



CHAPITRE 4 :
STRUCUTRE DES
ESPECES
CHIMIQUES

pré requis: seconde: atome, élément, ions, formule brute, développée, semi développée, schéma de Lewis

compétences:

- Etablir le schéma de Lewis de quelques molécules simples. (N_2 , O_2 , CO_2 , NH_3 , H_3O^+ ...)
- Mettre en relation la formule de Lewis et la géométrie de quelques molécules simples.
- Déterminer le caractère polaire d'une molécule à partir de sa géométrie et de la polarité de ses liaisons.
- Utiliser des modèles moléculaires ou des logiciels de représentation moléculaire.

I) LES RÈGLES DE STABILITÉ :

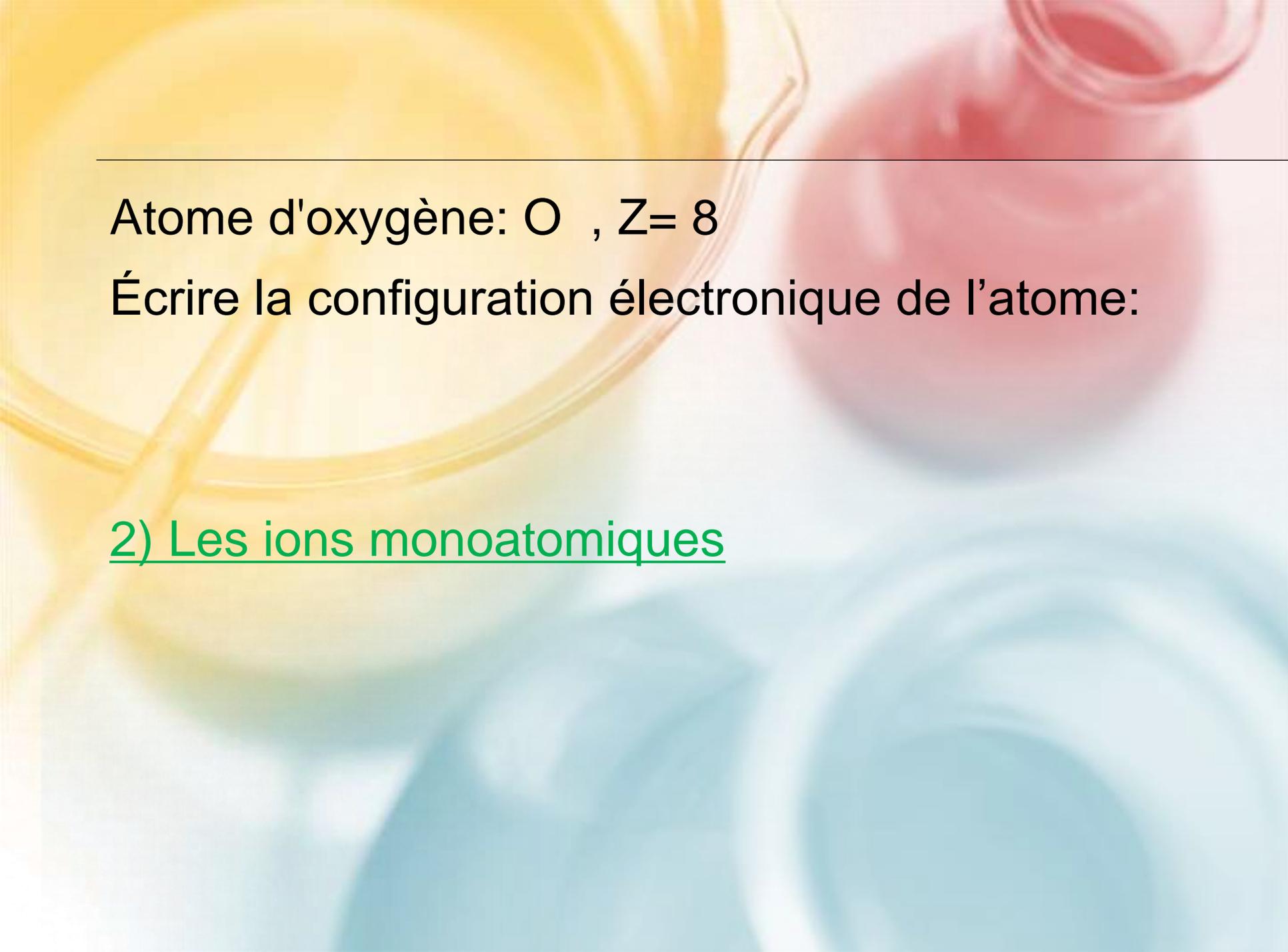
1) Les gaz nobles.

Les gaz rares ou nobles sont chimiquement très stables. Alors que les autres atomes peuvent participer à des réactions chimiques, former des ions, les gaz nobles ou rares, ne sont pas impliqués dans de telles transformations chimiques.

Cette stabilité est liée au fait que leur dernière couche électronique (couche électronique externe) est saturée (pleine).

Une lacune électronique est une couche électronique vide pour un atome ou un ion,

Exemple : la couche électronique externe de l'hélium He contient 2 électrons (couche K soit $1s^2$) qui est saturée à 2 électrons. Les autres gaz rares possèdent 8 électrons sur leur couche électronique externe.



Atome d'oxygène: O , $Z= 8$

Écrire la configuration électronique de l'atome:

2) Les ions monoatomiques

II) SCHEMA DE LEWIS

1) La liaison covalente ou doublet liant

La liaison covalente (ou doublet liant) consiste à la mise en commun par deux atomes d'un électron périphérique chacun pour former un doublet liant (électron de valence),

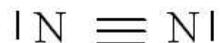
Le nombre de liaisons covalentes qu'établit un atome est généralement égal au nombre d'électrons qui lui manque pour acquérir une structure électronique en *octet* ou *duet*.

Remarques :

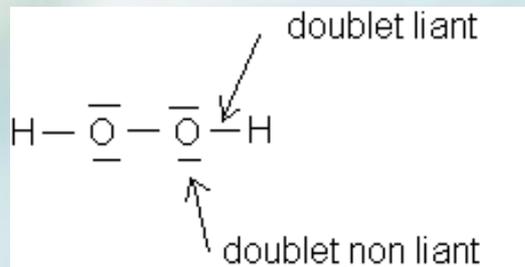
- les électrons mis en commun appartiennent à chacun des deux atomes.
- Les électrons externes ne participant pas à des liaisons se regroupent par paires pour former des doublets non liants.

2) Représentation de LEWIS.

La représentation de LEWIS d'une molécule précise l'enchaînement des atomes et la position des doublets liants et non liants et des lacunes électroniques



Diazote (N₂)



Péroxyde d'hydrogène (H₂O₂).

La formule de Lewis une représentation en 2D.

Dans la représentation de LEWIS d'une molécule :

- (1) Le symbole de l'élément représente le noyau de l'atome et les électrons internes,
- (2) Chaque doublet d'électrons externes est figuré par un tiret (ou par un point . si ils sont célibataires)
- (3) On distingue les doublets liants et les doublets non liants :
 - Un doublet liant ou liaison covalente est représenté par un tiret entre les deux atomes,
 - Un doublet non liant est représenté par un tiret situé autour du symbole d'un atome auquel il appartient.
- (4) Une lacune est représentée par un rectangle vide.
- (5) La charge des ions



ou plus simplement



Doublet liant

Doublet non liant

Remarque:

Il y a différents types de liaisons : des liaisons simples, mise en commun de deux électrons, des liaisons doubles, équivalent à deux liaisons simples, et des liaisons triples, correspondant à trois liaisons simples.

Atome	O	N	C
Nombre de doublets liants	2	3	4
Nombre de doublets non-liants	2	1	0

METHODE

- Ecrire la formule électronique de chaque atome présent dans la molécule
- Déterminer le nombre maximal de liaisons que peut former chaque atome (grâce aux électrons de valence) et les placer
- Déterminer le nombre de doublets non-liants entourant chaque atome et les placer.
- Vérifier que la règle de l'octet (ou du duet) est bien respectée.

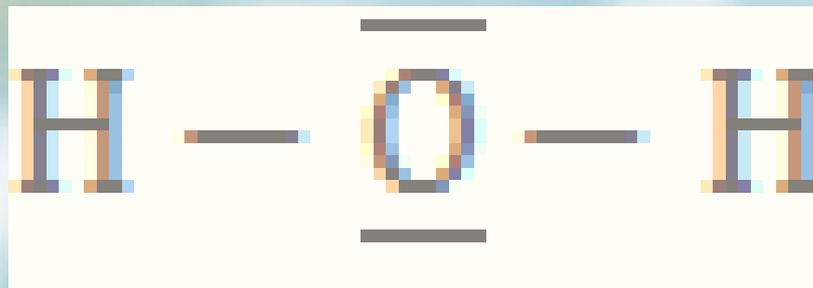
- Ex : Pour la molécule d'eau : H₂O

H : 1s¹ et O : 1s² 2s²2p⁴

H : 2-1=1 doublet liant ; 1-1=0 doublet non-liant

O : 8-6=2 doublets liants

6-2=4 électrons soit 2 doublets non-liants

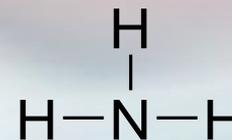


Application : donner la représentation de LEWIS des molécules suivantes : H_2 , O_2 , HCl , NH_3 .

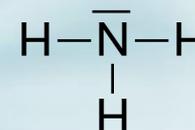
Pour la molécule d'ammoniac : NH_3

H : $1s^1$ et N : $1s^2 2s^1 2p^3$

H : 1 doublet liant e N : 3 doublets liants donc



H : 0 doublet non-liant et N : 1 doublet non-liant donc



EXEMPLES:

H^+ , BH_3 , H_3O^+ , O^{2-} , Cl^-

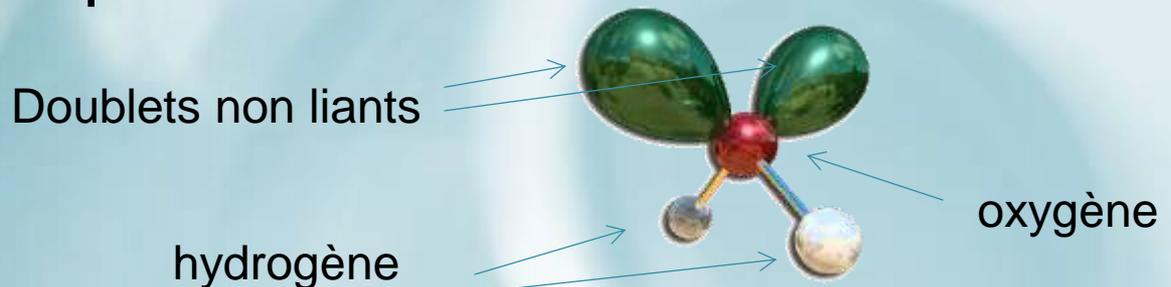
III) GÉOMÉTRIE DE QUELQUES MOLÉCULES

1) Répulsion des doublets d'électrons

Les doublets externes, liants ou non liants, d'un même atome se repoussent et s'éloignent au maximum du fait de la répulsion électrostatique.

Remarque : C'est ce qui détermine la géométrie des molécules.

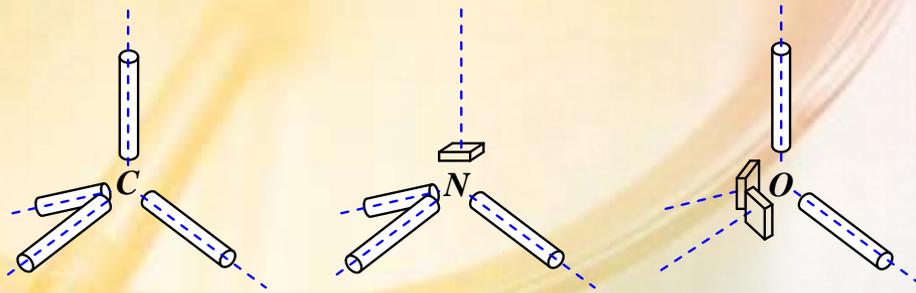
C'est pour cela que la molécule d'eau est coudée (ci-contre) :



2) Géométrie de quelques molécules.

Par rapport à l'atome central, la géométrie est plane linéaire, coudée, plane triangulaire, tétraédrique, pyramidale.

Voir TP



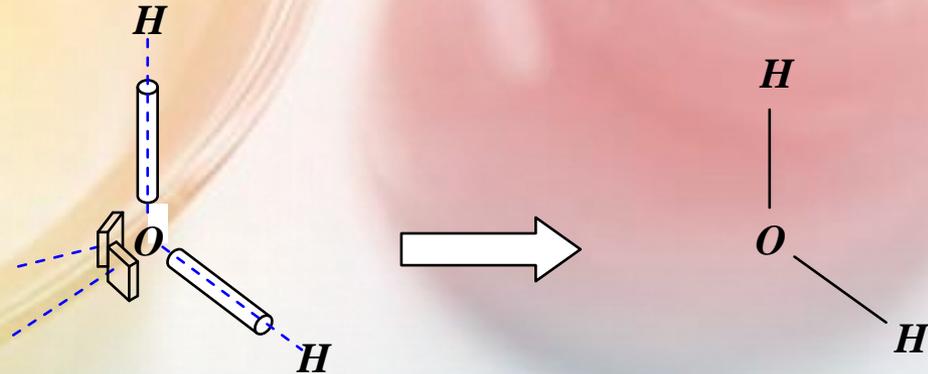
↑ *Figure 6*

Légende :  doublet non liant
 doublet liant

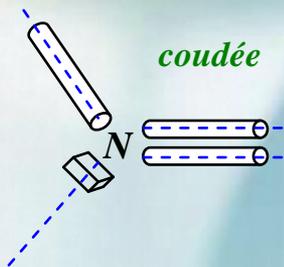
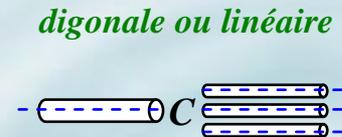
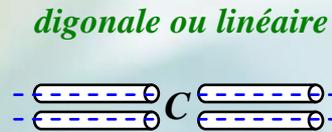
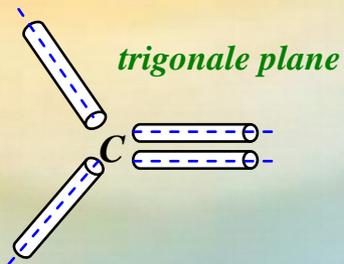
Carbone : structure tétragonale
Azote : structure pyramidale
Oxygène : structure coudée

Exemple :

- La molécule d'eau est coudée :



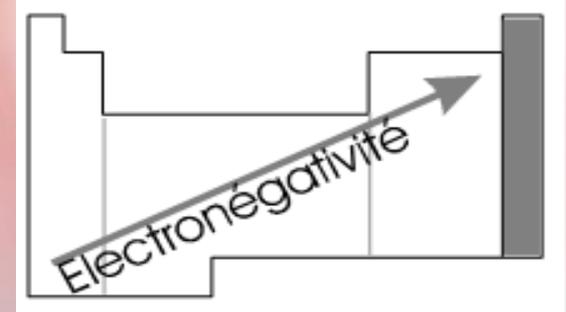
En présence de **liaisons multiples** on aura les structures possibles suivantes :



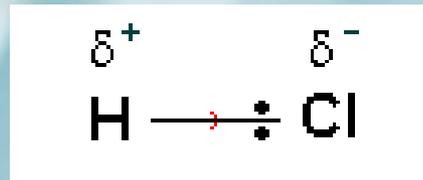
IV) NOTION D'ÉLECTRONÉGATIVITÉ

Activité

Définition: (à dicter)

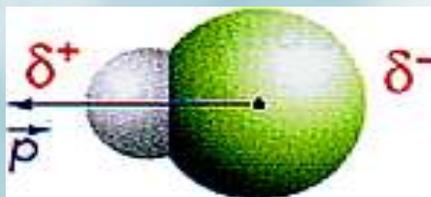


Les électrons engagés dans une liaison covalente peuvent ne pas être partagés de manière identique entre les 2 atomes engagés dans la liaison : un des atomes est « radin » ou « Picsou » et a tendance à « garder » pour lui les électrons. On dit que **la liaison est polarisée**.



Si la différence d'électronégativité est importante, la liaison devient polarisée.

Il se forme un dipôle électrique constitué de 2 charges ponctuelles de charges opposées $+q$ et $-q$ séparées d'une distance d .



V) CARACTÈRE POLAIRE D'UNE MOLÉCULE

- Une molécule diatomique constituée de 2 atomes identiques est apolaire. (ex: H_2 , O_2).
- Pour qu'une molécule soit polaire il faut que :
 - La molécule possède des liaisons polarisées
 - Les barycentres des charges positives G^+ et négatives G^- ne soient pas confondus.

