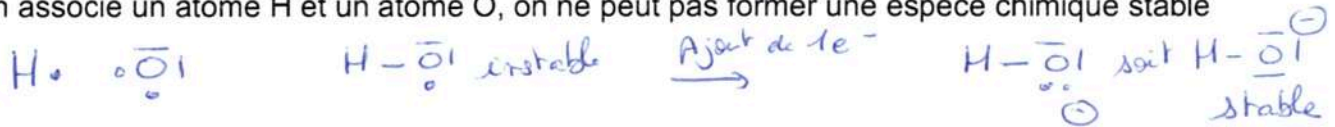


## 2.2. Schéma de Lewis de quelques ions polyatomiques

Au sein des ions polyatomiques, les atomes sont également liés entre eux par des liaisons covalentes. Mais le nombre total d'électrons de l'entité est différent du nombre total de protons des noyaux ce qui en fait une espèce chimique chargée.

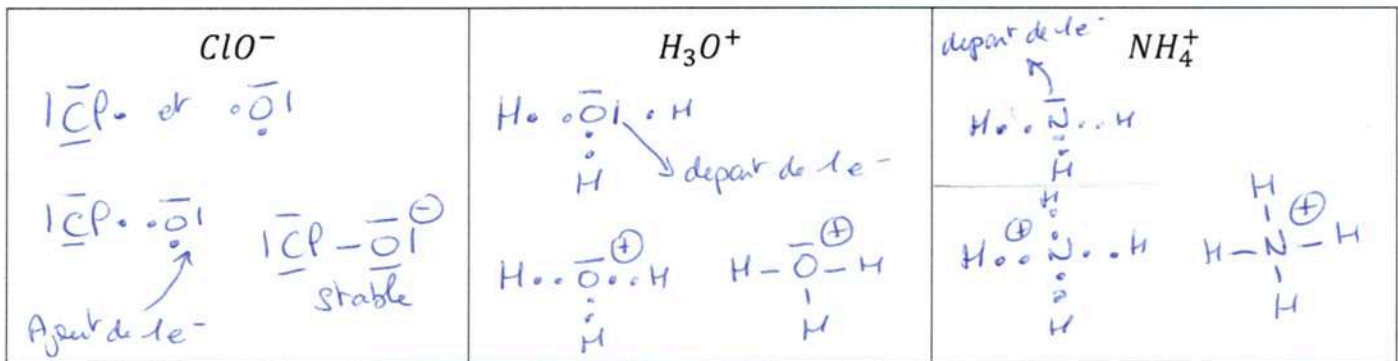
Exemple : l'ion hydroxyde  $\text{HO}^-$

Si on associe un atome H et un atome O, on ne peut pas former une espèce chimique stable



Mais, en ajoutant un électron à l'ensemble, on forme une entité qui respecte les règles de l'octet et du duet :

2.3. **A vous** : Recherchez les schémas de Lewis des ions suivants :



Ex 10 (corrigé), 15 p 92 – 93

## 3. Géométrie des molécules et des ions

### 3.1. Principe général

On appelle géométrie d'une molécule l'organisation spatiale, en 3D, des atomes qui la constituent. Cette géométrie n'est pas due au hasard, elle est liée à son schéma de Lewis.

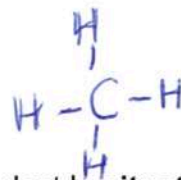
**Règle à retenir** : Autour d'un atome central, les "groupes d'électrons" (c'est-à-dire les liaisons (simples ou multiples) et les doublets non liants) tendent à se placer le plus loin possible les uns des autres.

Document page 86 du manuel :

Nombre de liaisons (simples ou doubles) + nombre de doublets non liants	Répartition des doublets d'électrons autour de l'atome A	Géométrie de la molécule autour de l'atome central A
4		<ul style="list-style-type: none"> <li>• Tétraédrique si A est lié à 4 atomes.</li> <li>• Pyramide à base triangulaire si A est lié à 3 atomes et possède 1 doublet non liant.</li> <li>• Coudée si A est lié à 2 atomes et possède 2 doublets non liants.</li> </ul>
3		<ul style="list-style-type: none"> <li>• Triangulaire si A est lié à 3 atomes.</li> <li>• Coudée si A est lié à 2 atomes et possède 1 doublet non liant.</li> </ul>
2		<ul style="list-style-type: none"> <li>• Linéaire.</li> </ul>

### 3.2. Exemples

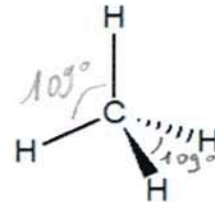
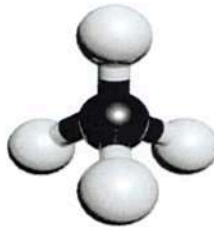
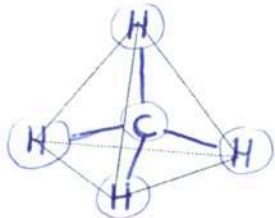
➤ Le méthane  $\text{CH}_4$  Schéma de Lewis :



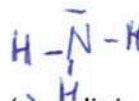
Autour de l'atome C il y a ...4... "groupes d'électrons", c'est la **situation ①** du tableau précédent.

Les groupes d'électrons autour du C pointent dans 4 directions différentes, faisant des angles de  $109^\circ$  les uns avec les autres.

Au bout de chaque groupe d'électrons il y a un H. Ces 4 H forment un tétraèdre, le C est au centre de ce tétraèdre, on dit que le méthane a **une structure tétraédrique**.



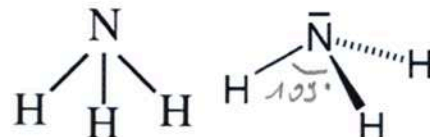
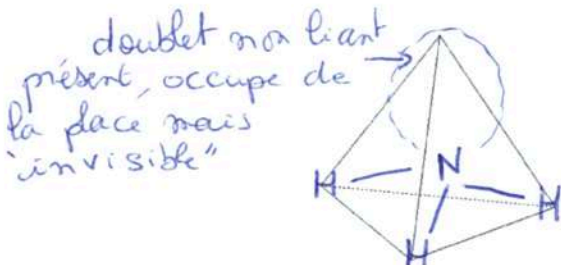
➤ L'ammoniac  $\text{NH}_3$  Schéma de Lewis :



Autour de l'atome N il y a ...4... "groupes d'électrons" (3... liaisons et ...1... doublet non liant), c'est toujours la **situation ①** du tableau précédent.

Les groupes d'électrons autour de N pointent dans 4 directions différentes, faisant des angles de  $109^\circ$  les uns avec les autres.

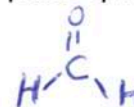
Un de ces doublets d'électrons est non liant, il n'aboutit pas à un atome. Or ce sont les atomes qu'on détecte lors de l'observation des molécules. Les doublets d'électrons non liants sont "invisibles" bien que présents, ils occupent de la place sans être détectés.



La géométrie autour de N est tétraédrique, mais **la géométrie de la molécule  $\text{NH}_3$  est pyramidale** car les atomes (N et les 3H forment une pyramide à base triangle)

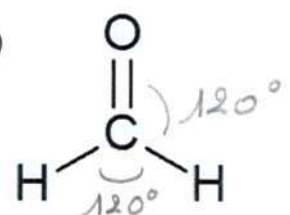
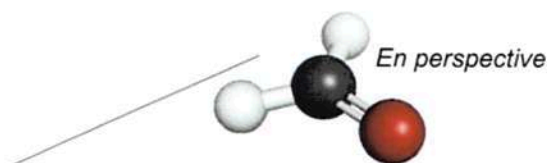
Remarque : en réalité, les doublets non liants prennent un peu plus de place que les liants, les angles entre les liaisons N – H font  $107^\circ$

➤ Le méthanal  $\text{COH}_2$  Schéma de Lewis de  $\text{COH}_2$  :



La molécule comporte le même nombre d'atomes que la précédente mais a une géométrie différente. Autour de C il y a ...3... "groupes d'électrons" (...3... liaisons et ...0... doublets non liants). On est dans la situation ② du tableau.

La répulsion de ces 3 groupes d'électrons les place à  $120^\circ$  les uns des autres, dans le même plan. On dessine la molécule en perspective ou de face, dans le plan de la feuille



La géométrie de cette molécule s'appelle **triangulaire plane ou trigonale**



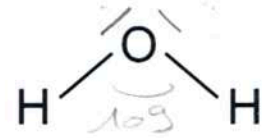
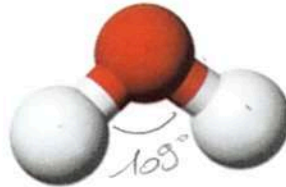
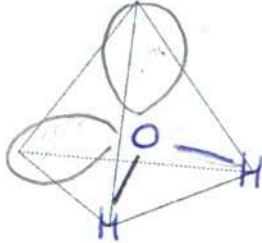
➤ L'eau H<sub>2</sub>O Schéma de Lewis :



Autour de l'atome O il y a 4 "groupes d'électrons" (2 liaisons et 2 doublets non liants), c'est la **situation** 1 du tableau précédent.

Les groupes d'électrons autour de O pointent dans 4 directions différentes, faisant en théorie des angles de 109° les uns avec les autres.

Cette fois-ci 2 doublets non liants sont "invisibles" mais présents.



La molécule d'eau est une molécule coudée (angles proches de 109° ; 104,5° en réalité)

➤ Le dioxyde de carbone CO<sub>2</sub>

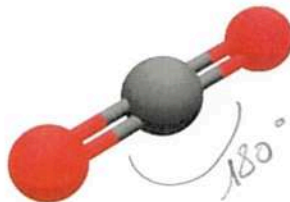
Schéma de Lewis :



La molécule comporte le même nombre d'atomes que la précédente mais a une géométrie différente.

Autour de l'atome C il y a 2 "groupes d'électrons" (2 liaisons et 0 doublets non liants), c'est la **situation** 3 du tableau précédent.

Les 2 groupes d'électrons autour de C se repoussent et pointent dans 2 directions diamétralement opposées, faisant des angles de 180°.



Le dioxyde de carbone CO<sub>2</sub> est une **molécule linéaire**

Ex 17, 19, 25 et 28 p 93 à 95

## 4. Polarité des molécules et des ions

### 4.1. Polarisation d'une liaison covalente

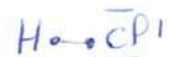
On a vu qu'une liaison covalente est la mise en commun de deux électrons, qui sont en mouvement entre les deux atomes liés. Mais la répartition de ces électrons est-elle toujours symétrique ?

Exemples de répartition des électrons du doublet liant pour deux molécules différentes

Molécule H<sub>2</sub> : H - H



Molécule HCl : H - Cl

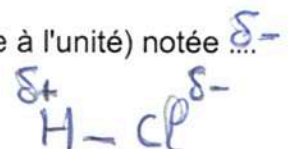


Dans la deuxième molécule les électrons sont préférentiellement positionnés vers l'atome de chlore. On dit que le chlore est plus **ÉLECTRONÉGATIF** que l'hydrogène.

Dans la molécule H-Cl, l'atome de chlore possède un léger excès d'électrons et l'atome d'hydrogène un léger déficit d'électrons.

Dans la molécule H-Cl, le chlore possède une petite charge négative (inférieure à l'unité) notée  $\delta^-$  et l'hydrogène possède une petite charge positive notée  $\delta^+$ .

La molécule reste globalement neutre mais la liaison covalente est **polarisée**.



## Échelle d'électronégativité de Pauling.

Pour chiffrer l'aptitude à attirer les électrons, on a établi une échelle d'électronégativité en attribuant à chaque atome une valeur d'électronégativité notée  $\chi$  allant de 0 à 4.

$\chi = 4$  indique une grande électronégativité c'est-à-dire une grande aptitude à attirer les électrons de la liaison covalente.

## E Échelle de Pauling des électronégativités

Doc p 87

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

- Comment évolue l'électronégativité le long d'une période (= ligne) de la classification périodique ?

*elle augmente de gauche à droite : elle augmente le long de la période*

- Comment évolue l'électronégativité le long d'une famille (= colonne) de la classification périodique ?

*elle diminue quand on descend dans une colonne (ou elle augmente quand on monte !)*

## Polarisation des liaisons

Une liaison est polarisée si les atomes qui la constituent ont des électronégativités différentes. Toutefois, si l'écart est faible ( $\leq 0,4$ ) la polarisation de la liaison est négligeable.

On représente la polarisation d'une liaison en indiquant la position des charges partielles positives et négatives.

Application : Indiquer la polarisation des liaisons suivantes :

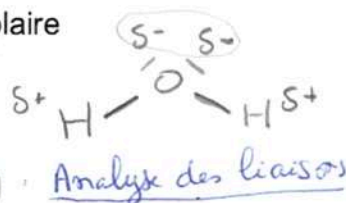
$\delta^- \quad \delta^+$ $O-H$ $\chi_O = 3,4$ $\chi_H = 2,2$ $\Delta\chi > 0,4$ O attire + les électrons $\Rightarrow \delta^-$	$\delta^+ \quad \delta^-$ $C=O$ $\chi_C = 2,6$ $\chi_O = 3,4$ $\Delta\chi > 0,4$ polarisée O est $\delta^-$	$C-H$ $\chi_C = 2,6$ $\chi_H = 2,2$ $\Delta\chi = 0,4$ liaison NON POLARISÉE	$\delta^+ \quad \delta^-$ $C-Cl$ $\chi_{Cl} = 3,2$ $\chi_C = 2,6$ $\Delta\chi > 0,4$ polarisée Cl est $\delta^-$	$\delta^- \quad \delta^+$ $N-H$ $\chi_N = 3,0$ $\chi_H = 2,2$ $\Delta\chi = 0,8$ polarisée N est $\delta^-$
---	---	---	--	---

## 4.2. Polarité des molécules

Posséder des liaisons polarisées n'implique pas forcément une polarité de la molécule.

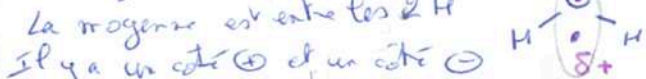
Étudier la polarité des liaisons de ces deux molécules et proposer des hypothèses permettant d'expliquer que la molécule d'eau est polaire alors que la molécule de dioxyde de carbone est apolaire.

Eau :  $H_2O$  molécule polaire



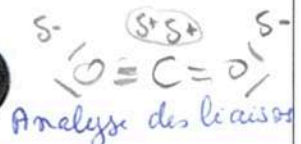
Répartition spatiale

Molécule courbée : la charge  $\ominus$  est sur O  
 la charge  $\oplus$  est du côté des H.  
 La moyenne est entre les 2 H



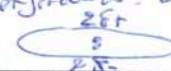
la molécule est polaire

Dioxyde de carbone :  $CO_2$  molécule apolaire



Répartition spatiale : molécule linéaire

La charge  $\oplus$  est localisée sur C  
 la moyenne des charges  $\ominus$  est au milieu des 2 O c'est à dire sur C aussi  
 les 2 positions sont confondues. La molécule est apolaire





À retenir : **Une molécule est polaire si** (2 conditions)

- elle a des liaisons polarisées
- Et si les positions moyennes (barycentre) des charges  $\oplus$  et des charges  $\ominus$  ne sont pas confondues  
 $\Rightarrow \Delta \neq 0$  à la géométrie des molécules

**Application :** Pour les molécules suivantes indiquer s'il s'agit de molécules polaires ou apolaires

L'ammoniac :  $\text{NH}_3$

3 $\delta^-$  moyenne géométrique des charges  $\oplus$   
 $\delta^+$   $\delta^+$   $\delta^+$   
 \* Les liaisons N-H sont polarisées  
 \* La position moyenne de la charge  $\ominus$  est sur N  
 \* La position moyenne de la charge  $\oplus$  est au milieu du triangle des H soit en-dessous de N  $\rightarrow$  les charges ne sont pas confondues

Le méthane  $\text{CH}_4$

Aucune liaison n'est polarisée  $\rightarrow$  la molécule est **APOLAIRE**

$\text{BF}_3$

\* chaque liaison BF est polarisée ( $\Delta x > 0,4$ )  
 \* Mais la position moyenne de la charge  $\oplus$  est confondue avec la position moyenne de la charge  $\ominus$ . Les deux sont sur B  
 $\Rightarrow \text{BF}_3$  est **APOLAIRE**

L'éthanol  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$

Les liaisons C-C et C-H sont non polarisées on ne s'intéresse qu'à O  
 Autour de O : géométrie courbée (comme  $\text{H}_2\text{O}$ )  
 $\delta^+$   $\delta^-$   $\delta^+$  \* les 2 liaisons sont polarisées  
 \* La moyenne  $\ominus$  est sur O la moyenne  $\oplus$  est entre C et H  $\rightarrow$  non confondue avec  
 molécule **POLAIRE** Ex 21, 29 et 31 p 93 à 96  
 au niveau du groupe hydroxyle

**Remarque importante :** la polarité d'une molécule joue un grand rôle dans ses propriétés physiques, notamment dans la solubilité ou la miscibilité :

Des molécules de polarités équivalentes interfèrent bien entre elles et se mélangent facilement alors que des molécules de polarités éloignées ne se mélangent pas.

Conséquence : l'eau polaire dissout très bien les espèces chargées (solides ioniques) et les espèces polaires (eau-éthanol miscibles en toutes proportions) mais ne dissout pas les espèces apolaires (les hydrocarbures apolaires ne se mélangent pas à l'eau)