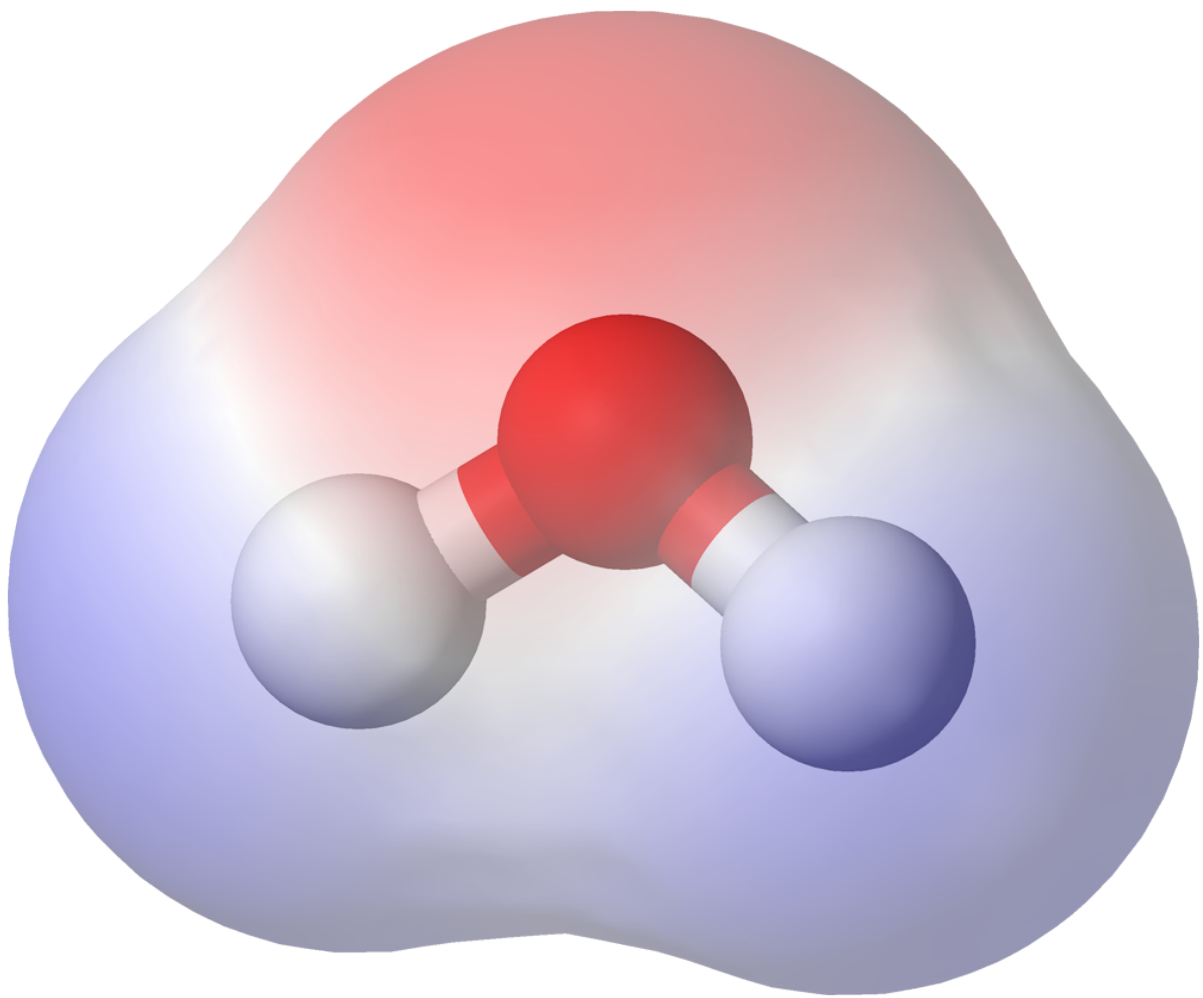




STRUCTURE ET POLARITÉ D'UNE MOLÉCULE

[Frédéric PEURIÈRE]

PREMIERE PARTIE : REPRESENTATION DE LEWIS

1) Représentation de LEWIS d'un atome

Le noyau et les couches électroniques internes sont représentés par le symbole de l'atome. Les **électrons de valence** sont représentés par des points ● que l'on répartit l'un après l'autre sur les quatre « côtés » du symbole. Par conséquent, à partir du 5^{ème} électron de valence, ceux-ci se retrouvent « par deux » sur chaque côté et forment des doublets non liants.

On peut donc trouver autour du symbole de l'atome :

- des électrons seuls appelés « **électron célibataire** » et représentés par un point ●.
- des électrons par pair appelés « **doublet non liant** » et représenté par un trait –.

 Donner la configuration électronique de l'hydrogène ($Z=1$) puis écrire sa représentation de LEWIS.

.....

 Donner la configuration électronique de l'oxygène ($Z=8$) puis écrire sa représentation de LEWIS.

.....

 La représentation de Lewis d'un atome représente la couche électronique de valence de l'atome. Ce sont ces électrons qui expliquent le comportement chimique d'un atome.

 Compléter le tableau :

Atome	Numéro atomique Z	Configuration électronique	Nombre d'électrons de valence	Schéma de Lewis
Azote N	$Z = 7$			
Chlore Cl	$Z = 17$			
Carbone C	$Z = 6$			
Argon Ar	$Z = 18$			

Remarque :

.....

2) Représentation de LEWIS d'une molécule

La représentation de Lewis d'une molécule s'établit en assemblant les représentations de Lewis des atomes.

Les **électrons célibataires** face à face s'assemblent et forment alors des **doublets liants**. Il s'agit bien de la mise en commun de deux électrons de valence par deux atomes, donc d'une liaison covalente.

Rappel de la règle de stabilité :



.....

.....

Étude d'un exemple : le dioxygène

.....

 Donner le schéma de Lewis des molécules suivantes :

Méthane CH ₄	Chlorure d'hydrogène HCl	Eau H ₂ O
Dioxyde de carbone CO ₂	Diazote N ₂	Ammoniac NH ₃

DEUXIÈME PARTIE : LA GEOMETRIE DES MOLECULES

La théorie VSEPR, mise au point par le chimiste britannique Ronald Gillespie en 1957, permet de prédire la géométrie des molécules en partant d'un principe simple :

💡 Les doublets d'électrons (liants ou non liants) étant négatifs, ils se repoussent les uns les autres. Ils adoptent des directions qui leur permettent d'être éloignés au maximum les uns des autres.

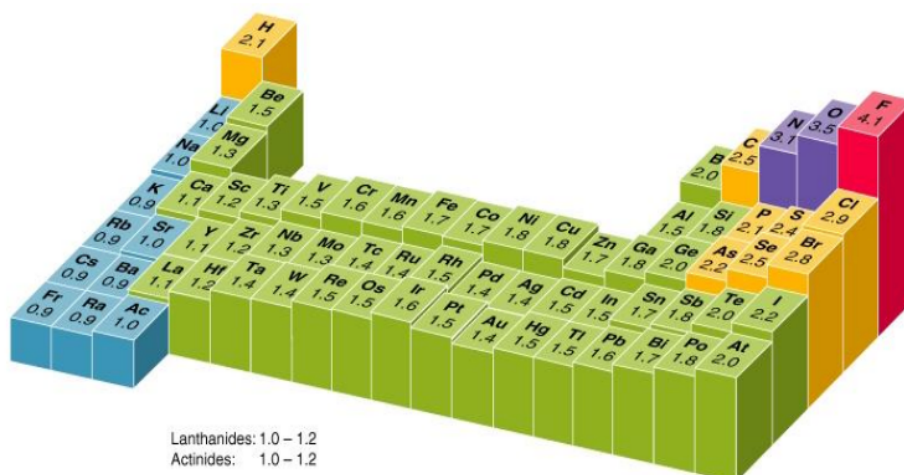
✎ Compléter le tableau à l'aide de l'animation du PHET en lien sur mon site :

Molécule	Formule brute	Géométrie de la molécule	Figure de répulsion	Dessin de la molécule
Méthane	CH ₄			
Ammoniac	NH ₃			
Eau	H ₂ O			
Dioxyde de carbone	CO ₂			
Cyanure d'hydrogène	HCN			

TROISIÈME PARTIE : LA POLARITÉ DES MOLECULES

1) L'électronégativité

L'**électronégativité** d'un élément chimique est une grandeur sans unité, désignée par la lettre grecque χ « khi », représentant la capacité de l'élément à attirer les électrons de la liaison covalente dans laquelle il est engagé. Exemple : $\chi(\text{C}) = 2,55$



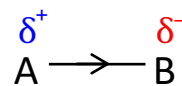
💡 Plus un élément chimique est **électronégatif**, et plus il est « avide » d'électrons. Le tableau précédent donne les valeurs d'électronégativité de quelques éléments chimiques de la classification périodique, d'après l'échelle de Pauling.

✍ Commenter le schéma donné ci-dessus :

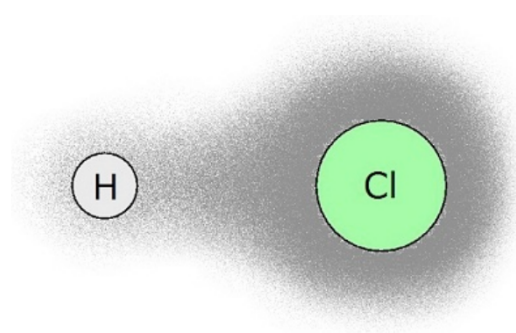
2) Les liaisons polarisées

Une liaison covalente entre deux atomes A et B est la mise en commun de 2 électrons sur la couche de valence des atomes. Elle est représentée par un trait horizontal entre les deux symboles : A – B

Dans la liaison covalente A – B, si l'atome B est **plus électronégatif** que l'atome A, alors l'atome B « attire plus » les électrons de la liaison, le doublet d'électrons est statistiquement plus proche de B que de A.



L'atome B porte alors une charge électrique partielle négative notée « δ^- » tandis que l'atome A porte une charge électrique partielle positive notée « δ^+ ». La liaison A – B est dite **polarisée**. Une flèche sur la liaison indique le sens de polarisation, c'est-à-dire le sens de déplacement des électrons de la liaison vers l'atome le plus électronégatif.



💡 Comment savoir si une liaison est polarisée ou non ?

On calcule la différence d'électronégativité $\Delta\chi$ entre les deux atomes d'une liaison en faisant :

$$\Delta\chi = \chi_{\text{la plus élevée}} - \chi_{\text{la plus faible}}$$

- Quand cette différence d'électronégativité est **inférieure à 0,4** ($\Delta\chi < 0,4$), la liaison est non polarisée ou **apolaire**. Le doublet d'électrons est alors équitablement réparti entre les deux atomes.
- Quand cette différence d'électronégativité est **comprise entre 0,4 et 1,7** ($0,4 < \Delta\chi < 1,7$), la liaison est **polarisée**. Le doublet d'électrons de la liaison est plus proche de l'atome le plus électronégatif.
- Quand cette différence d'électronégativité est **supérieure à 1,7** ($\Delta\chi > 1,7$), la liaison est dite **ionique**. Le doublet d'électrons est alors intégralement capté par l'atome le plus électronégatif.

3) Molécules polaires et apolaires



Une molécule est dite **polaire** :

- Si elle contient au moins une liaison polarisée.
- Si le « centre géométrique » des charges positives (noté G^+) est *différent* du centre géométrique des charges négatives (noté G^-).
- Si ces deux centres sont confondus, alors la molécule est dite **apolaire**.

Le centre géométrique correspond à une notion mathématique qui n'est plus au programme. Il s'agit du centre de gravité (du milieu) des positions des charges partielles.

Comment savoir si une molécule est polaire ou non ?

- ✓ On détermine la géométrie de la molécule.
- ✓ On compare les électronégativités des atomes formant les liaisons et on en déduit les **charges partielles** portées par **chacun** des atomes de la molécule.
- ✓ On détermine les positions des centres géométriques des charges positives G^+ et négatives G^- .
- ✓ On conclut grâce à la définition d'une molécule polaire.



Compléter le tableau à l'aide de l'animation du PHET en lien sur mon site :

Molécule	Géométrie	Polaire ou apolaire ?
Chlorure d'hydrogène HCl		
Eau H_2O		
Dioxyde de carbone CO_2		
Tétrachlorométhane CCl_4		