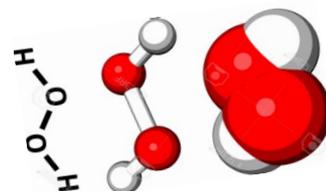


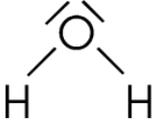
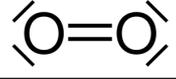
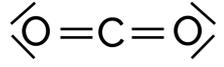
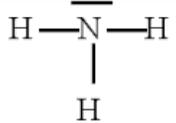
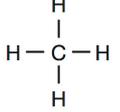
Correction TP 12 : La structure des molécules



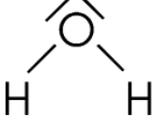
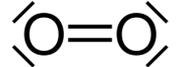
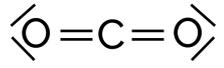
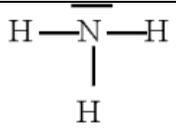
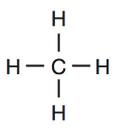
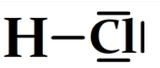
I- Schéma de Lewis des atomes isolés

Élément	Z	Structure électronique	Règle du duet ou de l'octet	Nombre d'électron sur la couche de valence	Nombre de liaison à former	Nombre de doublet non liant	Modèle de Lewis	Couleur de la sphère dans le modèle moléculaire
Cl	17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	Octet	7	$8 - 7 = 1$	$7 - 1 = 6$ $6/2 = 3$	$\cdot \text{Cl} $	Vert
H	1	$1s^1$	Duet	1	$2 - 1 = 1$	$1 - 1 = 0$	$\cdot \text{H} \cdot$	Blanc
C	6	$1s^2 2s^2 2p^2$	Octet	4	$8 - 4 = 4$	$4 - 4 = 0$	$\cdot \text{C} \cdot$	Noir
P	15	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	Octet	5	$8 - 5 = 3$	$5 - 3 = 2$ $2/2 = 1$	$\cdot \text{P} \cdot$	
Si	14	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	Octet	4	$8 - 4 = 4$	$4 - 4 = 0$	Identique à celui du carbone car même colonne.	
F	9	$1s^2 2s^2 2p^5$	Octet	7	$8 - 7 = 1$	$7 - 1 = 6$ $6/2 = 3$	Identique à celui du chlore car même colonne.	Vert
O	8	$1s^2 2s^2 2p^4$	Octet	6	$8 - 6 = 2$	$6 - 2 = 4$ $4/2 = 2$	$\cdot \text{O} \cdot$	Rouge
S	16	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	Octet	6	$8 - 6 = 2$	$6 - 2 = 4$ $4/2 = 2$	Identique à celui de l'oxygène car même colonne.	Jaune
N	7	$1s^2 2s^2 2p^3$	Octet	5	$8 - 5 = 3$	$5 - 3 = 2$ $2/2 = 1$	$\cdot \text{N} \cdot$	Bleu

II- Schéma de Lewis des molécules

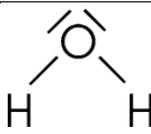
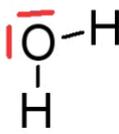
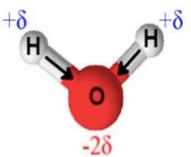
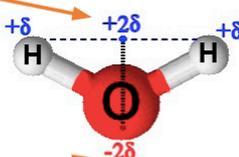
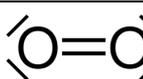
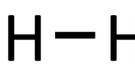
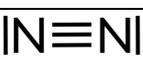
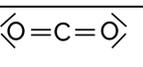
Molécule	Schéma de Lewis
H ₂ O (eau)	
O ₂ (dioxygène)	
H ₂ (dihydrogène)	H—H
N ₂ (diazote)	 N≡N
CO ₂ (dioxyde de carbone)	
NH ₃ (ammoniac)	
CH ₄ (méthane)	
HCl(chlorure d'hydrogène)	H—<u>Cl</u>

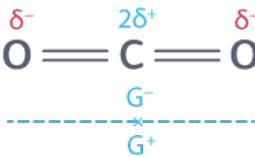
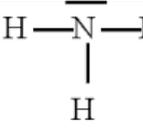
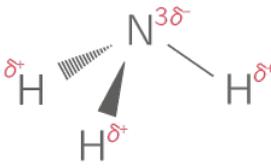
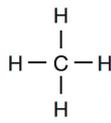
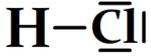
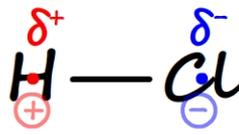
III- Géométrie des molécules

Molécule	Schéma de Lewis	Géométrie
H ₂ O (eau)		Coudée
O ₂ (dioxygène)		Linéaire
H ₂ (dihydrogène)		Linéaire
N ₂ (diazote)		Linéaire
CO ₂ (dioxyde de carbone)		Linéaire
NH ₃ (ammoniac)		Pyramide à base triangulaire
CH ₄ (méthane)		Tétraédrique
HCl(chlorure d'hydrogène)		Linéaire

IV- Polarité des molécules

Étudions la polarité des molécules suivantes :

Molécule	Schéma de Lewis	Géométrie	Polarité
H ₂ O (eau)		Coudée	<p>La molécule d'eau est une molécule polaire car :</p> <ul style="list-style-type: none"> - D'une part, elle comporte des liaisons polaires O - H. En effet, nous savons que la différence d'électronégativité entre les atomes d'oxygène (l'oxygène étant le plus électronégatif) et d'hydrogène est importante, par conséquent, les liaisons O - H de la molécule sont polarisées. <p>De ce fait, l'atome Oxygène O est porteur de 2 charges partielles négatives -2δ et les deux atomes Hydrogène H, porteurs d'une charge partielle $+\delta$ chacun (figure 1).</p> <p>Modèle moléculaire</p> <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;"> <div style="text-align: center;">  <p>Représentation de Lewis</p> </div> <div style="text-align: center;">  <p>Modèle 3d</p> </div> </div> <p>Figure 1 Barycentre des charges +</p>  <p>Figure 2 Barycentre des charges -</p>  <ul style="list-style-type: none"> - D'autre part, elle est coudée. Le centre géométrique (barycentre) des charges partielles positives (+) n'est pas confondu avec celui des charges partielles négatives (-) (figure 2). <p>Ces deux critères confirment le fait que la molécule d'eau est polaire.</p>
O ₂ (dioxygène)		Linéaire	Les liaisons ne sont pas polarisées puisque les atomes sont les mêmes (pas de différence d'électronégativité) donc la molécule est apolaire.
H ₂ (dihydrogène)		Linéaire	Les liaisons ne sont pas polarisées puisque les atomes sont les mêmes (pas de différence d'électronégativité) donc la molécule est apolaire.
N ₂ (diazote)		Linéaire	Les liaisons ne sont pas polarisées puisque les atomes sont les mêmes (pas de différence d'électronégativité) donc la molécule est apolaire.
CO ₂ (dioxyde de carbone)		Linéaire	<ul style="list-style-type: none"> - La molécule de dioxyde de carbone CO₂ possède deux liaisons doubles polarisées O=C à cause de la différence d'électronégativité entre l'oxygène ($X(O) = 3,4$) et le carbone ($X(C) = 2,6$). <p>L'oxygène est plus électronégatif que le carbone, il se crée donc une charge partielle négative $-\delta$ sur l'atome d'oxygène et une charge partielle positive $+\delta$ sur l'atome de carbone pour chaque liaison double.</p> <p>L'atome de carbone est engagé dans deux liaisons doubles avec des atomes d'oxygène, celui-ci porte donc au final une charge partielle positive $+2\delta$.</p> <ul style="list-style-type: none"> - La molécule de dioxyde de carbone possède une géométrie linéaire.

			<p>La position moyenne G^- se trouve au milieu du segment liant les centres des deux atomes d'oxygène, tandis que la position moyenne G^+ se trouve sur le centre de l'atome de carbone.</p>  <p>Les barycentres des charges sont confondus.</p> <p>Une des deux conditions n'est pas vérifiée donc la molécule de dioxyde de carbone est apolaire.</p>
NH ₃ (ammoniac)		Pyramide à base triangulaire	 <p>Les liaisons N-H sont polarisées.</p> <p>La géométrie de la molécule fait que les barycentres des charges partielles positives et négatives ne sont pas confondus donc la molécule est polaire.</p>
CH ₄ (méthane)		Tétraédrique	<p>Lorsque la différence d'électronégativité entre deux atomes liés est inférieure ou égale à 0,4, la liaison est peu polarisée : il n'y a pas apparition de charges partielles négatives et positives notables sur les atomes liés.</p> <p>Une molécule organique composée uniquement d'atomes de carbone ($\chi(C) = 2,55$) et d'hydrogène ($\chi(H) = 2,20$) est en conséquence considérée comme apolaire.</p>
HCl (chlorure d'hydrogène)		Linéaire	 <p>La seule liaison est polarisée, donc les barycentres des charges ne sont pas confondus donc la molécule est polaire.</p>