



## Chapitre 6 : Comment expliquer la polarité d'une entité à partir de sa structure ?

### I. Schéma de Lewis d'une molécule, d'un ion mono ou polyatomique.

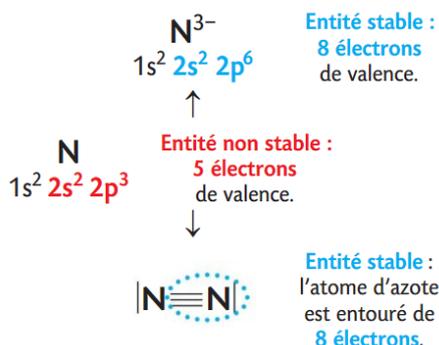
- Établir le schéma de Lewis de molécules et d'ions mono ou polyatomiques, à partir du tableau périodique :  $O_2, H_2, N_2, H_2O, CO_2, NH_3, CH_4, HCl, H^+, H_3O^+, Na^+, NH_4^+, Cl^-, OH^-, O_2^-$ .

#### 1) Stabilité des espèces chimiques.

Les atomes des éléments des trois premières périodes du tableau périodique tendent à obtenir une configuration électronique identique à celle d'un gaz noble. Pour cela, ils peuvent former des ions ou des molécules de telle sorte que leur dernière couche électronique  $n$  (couche de valence) soit saturée à **deux** électrons si  $n = 1$  ou à **huit** électrons si  $1 < n \leq 3$

**Règle de stabilité**  
appelée aussi la règle du **duet** et règle de l'**octet**.

Par exemple pour l'azote :  ${}^{14}_7N$

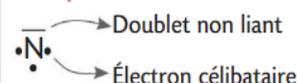


#### 2) Le schéma de Lewis de l'atome.

Le schéma de Lewis d'un atome permet de représenter la structure électronique externe d'un atome. Pour l'établir, chaque atome est « scindé » formellement en deux :

- le noyau et les électrons des couches électroniques internes sont représentés par le symbole de l'élément ;
- les électrons de valence sont représentés par des points (•) s'ils sont célibataires ou par un tiret (–) s'ils forment un doublet.

Exemple : Schéma de Lewis de l'atome d'azote

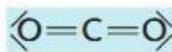
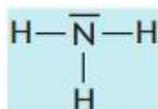
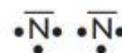
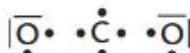
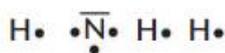


Atome	Modèle de Lewis
${}_1H$	$H \cdot$
${}_6C$	$\cdot \bar{C} \cdot$
${}_7N$	$\cdot \bar{N} \cdot$ ou $\cdot \bar{N} \cdot$
${}_8O$	$\cdot \bar{O} \cdot$ ou $\cdot \bar{O} \cdot$
${}_{17}Cl$	$\cdot \bar{Cl} \cdot$ ou $\cdot \bar{Cl} \cdot$

#### 3) Comment trouver le schéma de Lewis d'une molécule ?

Le schéma d'une molécule se fait en assemblant les schémas de Lewis des atomes, tout en respectant le nombre de liaisons covalentes et le nombre de doublet non-liant.

Exemples



> Ammoniac

> Dioxyde de carbone

> Diazote

## Thème 1 : Constitution et transformations de la matière.

On peut déterminer pour chaque atome de la molécule le nombre de liaisons covalentes et de doublet non-liant.

Prenons l'exemple de l'acide chlorhydrique :

Écrire le nom et la formule brute de la molécule	HCl	
	H	Cl
Écrire la structure électronique de chaque atome	1s1	1s2 2s2 2p6 3s2 3p5
En déduire le nombre d'électrons externes pour chaque atome.	1	7
En déduire le nombre de liaisons nl à réaliser par chaque atome pour satisfaire la règle de l'octet.	2-1 = 1 ( 2 à cause du duet)	8-7 = 1 ( 8 à cause de l'octet)
En déduire le nombre de doublet non-liant n d-l formé par la mise en commun de 2 électrons ne participant pas aux liaisons	$\frac{1-1}{2}=0$ 1 parce qu'il a 1 électrons sur la dernière moins 1 car il met en commun un électron	$\frac{7-1}{2}=3$ 7 parce qu'il a 7 électrons sur la dernière moins 1 car il met en commun un électron
Répartir les liaisons et les doublets non liant. Vérifier que chaque atome satisfait à la règle de l'octet.	H - $\overline{\text{Cl}}$	

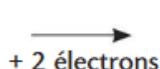
### 4) Schéma de Lewis d'un ion.

L'atome va chercher la stabilité et tenter de satisfaire aux règles de stabilité (règle du duet ou de l'octet).

Pour représenter le schéma de Lewis des ions, la même règle s'applique.

Oxygène O : 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>4</sup>

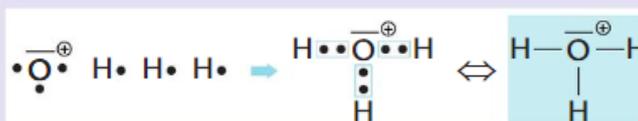
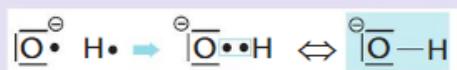
Ion oxyde O<sup>2-</sup> : 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup>



- Le schéma de Lewis d'un ion monoatomique tel que l'ion chlorure Cl<sup>-</sup> est le suivant :

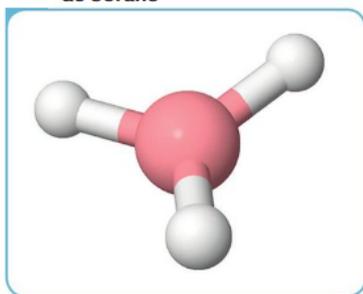


- Pour établir les schémas de Lewis d'ions polyatomiques comme les ions hydroxyde HO<sup>-</sup> oxonium H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> ou ammonium NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, on peut appliquer la méthode suivante :
  - selon la charge de l'ion, on ajoute ou on retire des électrons à l'un des atomes et on indique sa charge
  - on relie les électrons célibataires pour former les liaisons covalentes en respectant les règles de stabilité.



### 5) Lacune électronique.

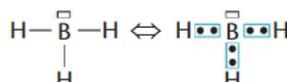
Modèle d'une molécule de borane



Une lacune électronique indique un déficit de deux électrons par rapport aux règles de stabilité. Elle est représentée par une case rectangulaire (⊔) dans le schéma de Lewis.

#### Exemples

- Dans le borane (doc. D), de formule BH<sub>3</sub>, le bore (1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>1</sup>) ne forme que trois liaisons covalentes. Il lui manque un doublet d'électrons pour s'entourer de huit électrons et porte donc une lacune électronique :



- Il en est de même pour l'ion hydrogène H<sup>+</sup>.

## II. Géométrie des entités chimiques.

- Interpréter la géométrie d'une entité à partir de son schéma de Lewis.
- Utiliser des modèles moléculaires ou des logiciels de représentation moléculaire pour visualiser la géométrie d'une entité.

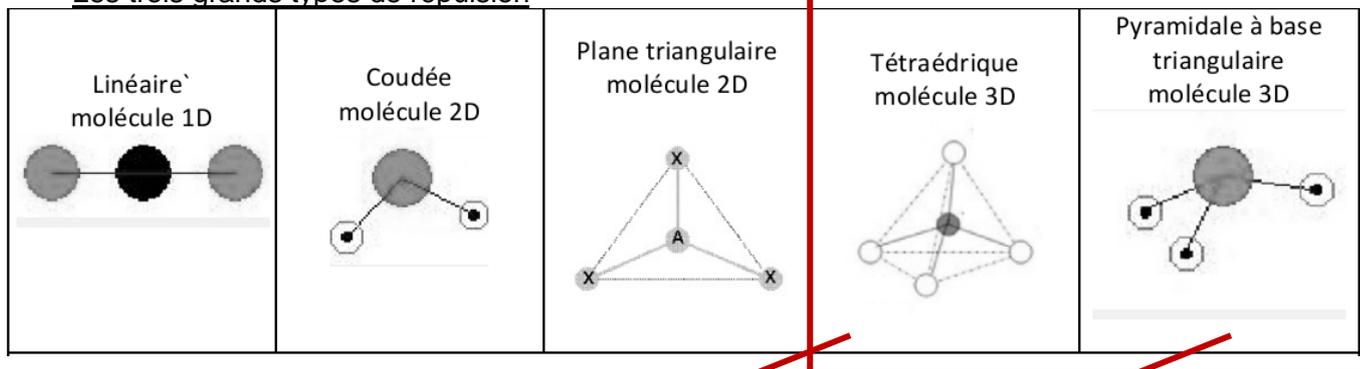
### 1) La géométrie des molécules.

Aucune représentation (Lewis, formule brute, semi-développée, développée) ne permet d'avoir une idée de la disposition spatiale des atomes d'une molécule : une nouvelle représentation est indispensable.

Le noyau de chaque atome engagé dans une molécule est entouré de doublets (liants ou non liants).

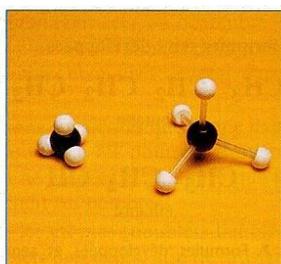
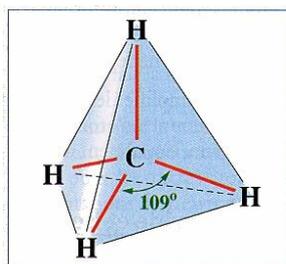
Comme chaque doublet d'électrons est chargé négativement, ils se repoussent mutuellement : la géométrie de la molécule correspond à la disposition spatiale qui éloigne au maximum les doublets deux à deux.

#### Les trois grands types de répulsion



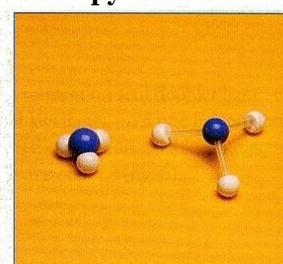
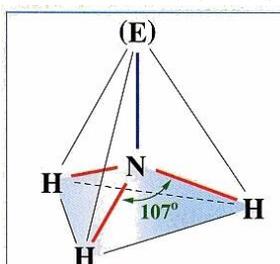
#### Le type AX<sub>4</sub>

Il comporte un atome central A et 4 atomes X liés à l'atome A par 4 liaisons covalentes simples. Les 4 doublets liants se partagent l'espace en parties égales : la molécule a alors une **structure tétraédrique**.



#### Le type AX<sub>3</sub>E

Il comporte un atome central A, 3 atomes X liés à l'atome A par 3 doublets liants (liaisons covalentes simples) et un doublet non liant E appartenant à l'atome A. Les 3 doublets liants et le doublet non liant E se partagent l'espace en parties presque égales : la molécule a alors une **structure pyramidale**.



## III. Électronégativité des atomes et polarité d'une entité moléculaire

- Déterminer le caractère polaire d'une liaison à partir de la donnée de l'électronégativité des atomes.

### 1) Electronégativité des atomes.

L'électronégativité est une grandeur sans unité qui traduit l'aptitude d'un atome A à attirer vers lui le doublet d'électrons qui le lie à un atome B. Elle est notée  $\chi$ .

Un atome A est plus **électronégatif** qu'un atome B si il **attire à lui** les **électrons** de la **liaison covalente A-B**

Échelle de Pauling  
des électronégativités

H 2,2						
Li 1,0	Be 1,6	B 2,0	C 2,6	N 3,0	O 3,4	F 4,0
Na 0,9	Mg 1,3	Al 1,6	Si 1,9	P 2,2	S 2,6	Cl 3,2

## 2) Polarité d'une liaison.

Une liaison est polaire si une liaison covalente relie un atome plus électronégatif qu'un autre. Le doublet est plus proche de l'atome le plus électronégatif.



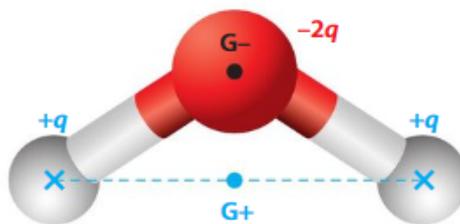
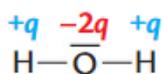
Une liaison covalente entre deux atomes A et B est polarisée si ces deux atomes ont des électronégativités différentes.

## 3) Polarité d'une entité.

- Déterminer le caractère polaire ou apolaire d'une entité moléculaire à partir de sa géométrie et de la polarité de ses liaisons.

- Une molécule est **polaire** si les positions moyennes des charges partielles positives et négatives ne sont pas confondues.
- Une molécule est **apolaire** (non polaire) dans le cas contraire

**Exemple :** La molécule d'eau,  $\text{H}_2\text{O}$ , possède deux liaisons polarisées O-H en raison de la différence d'électronégativité entre l'oxygène ( $\chi = 3,4$ ) et l'hydrogène ( $\chi = 2,2$ ).



La molécule étant coudée, les positions moyennes  $G^+$  et  $G^-$  des charges partielles positives et négatives ne sont pas confondues : la molécule d'eau est polaire.

### Molécule de dioxyde de carbone

> La molécule de dioxyde de carbone  $\text{CO}_2$  possède deux liaisons C=O polarisées mais elle est apolaire car les positions moyennes  $G^+$  et  $G^-$  sont confondues.