Bibliographie: AREX seconde
Pré-réquis: ▪ les états de la matière (solide, liquide, gaz) ▪ atomes, ions, molécules	Vocabulaire spécifique: ▪ mole ▪ masse molaire ▪ constante d'Avogadro ▪ volume molaire

Stratégies de travail:	Amorce: ■ mise en situation: 27 mL d'eau a une masse de $m = 27 \text{ g}$. Sachant que la masse d'une molécule d'eau est $m_o = 2,99.10^{-23} \text{ g}$, quelle est le nombre de molécules dans les 27g ? $n = m / m_o = 903.10^{+21} = 903\ 000.000\ 000\ 000.000\ 000\ 000$ Ce nombre est trop grand pour l'esprit humain.D'où la nécessité de définir une nouvelle unité (la mole) pour avoir des chiffres raisonnables. ■ contrat d'objectif : Dans ce chapitre nous allons définir cette unité et les grandeurs associées.
-------------------------------	---

PLAN DE LA LECON:

I - APPROCHE :

II - MOLE - CONSTANTE D'AVOGADRO :

1 - La mole :

2 - La constante d'Avogadro :

3 - Signification des formules :

III - MASSE MOLAIRES :

1 - Masse molaire atomique :

2 - Masse molaire moléculaire :

3 - Relation entre n, m et M :

IV - VOLUME MOLAIRES :

1 - Loi d'Avogadro - Ampère :

2 - Relation entre n, V et Vm :

3 - Densité d'un gaz :

A : donner les définitions

A : donner des exemples.

II - MOLE - CONSTANCE D'AVOGADRO :

1 - La mole :

La mole est l'unité internationale de la quantité de matière. Elle représente un ensemble de $6,02 \cdot 10^{+23}$ particules (atomes, molécules, ions, électrons....). La quantité de matière est notée **n** et s'exprime en mole (symbole : **mol**)

2 - La constante d'Avogadro :

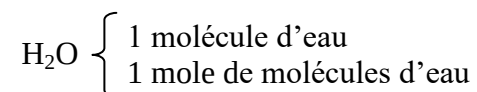
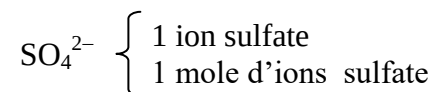
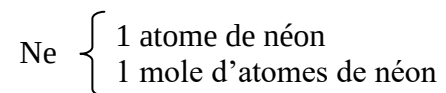
C'est le nombre de particules contenu dans une mole.
(c.à.d : on a $6,02 \cdot 10^{+23}$ particules par mole)

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

25 mn

3 - Signification des formules :

Une formule chimique a une double signification. Elle représente à la fois l'entité élémentaire et une mole de cette entité.



A : donner les définitions

A : donner des exemples.

A : traite l'exercice

III - MASSE MOLAIRE :

1 - Masse molaire atomique :

C'est la masse d'une mole d'atomes. Elle est notée **M** et s'exprime en **g /mol** ou **g.mol⁻¹**
Les valeurs se trouvent dans le tableau de classification périodique.

$$M_{\text{C}} = 12 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M_{\text{H}} = 1 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M_{\text{O}} = 16 \text{ g.mol}^{-1}$$

2 - Masse molaire moléculaire :

C'est la masse d'une mole de molécules. Elle est la somme des masses molaires atomiques des atomes qui constituent la molécule.

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 M_{\text{H}} + 1 M_{\text{O}} = 2 \times 1 + 1 \times 16 = 18 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M(\text{PCl}_5) = 1.M_{\text{P}} + 5.M_{\text{Cl}} = 1 \times 31 + 5 \times 35,5 = 208,5 \text{ g.mol}^{-1}$$

Remarque : la masse molaire d'un ion ou d'un composé ionique se calcule de la même manière que pour une molécule. On ne tient pas compte des charges électriques car la masse des électrons est négligeable.

$$M_{\text{Cl}^-} = M_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ g.mol}^{-1} \quad M(\text{SO}_4^{2-}) = M_{\text{S}} + 4 M_{\text{O}} = 96,1 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M[\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3] = 2.M_{\text{Al}} + 3.(M_{\text{S}} + 4.M_{\text{O}}) = 2 \times 27 + 3(32 + 4 \times 16) = 342,3 \text{ g.mol}^{-1}$$

3 - Relation entre n, m et M :

$m = n \times M$	$\Leftrightarrow$	$n = m / M$
------------------	-------------------	-------------

g
masse

mol

g.mol^{-1}

Exercice d'application :

1 - Quelle est la quantité de matière contenue dans 0,1 g d'hydroxyde de cuivre $\text{Cu}(\text{OH})_2$?

2 - quelle est la masse de 10^{-3} mol de dioxygène ?

40 mn

A : donner les définitions

IV - VOLUME MOLAIRE :

1 - Définition :

Le **volume molaire** est le volume occupé par une mole de gaz.

On le note **V_m** et il s'exprime en **L.mol⁻¹**

2 - Loi d'Avogadro - Ampère :

Dans les mêmes conditions de température et de pression, tous les gaz occupent le même volume molaire.

NB : Dans les conditions normales de température et de pression

C N T P (T° = 0 °C , P = 1 Atm) V_m = 22,4 L.mol⁻¹

2 - Relation entre n, V et V_m :

$$\begin{array}{c} \boxed{V_{\text{gaz}} = n \times V_m \quad \Leftrightarrow \quad n = V_{\text{gaz}} / V_m} \\ \begin{array}{ccc} \text{L} & \text{mol} & \text{L.mol}^{-1} \end{array} \end{array}$$

Exercice d'application : On donne V_m = 24 L.mol⁻¹

1 - Quelle est la quantité de matière contenue dans 1 m³ g de gaz butane?

2 - Quel volume occupe 10⁻³ mol de dioxygène ?

3 - Densité d'un gaz :

La densité d'un gaz est défini par rapport à l'air. $d = \frac{\rho_{\text{gaz}}}{\rho_{\text{air}}} = \frac{(m_{\text{gaz}}/V_{\text{gaz}})}{(m_{\text{air}}/V_{\text{air}})}$

En prenant V_{air} = V_{gaz} = V_m on a : m_{gaz} = M et m_{air} = 29 g. Alors

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

Exercice d'application :

1 - Le benzène est un gaz de densité d = 2,69. déterminer sa masse molaire moléculaire.

2 - Déterminer la densité du butane.

A : traite l'exercice

A : traite l'exercice

40 mn

FICHE PEDAGOGIQUE :

Niveau : seconde C	Durée : 03 heures
Module : CHIMIE	
Titre : EQUATION BILAN D'UNE REACTION CHIMIQUE :	

Objectif Général :

05 : Comprendre la constitution générale de la matière et ses transformations.

Objectifs spécifiques :

05 : Déterminer les quantités de matières et des volumes à partir d'une équation chimique.

Moyens : ▪ Zn ▪ Fe ▪ S ▪ soude ▪ acide chlorhydrique	Supports didactiques : ▪ AREX seconde
	Bibliographie : ▪ AREX seconde ▪ guide et programmes seconde C.
Pré-réquis : ▪ atomes ▪ molécules ▪ mole et grandeurs molaires	Vocabulaire spécifique : ▪ réaction chimique ▪ équation bilan ▪ réactifs ▪ produits ▪ coefficients stœchiométriques ▪ bilan molaire, massique, volumique

Stratégies de travail et consignes:

▪

Amorce:

▣ **mise en situation**: Citer des exemples de réactions chimiques..... combustion butane électrolyse de l'eau.
On représente une réaction par une équation.
▣ **contrat d'objectif**: Dans cette leçon, il s'agira de comprendre la signification d'une équation bilan et de savoir l'exploiter

PLAN DE LA LECON:

I - REACTION CHIMIQUE :

1 - Définition :

2 - Equation bilan :

II - EXPLOITATION D'UNE EQUATION BILAN :

1 - Bilans molaire et massique :

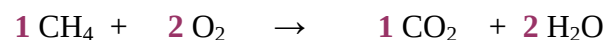
2 - Loi de Lavoisier :

3 - Bilan volumique :

Activités & Questions professeur	Activités & Réponses Apprenants	TRACE ECRITE	Observations & Durée
T : intéressons nous d'abord à la réaction chimique.		Chapitre VI : EQUATION BILAN D'UNE REACTION CHIMIQUE : I - <u>REACTION CHIMIQUE</u> : 1 - <u>Définition</u> : Il y a réaction chimique lorsque deux substances réagissent entre elles pour donner une ou de nouvelles substances. 2 - <u>Equation bilan</u> : Une réaction chimique est traduite (représentée) par une équation bilan. $\underbrace{A + B}_{\text{Réactifs}} \longrightarrow \underbrace{C + D}_{\text{Produits}}$ On lit : A réagit avec B ($A + B$) pour donner ($\longrightarrow$) C et D ($C + D$). Equation bilan <u>NB</u> : Au cours d'une réaction chimique, il y a conservation d'éléments chimiques. Pour cela une équation bilan doit être toujours équilibrée : On place devant les formules (ou symboles) des corps, des chiffres pour respecter la conservation d'éléments chimiques. Ces chiffres sont appelés coefficients stoechiométriques. Ils nous indiquent les proportions dans lesquelles les corps réagissent.	30 mn

A : écrit et équilibre l'équation.

Exemple : Ecrivons l'équation bilan de la combustion complète du méthane.



On a deux niveaux de lecture:

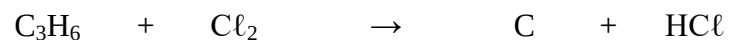
- * 1 molécule de méthane réagit avec 2 molécules de dioxygène pour donner 1 molécule de dioxyde de carbone et 2 molécules d'eau.
- * 1 mole de méthane réagit avec 2 moles de dioxygène pour donner 1 mole de dioxyde de carbone et 2 moles d'eau.

NB : Une équation bilan a une double signification : **microscopique** et **macroscopique**.

30 mn

A : équilibre les équations.

Exercice d'application : Equilibrer les équations bilan suivantes :



T : Que peut on faire avec une équation bilan ? A : dresser les bilans		II - <u>EXPLOITATION D'UNE EQUATION BILAN</u> : 1 - <u>Bilans molaire et massique</u> : C'est la traduction des coefficients stoechiométriques en moles et en masses. Prenons l'équation bilan de la combustion complète du méthane. $1 \text{ CH}_4 + 2 \text{ O}_2 \rightarrow 1 \text{ CO}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O}$ <u>Bilan molaire</u>: 1 2 1 2 (mol) <u>Bilan massique</u> : 1.MCH₄ 2.MO₂ 1.MCO₂ 2.MH₂O 16 64 44 36 (g) Calculons : la masse des réactifs. mr = 16 + 64 = 80 g la masse des produits. mp = 44 + 36 = 80 g mr = mp. Il y a conservation de masse. Cela est vrai pour toutes les réactions chimiques. 2 - <u>Loi de Lavoisier</u> : Au cours d'une réaction chimique, il y a conservation de masse :La masse totale des réactifs est égale à la masse totale des produits. <u>Exercice d'application</u> : On fait brûler 03 moles de méthane. 1- Combien de moles de dioxygène a t'on utilisé ? 2- Quelle masse de dioxyde de carbone obtient-on ?	1 heure
--	--	---	----------------

A : traite l'exercice.

A : écrire l'équation	A :		3 - Bilan volumique : C'est la traduction des coefficients stoechiométriques en volumes molaires. Cela ne concerne que les corps qui sont à l'état gazeux. Ecrivons l'équation bilan du grillage de la pyrite. $\begin{matrix} \textcolor{red}{4} & \text{FeS}_2 & + & \textcolor{red}{11} & \text{O}_2 & \rightarrow & \textcolor{red}{8} & \text{SO}_2 & + & \textcolor{red}{2} & \text{Fe}_2\text{O}_3 \\ & (\text{s}) & & (\text{g}) & & & (\text{g}) & & & (\text{s}) \end{matrix}$ <u>Bilan molaire:</u> 4 11 8 2 (mol) <u>Bilan massique :</u> 480 352 512 320 (g) <u>Bilan volumique :</u> x 11 Vm 8 Vm x (L)		
A : dresse le bilan Volumique.			<u>Exercice d'application :</u> On voudrait obtenir 10 L de SO₂. 1 - Quel volume d'oxygène faut-il utiliser ? 2 - Quelle masse de pyrite faut- il griller ? On prendra Vm = 25 L.mol⁻¹ <u>Exercices :</u> N° 10 et 18 pages 153 du livre AREX seconde C.		1 heure