

Objectif

→ Établir le schéma de Lewis de molécules et d'ions mono ou polyatomiques, à partir du tableau périodique.

→ Interpréter la géométrie d'une entité à partir de son schéma de Lewis.

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

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

1.0. Structure électronique des atomes (Rappels de 2^{nde})

• L'atome est constitué d'un noyau autour duquel les électrons sont répartis en couches et en sous couches, nommées $1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p$.

La sous couche s contient au maximum 2 électrons. La sous couche p contient au maximum 6 électrons.

• La dernière couche, s'appelle la couche de valence alors que les couches qui précèdent sont les couches internes. Les électrons de la dernière couche sont les électrons de valence.

1.1. Respect de la règle de l'octet (et du duet)

• Lorsqu'il est engagé dans une molécule ou un ion, les électrons de valence de l'atome sont regroupés par doublets.

• Un atome suit la règle de l'octet s'il cherche à s'entourer de huit électrons de valence pour atteindre la configuration électronique du gaz noble qui le suit dans la classification périodique.

• Pour l'atome d'hydrogène, on parle de la règle du duet.

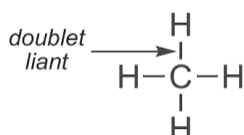
	1	2	13	14	15	16	17	18	
	s		p						
1	1 H							2 He	
2	3 Li	4 Be	5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	
3	11 Na	12 Mg	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	
4	19 K	20 Ca							

Annotations :
 - Un doublet orange encadre les éléments de la première période (H et He) avec l'annotation "doivent respecter la règle de l'octet".
 - Un doublet orange encadre les éléments de la deuxième période (Li à Ne) avec l'annotation "doit respecter la règle du duet".
 - Un doublet orange encadre les éléments de la troisième période (Na à Ar) avec l'annotation "peinent à respecter la règle de l'octet → lacunes électroniques".

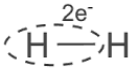
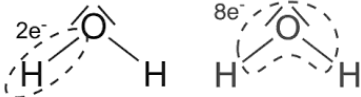
1.2. Représentation de Lewis des molécules

• Dans la représentation de Lewis, chaque atome (sauf l'hydrogène) d'une molécule est entouré de quatre doublets, liant ou non liant. La règle de l'octet est ainsi respectée puisque huit électrons correspondent à quatre doublets.

Méthane
CH₄

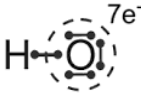
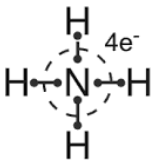


• L'atome de carbone est entouré de quatre doublets liants soit huit électrons (= 1 octet d'e⁻) de valence.

Dihydrogène H_2		<ul style="list-style-type: none"> L'atome d'hydrogène est « entouré » d'un doublet liant soit deux électrons (= 1 duet d'e⁻) de valence.
Eau H_2O		<ul style="list-style-type: none"> L'atome d'oxygène est entouré de 2 doublets liants et 2 doublets non liants, soit de quatre doublets.

1.3. Représentation de Lewis d'ions polyatomiques – Charge formelle

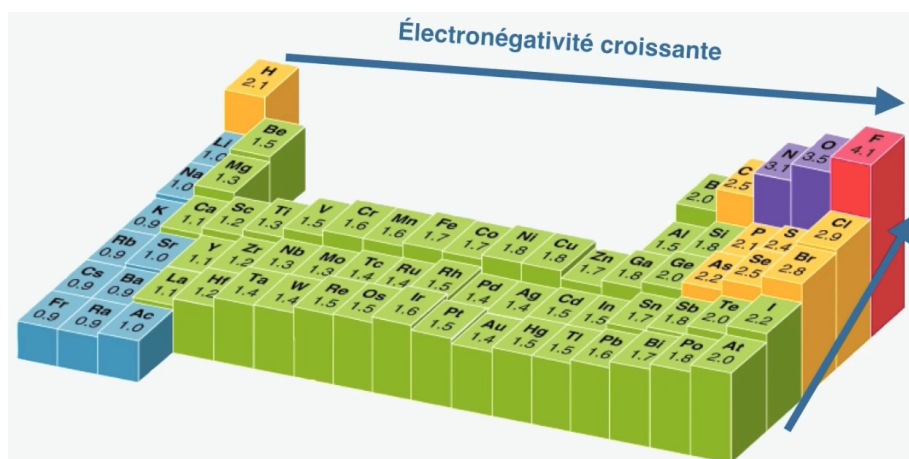
• Un atome, même s'il respecte la règle de l'octet, peut porter un électron supplémentaire, ou avoir un électron manquant, par rapport à sa valence naturelle. On lui attribue alors une charge formelle.

Ion hydroxyde HO^-		$H-\underline{\underline{O}}\overset{\ominus}{ }$	<ul style="list-style-type: none"> L'atome d'oxygène est entouré de quatre doublets : la règle de l'octet est respectée. L'atome d'oxygène porte 7 e⁻ alors que sa valence est de 6 → charge ⊖
Ion ammonium NH_4^+		$H-\overset{\oplus}{N}-H$	<ul style="list-style-type: none"> L'atome d'azote est entouré de quatre doublets : la règle de l'octet est respectée. L'atome d'azote porte 4 e⁻ alors que sa valence est de 5 → charge ⊕

1.4. Établir une formule de Lewis

- Déterminer le nombre total d'électrons de valence de la molécule, en sommant le nombre d'électrons de valence de chaque atome.
- Ajouter (cations) ou retirer (anions) une éventuelle charge globale.
- En déduire le nombre de doublets d'électrons du schéma de Lewis de la molécule : il y a moitié moins de doublets que d'électrons de valence.
- Écrire le squelette de la molécule en reliant les atomes par des liaisons simples.
- Compléter enfin en s'assurant du respect des règles du duet et de l'octet.

2.1. Électronégativité

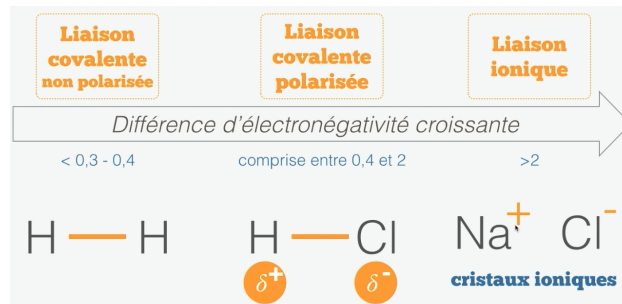


• Linus Pauling a établi la définition de l'électronégativité comme étant la mesure de la capacité d'un atome à attirer vers lui les électrons d'une liaison covalente. Il a bâti une échelle relative d'électronégativité pour chaque atome des éléments de la classification périodique.

• Le carbone et l'hydrogène ont quasiment la même électronégativité. Le chlore, l'oxygène et l'azote sont plus électronégatifs que le carbone.

2.2. Liaison covalente polarisée

Connaissant les différences d'électronégativité entre chaque atome d'une liaison, on peut alors prévoir les charges partielles qui apparaissent, et donc la polarisation des liaisons d'une molécule.

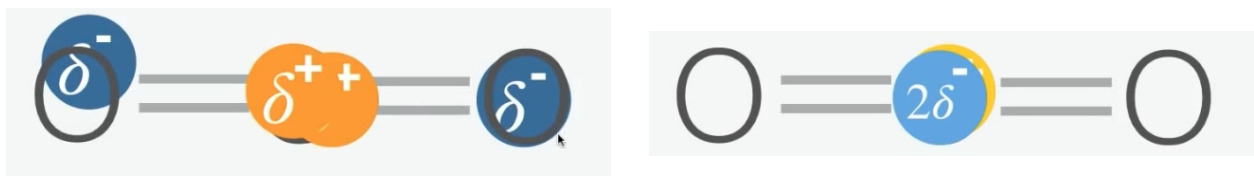


3. Géométrie des molécules possédant un atome central

Nom	Méthane	Ammoniac	Eau	Méthanal	Dioxyde de carbone
Formule	CH_4	NH_3	H_2O	CH_2O	CO_2
Schéma de Lewis	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H}-\text{N}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\text{H}-\text{O}-\text{H}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \end{array}$	$\text{O}=\text{C}=\text{O}$
Modèle					
Géométrie	Tétraédrique	Pyramidale à base triangulaire	Coudée	Triangulaire	Linéaire

4. Polarité globale d'une molécule

- Les différences d'électronégativité et la géométrie de la molécule expliquent son moment dipolaire. La polarité d'une molécule correspond à la superposition des polarisations des liaisons covalentes de celle-ci.
- Exemple du dioxyde de carbone : si le barycentre des charges partielles positives et le barycentre des charges partielles négatives se superposent, les polarisations des liaisons se compensent.



→ La molécule est apolaire.

- Exemple de l'eau : si les barycentres des charges partielles positives et négatives ne se superposent pas, les polarisations des liaisons s'ajoutent



→ La molécule est polaire.