

Structures et propriétés des molécules et des ions

A) Représentation de Lewis

- Gaz nobles stables → couche externe remplie
- Les autres atomes vont avoir tendance à acquérir la même structure électronique
 - Soit en devenant des ions (perte ou gain d'é)
 - Soit en mettant en commun des é pour former des liaisons (molécules)

1) Représentation de Lewis d'un atome

Atome d'azote N ($Z = 7$)

Str.électronique : $1s^2 2s^2 2p^3$

La représentation de Lewis représente l'atome en 2 parties:

- le symbole représente le noyau + les é internes
- les points ou tirets représentent les é externes

N a ici 5 électrons externes

Trouver le nbre de dnl

Exemple :

N ($Z = 7$) : $1s^2 2s^2 2p^3$

Nombre d'é externes (= é de valence) de la couche externe $n = 2$: $2 + 3 = 5$

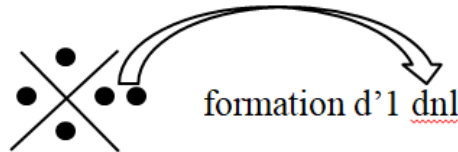
Pour savoir parmi ces 5 électrons, quels vont être ceux qui vont former dnl, on peut admettre la règle suivante :

-si le nombre d'électrons de valence est inférieur à 4, les électrons externes sont célibataires

-si le nombre d'électrons de valence est supérieur à 4, les électrons externes supplémentaires s'ajoutent aux précédents pour former des doublets non liants.

Pour l'atome d'azote : $n(\text{é externes}) = 5 > 4$: le dernier é célibataire va s'ajouter à un autre pour former un dnl.

Moyen mnémotechnique :



Application :

Application : donner la structure de Lewis des atomes ci-dessous :

Atomes	H	Be	C	O	F	Cl
Z	1	4	6	8	9	17
<u>Str.électronique</u>	$1s^1$	$1s^2 2s^2$	$1s^2 2s^2 2p^2$	$1s^2 2s^2 2p^4$	$1s^2 2s^2 2p^5$	$1s^2 2s^2 2p^6$ $3s^2 3p^5$
Couche externe	n = 1	n = 2	n = 2	n = 2	n = 2	n = 3
<u>Nbre é externes</u>	1	2	4	6	7	7
Représentation des é externes						
<u>Nbre de dnl</u>	0	0	0	2	3	3
Rep.de Lewis	H •	Be •				

Représentations de Lewis

$\overset{\cdot}{\text{H}}$							$ \text{He} $
$\overset{\cdot}{\text{Li}}$	$\overset{\cdot}{\text{Be}}$	$\cdot\overset{\cdot}{\text{B}}\cdot$	$\cdot\overset{\cdot}{\text{C}}\cdot$	$ \overset{\cdot}{\text{N}}\cdot$	$ \overset{\cdot}{\text{O}}\cdot$	$ \overset{\cdot}{\text{F}}\cdot$	$ \overset{\cdot}{\text{Ne}} $
$\overset{\cdot}{\text{Na}}$	$\overset{\cdot}{\text{Mg}}$	$\cdot\overset{\cdot}{\text{Al}}\cdot$	$\cdot\overset{\cdot}{\text{Si}}\cdot$	$ \overset{\cdot}{\text{P}}\cdot$	$ \overset{\cdot}{\text{S}}\cdot$	$ \overset{\cdot}{\text{Cl}}\cdot$	$ \overset{\cdot}{\text{Ar}} $
$\overset{\cdot}{\text{K}}$	$\overset{\cdot}{\text{Ca}}$						

Représentation de Lewis

2) Représentation de Lewis d'une molécule

- Assembler les différentes st. de Lewis des atomes



Représentation de Lewis



Application : représenter les schémas de Lewis des molécules : NH_3 , CO_2 , N_2 , CCl_4 , CH_2Cl_2 .

NH_3	CO_2	N_2	CCl_4	CH_2Cl_2
$\begin{array}{c} \text{H} - \overset{\text{---}}{\text{N}} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\langle \text{O} = \text{C} = \text{O} \rangle$	$ \text{N} \equiv \text{N} $	$\begin{array}{c} \text{Cl} \\ \\ \text{Cl} - \text{C} - \text{Cl} \\ \\ \text{Cl} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{Cl} - \text{C} - \text{H} \\ \\ \text{Cl} \end{array}$
H_2	O_2	H_2O	CH_4	HCl
$\text{H} - \text{H}$	$\langle \text{O} = \text{O} \rangle$	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{O} \quad \text{H} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{H} \quad \text{O} \quad \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\text{H} - \overset{\text{---}}{\text{Cl}}$

Lacune électronique

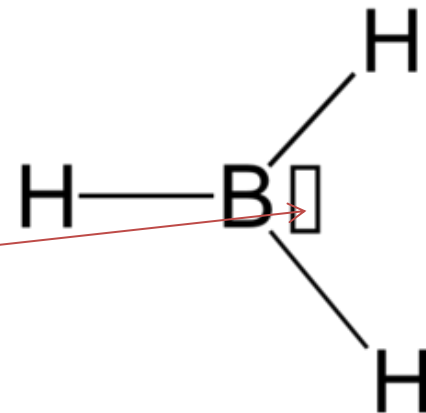
- Molécule de borane BH_3

$\text{B}(Z = 5): 1s^2 2s^2 2p^1 \rightarrow 3 \text{ é externes}$

B ne va pouvoir former que 3 liaisons donc ne va pouvoir s'entourer que de 6 é au lieu de 8

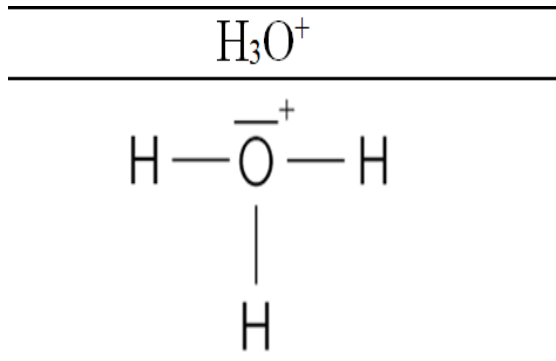
\rightarrow déficit de 2 é

Lacune électronique

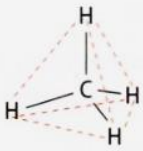
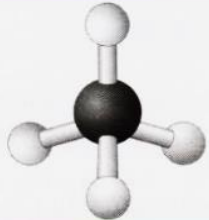
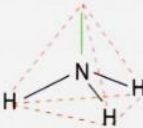

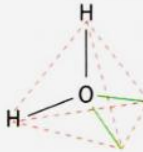
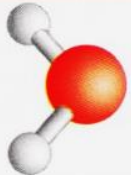
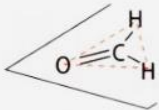
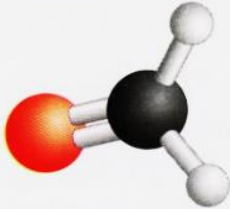


3) Représentation de Lewis d'un ion

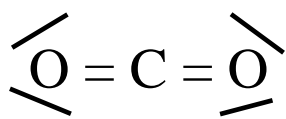
NH_4^+	HO^-
$\left[\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{N}^+ \\ \\ \text{H} \end{array} \right]$	$\text{H}-\text{O}^-$



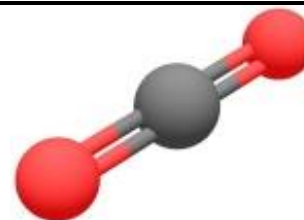
B) Géométrie des entités moléculaires

Molécule	Représentation de Lewis	Doublets de l'atome central	Répartition des doublets dans l'espace	Modèle spatial	Forme de la molécule
méthane CH ₄	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	4 liaisons simples			molécule tétraédrique
ammoniac NH ₃	$\begin{array}{c} \text{H} - \bar{\text{N}} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	3 liaisons simples 1 doublet non liant			molécule pyramidale
eau H ₂ O	$\begin{array}{c} \text{H} - \bar{\text{O}} - \text{H} \end{array}$	2 liaisons simples 2 doublets non liants			molécule plane coudée
méthanal CH ₂ O	$\begin{array}{c} \text{H} - \text{C} = \text{O} \\ \\ \text{H} \end{array}$	1 double liaison 2 liaisons simples			molécule plane triangulaire

Dioxyde
de
carbone
CO₂



2 doubles liaisons



Molécule
linéaire

C) Molécules polaires et apolaires

- **L'électronégativité, notée χ** , est la tendance qu'a un atome à attirer à lui les électrons, quand il est engagé dans une liaison covalente.
- Dans la CP, χ croît lorsque l'on se déplace vers la droite et en montant.

Liaison polarisée:

Une liaison covalente entre deux atomes est **polarisée** si les 2 atomes engagés ont des électronégativités différentes. Ils sont alors porteurs de **charges électriques partielles notées $\delta+$ et $\delta-$**

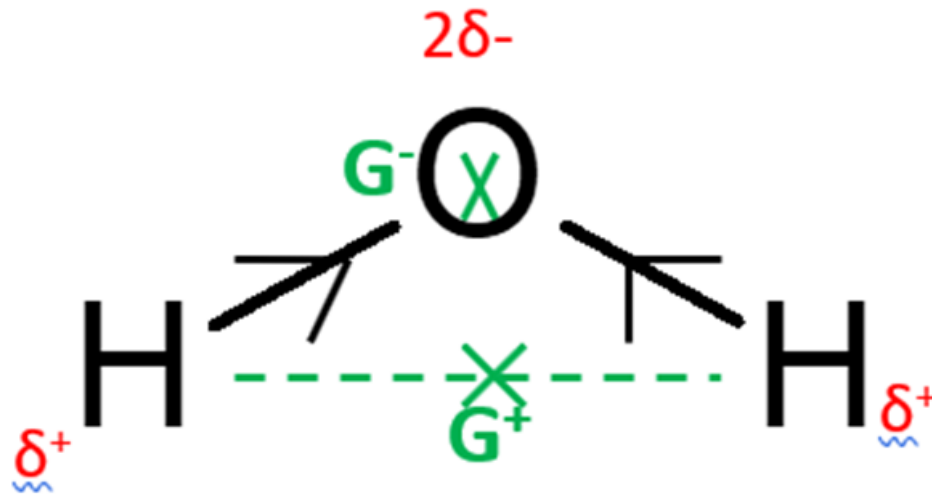
Molécule polaire ou apolaire :

Dans une molécule, les liaisons peuvent être polarisées ou non.

Une molécule sera polaire si :

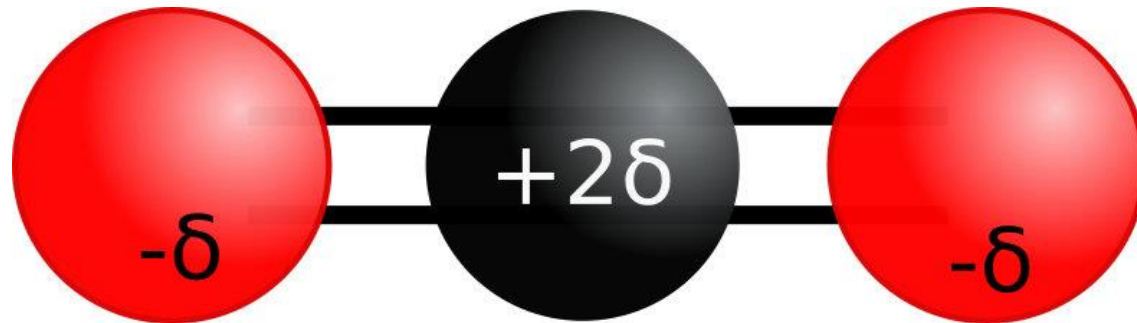
- les centres géométriques + et – ne sont pas superposés.
- Sinon, elle sera dite **apolaire ou non polaire**.

Exemple de la molécule d'eau :


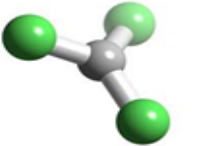


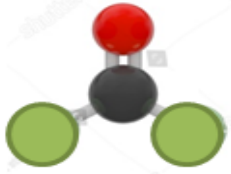

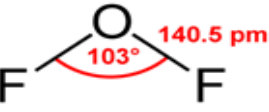


Les liaisons O – H sont polarisées ET les centres géométriques + et – ne sont pas superposés → la molécule est polaire

Exemple de la molécule de CO₂ :



Les liaisons C = O sont polarisées MAIS les centres géométriques + et – sont superposés → la molécule est Apolaire

Molécules	Liaisons polarisées ou non ?	Représentation de la molécule	Type de géométrie	Positions des centres géométriques + et -	Centres géométriques + et - superposés ?	Molécule polaire ou apolaire ?
NH ₃	Oui		Pyramidale	+ au centre du plan formé par les 3 H - sur l'atome N	Non	Polaire
BF ₃ (trifluorure de bore)	Oui		Triangulaire plane	+ sur B - au centre du plan formé par les 3 F	Oui	Apolaire
HF (fluorure d'H)	Oui		Linéaire	+ sur l'atome H - sur l'atome F	Non	Polaire
Dichlore	Non		Linéaire	+ au centre des 2 atomes de Cl - idem	Oui	Apolaire
Fluorure de carbonyle COF ₂	oui		Triangulaire plane	+ sur C - du côté du O car liaison double	Non	Polaire
Tétrafluoro méthane	oui		Tétraédrique	+ sur C - au centre des 4 F ce qui coïncide avec C	Oui	Apolaire
Difluorure d'oxygène	oui		Coudée	+ sur O - entre les F	Non	Polaire