

**CTM4: DE LA STRUCTURE A LA POLARITE D'UNE ENTITE CHIMIQUE****Partie N°1 : Rappels de la classe de seconde****1/ Structure de l'atome**a/ Le noyau atomique❖ Composition du noyau atomique

Le noyau atomique est composé de deux types de particules, appelées ..... :

- ....., particules élémentaires de chargés positivement. Leur charge électrique est égale à la charge élémentaire +e. (Valeur de la charge élémentaire :  $+ e = + 1,6.10^{-19} \text{ C}$ )
- ....., particules élémentaires électriquement neutre (ils ne sont pas chargés).

Le noyau atomique est donc chargé .....

❖ Symbole du noyau atomique

On désigne un noyau par la notation  ${}^A_ZX$  ou :

- X est le symbole du noyau considéré (H pour le noyau d'hydrogène, C pour le noyau de carbone, etc.)
- A est le .....
- Z est appelé ....., c'est le .....

b/ Le cortège électronique❖ Electroneutralité de l'atome et nombre d'électrons

L'électron est une particule élémentaire chargée négativement. Sa charge électrique est l'opposé de la charge élémentaire, soit  $-e$ .

Un atome étant électriquement neutre (charge électrique nulle), le nombre d'électrons d'un atome est égal .....

❖ Les couches électroniques

Les électrons sont répartis sur des .....

Chaque couche est caractérisée par un nombre entier supérieur à zéro (1, 2, 3, ...) et chaque sous-couche est caractérisée par une lettre (s, p, d, f, ...). Les sous-couches contiennent un nombre maximal d'électrons.

Exemple :

Sous-couche	Nombre maximal d'électrons
s	
p	

❖ Configuration électronique d'un atome

La répartition des électrons dans les sous couches électroniques se nomme la .....

Jusqu'à 18 électrons, les sous-couches se remplissent dans l'ordre suivant : .....

Il faut obligatoirement remplir une sous-couche avec son nombre maximal d'électrons pour pouvoir passer à la sous-couche suivante.

La configuration électronique consiste en une simple ligne indiquant les sous-couches électroniques contenant des électrons, suivies du nombre d'électrons (en exposant, à droite) présents dans chaque sous-couche. Les électrons appartenant à la ..... sont appelés électrons de valence

## 2/ Tableau périodique

Les atomes sont classés en ligne par numéro atomique Z croissant et en colonne par famille chimique.

H	couche 1 $1s^2$																He		
Li	Be	couche 2										$2s^2$	$2p^6$	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	couche 3										$3s^2$	$3p^6$	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	...												

Dans une même colonne, les atomes ont le même nombre d'électrons de valence (sauf pour l'hélium qui a 2 électrons de valence au lieu de 8 pour les autres éléments de la colonne).

La dernière colonne (N°18) du tableau périodique est celle de la famille des gaz nobles.

## 3/ Formation d'ions ou de molécules

### a/ Ions

Les atomes peuvent se stabiliser en adoptant la configuration électronique du gaz noble le plus proche. Pour cela, ils perdent ou gagnent des électrons de valence et forment des ions monoatomiques.

Exemple d'application: Prévoir la charge portée par les ions suivant : lithium (Z=3), magnésium (Z=12), fluorure (Z=9) et oxyde (Z=8).

Ion lithium :

Ion magnésium :

Ion fluorure :

Ion oxyde :

### b/ Molécules

- Définition : Pour se stabiliser, les atomes peuvent aussi s'associer en formant des molécules. Une molécule est une entité chimique électriquement neutre formée par un nombre précis d'atomes. A chaque molécule est associé un nom et une formule brute.

- Liaison covalente : Une liaison covalente entre deux atomes correspond à la mise en commun entre ces deux atomes de deux électrons de leurs couches externes pour former un doublet d'électrons appelé .....

- Nombre de liaisons covalentes établies par un atome : il est égal au nombre d'électrons que l'atome doit acquérir pour .....

Atome	Numéro atomique	Structure électronique	Electrons externes	Nombre de liaisons (doublets liants)
H	Z=1			
O	Z=8			
N	Z=7			
C	Z=6			

## Partie N°2 : Représentation de Lewis, géométrie et polarité

### 1/ Représentation de Lewis

#### a/ Doublets non liants d'un atome

Les électrons externes non engagés dans une liaison se regroupent deux par deux en .....  
 ..... localisés autour de l'atome.

#### b/ Représentation de Lewis d'une molécule

La représentation de Lewis ou formule de Lewis fait apparaître l'ensemble des atomes présents dans une molécule ainsi que tous les électrons externes de ces atomes. Tous les doublets liants et non-liants des atomes sont représentés.

Les doublets non-liants sont représentés par des tirets placés à côté des atomes qui les portent.

- Formule de Lewis d'une molécule :

Etapes	1. Retrouver le nombre de de doublets liants et non-liants de chaque atome constituant la molécule.	2. Dessiner les atomes, reliés entre eux de telle sorte que chaque atome forme le bon nombre de doublets liants. Compléter avec les doublets non-liants des atomes qui en possèdent
<b>Exemples</b>		
<b>Ammoniac NH<sub>3</sub></b>	N : 3 doublets liants + 1 doublet non-liant H : 1 doublet liant	
<b>Dioxygène O<sub>2</sub></b>	O : 2 doublets liants + 2 doublets non-liants	
<b>Dioxyde de carbone CO<sub>2</sub></b>	C : 4 doublets liants O : 2 doublets liants + 2 doublets non-liants	

- Formule de Lewis des ions monoatomiques :

Il faut retrouver la structure électronique de l'ion puis regrouper les électrons de valence sous forme de doublets non-liants.

Exemple pour l'anion : O<sup>2-</sup>,

Structure électronique de l'anion : .....

Nombre d'électrons de valence : .....

Nombre de doublets non-liants : .....

Formule de Lewis : .....

.....  
 .....



Exemple pour le cation :  $H^+$ ,

Structure électronique du cation : .....

Nombre d'électrons de valence : .....

Nombre de doublets non-liants : .....

Formule de Lewis : .....

.....



- Formule de Lewis des ions polyatomiques :

Exemple pour le cation : Ion oxonium  $H_3O^+$

Un des doublets non-liants de l'oxygène s'est transformé en doublet liant.  
L'élément oxygène porte donc une charge positive.



Exemple pour le cation : Ion hydroxyde  $HO^-$

Un des doublets liants de l'oxygène s'est transformé en doublet non-liant.  
L'élément oxygène porte donc une charge négative.



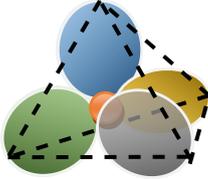
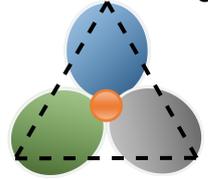
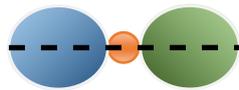
## 2/ Géométrie des entités chimiques

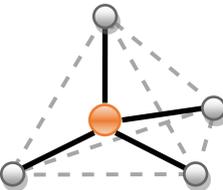
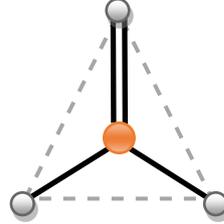
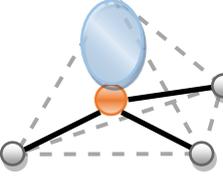
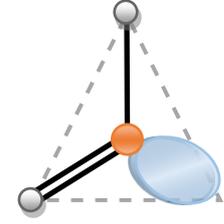
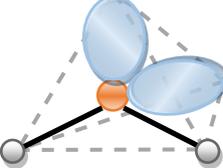
### a/ Répulsion des doublets d'électrons

Les doublets d'électrons (liants et non liants) sont constitués de 2 électrons chargés négativement. Or, on sait que des charges négatives se repoussent, les différents doublets portés par un atome s'orientent autour de l'atome afin .....

### b/ Détermination de la géométrie d'une molécule

Type de molécules :  $AX_mE_n$  ( $A$  : atome central ;  $X$  : atomes liés à  $A$  ;  $E$  : doublets non liants de  $A$ )

<i>Atome central qui réalise</i>	<p><b>4 liaisons simples <math>AX_4</math></b> OU  <b>3 liaisons simples + 1 doublet non liant <math>AX_3E_1</math></b> OU  <b>2 liaisons simples + 2 doublets non liants <math>AX_2E_2</math></b></p>	<p><b>1 liaison double + 2 liaisons simples <math>AX_3</math></b> OU  <b>1 double + 1 liaison simple + 1 doublet non liant <math>AX_2E_1</math></b></p>	<p><math>AX_2</math>  <b>2 liaisons doubles</b> OU  <b>1 liaison simple + 1 liaison triple</b></p>
<i>Position de l'atome central et directions vers lesquelles pointent les doublets (liants et non liants)</i>	<p>Centre d'un tétraèdre</p>  <p>Les doublets pointent vers les sommets du tétraèdre régulier</p>	<p>Centre d'un triangle</p>  <p>Les doublets pointent vers les sommets du triangle</p>	<p>Centre d'un segment</p>  <p>Les doublets pointent vers les extrémités du segment</p>

Géométrie de la molécule	 <p>tétraédrique</p>	 <p>triangulaire plane</p>	 <p>linéaire</p>
	 <p>pyramidale</p>	 <p>coudée</p>	 <p>linéaire</p>
	 <p>coudée</p>		

### 3/ Polarité des entités chimiques

#### a/ Notion d'électronégativité

Dans le tableau périodique :

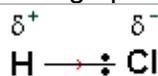
- L'électronégativité des éléments ..... lorsqu'on se déplace de gauche à droite dans une période (ligne).
- L'électronégativité des éléments ..... lorsqu'on se déplace de bas en haut dans une famille (colonne).



#### b/ Polarisation des liaisons

Lorsqu'une liaison covalente implique deux atomes d'électronégativités différentes, .....

L'atome le plus électronégatif d'une liaison polarisée attire les électrons de la liaison, il présente un excès de charge négative, appelé charge partielle, et noté  $\delta^-$ . En conséquence, l'atome le moins électronégatif présente un déficit de charge négative, soit une charge partielle  $+\delta$



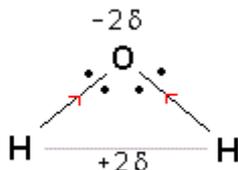
Le doublet d'électron de la liaison est attiré par **le chlore** plus électronégatif que l'hydrogène. La liaison H-Cl est donc **polarisée**.

→ Molécule polaire et apolaire

.....  
 .....  
 .....  
 Lorsque les charges partielles créées par les liaisons polarisées d'une molécule ne s'annulent pas globalement du fait de sa géométrie, cette molécule est dite .....  
 Une molécule qui n'est pas polaire est dite .....

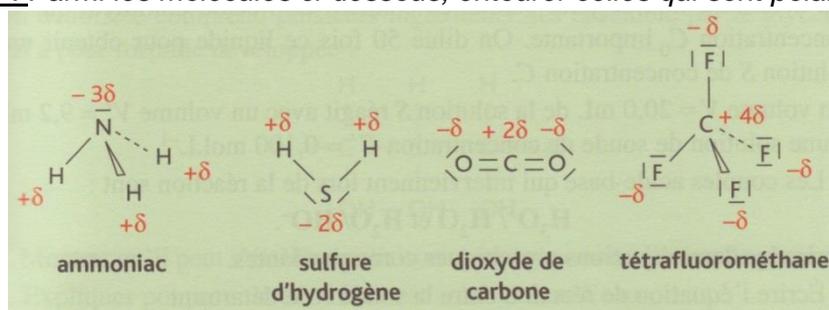
Ex : La molécule d'eau

L'électronégativité de l'oxygène est plus forte que celle de l'hydrogène. Les liaisons O — H de la molécule d'eau sont polarisées. L'atome d'oxygène porte **deux charges partielles négatives (  $-2\delta$  )** et chaque hydrogène porte **une charge partielle positive (  $+\delta$  )**.



La molécule d'eau est donc **polaire**

Exercice d'application : Parmi les molécules ci-dessous, entourer celles qui sont polaires.



### JE DOIS SAVOIR :



- Établir le schéma de Lewis de molécules et d'ions mono ou polyatomiques, à partir du tableau périodique.
- Interpréter la géométrie d'une entité à partir de son schéma de Lewis.
- Déterminer le caractère polaire d'une liaison à partir de la donnée de l'électronégativité des atomes.
- Déterminer le caractère polaire ou apolaire d'une entité moléculaire à partir de sa géométrie et de la polarité de ses liaisons.