

Niveau : 2nde C	OG 5 : COMPRENDRE LA CONSTITUTION GENERALE DE LA MATIERE ET SES TRANSFORMATIONS.
<u>TITRE</u> : IONS ET MOLECULES	<u>Durée</u> : 5 H
<u>Objectif spécifique</u> : OS 1 : Interpréter l'évolution chimique des atomes avec la règle de l'octet.	
<u>Moyens</u> : <div style="text-align: right;">  </div>	
<u>Vocabulaire spécifique</u> : Docs à portée de main	
<u>Documentation</u> : Livres de Chimie AREX Seconde, Eurin-gié Seconde. Guide pédagogique et Programme.	
<u>Amorce</u> :	
<u>Plan du cours</u> : <p>I) Les ions</p> <ul style="list-style-type: none"> 1° La règle de l'octet 2° Les ions monoatomiques <ul style="list-style-type: none"> 2.1° Les cations 2.2° Les anions 3° Les ions polyatomiques 4° Les composés ioniques <ul style="list-style-type: none"> 4.1° Définition 4.2° Formule statistique d'un composé ionique 	<p>II) Les molécules</p> <ul style="list-style-type: none"> 1° La liaison de covalence 2° La molécule <ul style="list-style-type: none"> 2.1° Définition 2.2° Ecriture de la formule d'une molécule 2.3° Formule de LEWIS d'une molécule 3° Structure géométrique de quelques molécules 4° Corps purs – mélanges

I) Les ions

1° La règle de l'octet

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.

Remarque : L'un des moyens utilisés par les atomes pour acquérir la structure en octet est la **formation des ions**.

2° Les ions monoatomiques

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



2.1° 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 : $\text{Mg} \longrightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^-$.

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



2.2° Les anions

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

Exemples :

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

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

On écrit : $\text{Cl} + \text{e}^- \longrightarrow \text{Cl}^-$.

* 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.

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

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.

3° Les ions polyatomiques

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.



4° Les composés ioniques

4.1° 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.

4.2° 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.

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

II) Les molécules

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.

2° La molécule

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**.

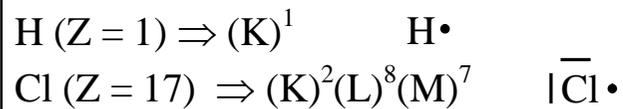
2.2° Ecriture de la formule d'une molécule

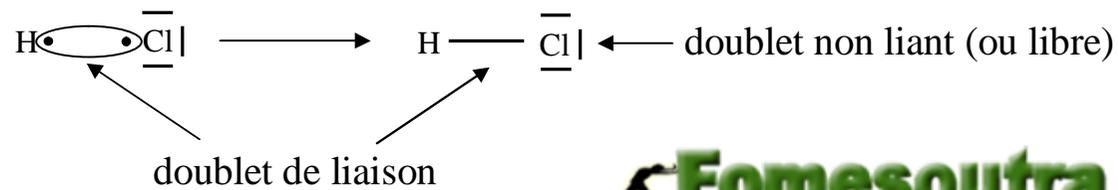
La formule d'une molécule s'obtient en écrivant côte à côte les symboles des éléments présents dans la molécule et en précisant, en indice à droite, le nombre d'atomes de chaque élément.

Exemples : H_2O ; NH_3 ; CH_4 ; CO_2 .

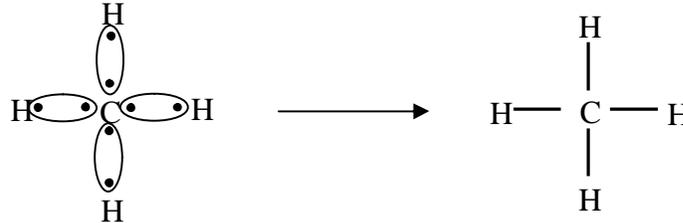
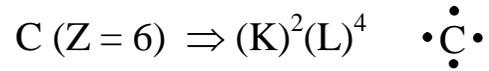
2.3° Formule de LEWIS d'une molécule

* Chlorure d'hydrogène HCl

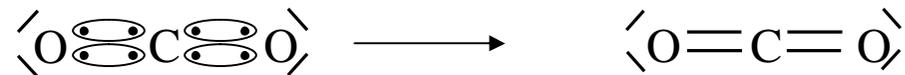
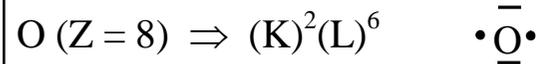




* Méthane CH_4



* Dioxyde de carbone CO_2

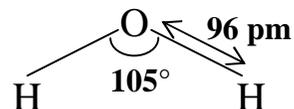


Remarques:

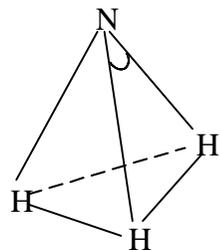
- Un atome peut réaliser autant de liaison de covalence qu'il y'a d'électrons célibataires sur sa couche de valence.
- Pour respecter la règle de l'octet, chaque doublet de liaison est considéré comme appartenant entièrement à l'un et à l'autre des atomes liés.

3° Structure géométrique de quelques molécules

* Molécule d'eau H_2O



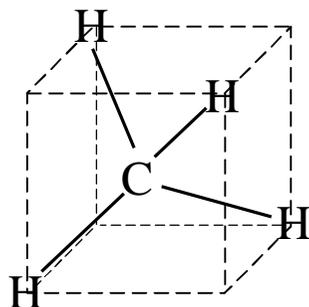
* Molécule d'ammoniac



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

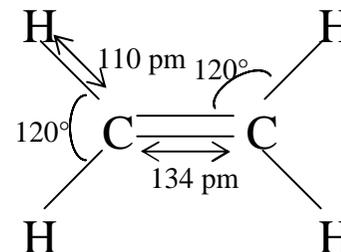
- L'angle HNH vaut **107°**

* Molécule de méthane



 **Fomesoutra.com**
ca soutra
Docs à portée de main

* Molécule d'éthylène



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

- L'angle HCH vaut **109°28'**

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%).