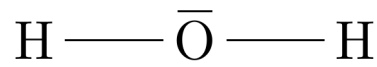


## Chapitre II : De la structure à la polarité d'une entité

### I - Schéma de Lewis

#### 1- Électrons de valence

- a) Sur le schéma de Lewis d'une molécule figurent tous les doublets d'électrons de valence, liants et non liants, d'une entité chimique. Exemple : schéma de Lewis de la molécule d'eau ( $H_2O$ )



Vocabulaire :

- un **doublet liant** est aussi appelé **liaison covalente** ;
  - un doublet non liant est un doublet d'électrons non engagés dans une liaison.
- a) Sur le schéma de Lewis d'un atome ou d'un ion monoatomique figurent les électrons de valence qui sont représentés par des points (•) s'ils sont célibataires ou par un tiret (—) dans le cas des doublets non liants.

Nom, symbole	n° atomique <b>Z</b>	Structure électronique	Structure du gaz noble	(•)	(—)
carbone <b>C</b>	$Z=6$	$1s^2 2s^2 2p^2$	$1s^2 2s^2 2p^6$	4	0
azote <b>N</b>	$Z=7$	$1s^2 2s^2 2p^3$	$1s^2 2s^2 2p^6$	3	1
oxygène <b>O</b>	$Z=8$	$1s^2 2s^2 2p^4$	$1s^2 2s^2 2p^6$	2	2
hydrogène <b>H</b>	$Z=1$	$1s^1$	$1s^2$	1	0

Pour des raisons de stabilité, les atomes tendent à acquérir une configurations électronique identique à celle d'un gaz noble.

Comment ?

- soit en formant des molécules
- soit en formant des ions

#### 2- Schéma de Lewis d'une molécules

Le schéma de Lewis d'une molécule s'établit en assemblant les schémas de Lewis des atomes.

Exemples :  $\cdot\dot{C}\cdot$   $\cdot\overline{\overline{N}}\cdot$   $\cdot\overline{\overline{O}}|$   $\dot{H}$

Donner la représentation de Lewis des molécules suivantes.

- méthane ( $CH_4$ )
- dihydrogène ( $H_2$ )
- dioxygène ( $O_2$ )
- diazote ( $N_2$ )
- dioxyde de carbone ( $CO_2$ )

#### 3- Schéma de Lewis d'un ion

a) Un ion monoatomique est formé à partir d'un atome.

**Exemples :**

- ion chlorure  $\text{Cl}^-$  :  $|\underline{\text{Cl}}|^\ominus$
- ion oxyde  $\text{O}^{2-}$  :  $|\underline{\text{O}}|^{2\ominus}$

a) Un ion polyatomique est formé à partir d'un groupe d'atomes.

**Exemples :**

- ion oxonium ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) :  $\begin{array}{c} \text{H} - \text{O}^+ - \text{H} \\ | \\ \text{H} \end{array}$
- ion hydroxyde ( $\text{HO}^-$ ) :  $\text{H} - \text{O}^-$

#### 4- Lacune électronique

Une lacune électronique correspond à l'absence d'un doublet d'électrons.

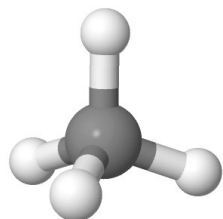
**Exemples :**

- molécule de borane ( $\text{BH}_3$ ) :  $\begin{array}{c} \text{H} - \text{B} - \text{H} \\ | \\ \text{H} \end{array}$
- ion hydrogène ( $\text{H}^+$ ) :  $|\text{H}|^+$

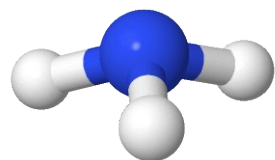
## II- Géométrie (3D) des entités

Les doublets d'électrons, liants ou non, **se repoussent**.

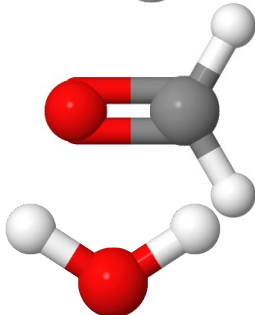
La géométrie de la molécule découle de la règle précédente.



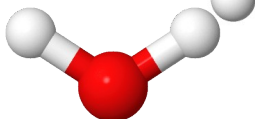
- tétraédrique** (exemple : molécule de méthane  $\text{CH}_4$ ) si les doublets de l'atome central sont tous liants sans double liaison) renvoie à un assemblage de cinq atomes : l'atome central est placé au centre d'un tétraèdre et relié à quatre atomes se situant à chaque sommet ;



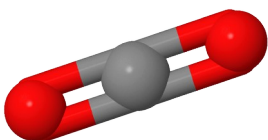
- pyramidal** (exemple : molécule d'ammoniac  $\text{NH}_3$ ) à base triangulaire si un des doublets n'est pas liant ; pas de double liaison) renvoie à un assemblage de 4 atomes : l'atome central est placé au sommet d'une pyramide et relié à trois atomes se situant aux trois autres sommets.



- triangulaire plane** ou trigonal (exemple : molécule de méthanal  $\text{CH}_2\text{O}$ ) si les doublets sont tous liants avec présence d'une double liaison. Renvoie à un assemblage de 4 atomes : l'atome central est placé au centre d'un triangle et relié à trois atomes se situant aux trois sommets du triangle.



- plane coudée** (exemple : molécule d'eau  $\text{H}_2\text{O}$ ) si deux doublets sont non liants ; pas de double liaison. Renvoie à un assemblage de 3 atomes.



- linéaire** (exemple : molécule de dioxyde de carbone  $\text{CO}_2$ ) si les doublets tous liants constituent deux doubles liaisons ou alors s'ils constituent une liaison triple et une liaison simple. Renvoie à un assemblage de 3 atomes ou alors (3 doublets non liants) renvoie à un assemblage de 2 atomes.

- Si la molécule est plus complexe, on ne donne pas la géométrie de la molécule mais celles des atomes présents dans la molécule (ex 17, 23).

### III- Molécule polaire ou apolaire ?

#### 1- Choix d'un solvant

Comme nous le verrons, la polarité des molécules est une notion essentielle notamment quand il s'agit de choisir le bon solvant.

#### 2- Électronégativité

L'électronégativité  $\chi$  (se lit chi ou khi) est une grandeur sans unité qui traduit la tendance d'un atome à attirer à lui les électrons.

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
K 0,8			Ge 2,0	As 2,2	Se 2,6	Br 3,0
Rb 0,8					Te 2,1	I 2,7

#### 3- Polarisation d'une liaison

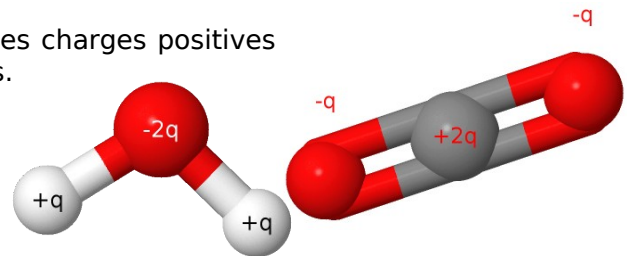
Liaison covalente **apolaire** : On considère qu'une liaison covalente entre deux atomes n'est pas polarisée si la différence d'électronégativité entre les deux atomes est faible ( $\Delta\chi \leq 0,4$ ).

Liaison covalente polaire ou **polarisée** : Si la différence d'électronégativité est plus importante ( $0,4 < \Delta\chi < 1,7$  à 2), le doublet est significativement délocalisé vers l'atome le plus électronégatif.

Si la différence d'électronégativité est encore plus grande, le doublet d'électrons est entièrement capté par l'atome le plus électronégatif. La liaison est **ionique** et non plus covalente.

#### 4- Polarité d'une molécule

- Une molécule est **apolaire** si le barycentre des charges positives est confondu avec celui des charges négatives.
- Si ce n'est pas le cas la molécule est **polaire**.



### Exercices

Correspond au chap 5 p. 79 du livre

- s'auto évaluer : QCM + exo 1, 2, 3, 4, 6, 8, 10, 12, 14, 16, 18, 20, 27, 30, 35, 36, 37 p 89 à 96
- Lewis : 5, 7, 9, 11, 13, 15 p 92 à 96
- Géométrie : 17, 19 p 92, 93
- Polarité : 21, 23, 25, 29 p 93 à 95.