

Lewis et polarité

Cours de sciences physiques - niveau 1re

*Pourquoi l'eau est-elle attirée par une règle en plastique frottée alors que l'huile ne l'est pas ? La réponse tient à la façon dont les électrons sont répartis dans les molécules. En première, le **schéma de Lewis** permet de décrire cette répartition, la géométrie en déduit la forme de la molécule, et l'électronégativité explique sa **polarité**.*

Ce cours est à **télécharger en PDF et à imprimer gratuitement** : le bouton se trouve en bas de la page, sans inscription.

Électrons de valence et schéma de Lewis

Les électrons de la dernière couche d'un atome, la **couche de valence**, sont ceux qui participent aux liaisons. Leur nombre se lit sur la configuration électronique ou sur la colonne du tableau périodique. Les atomes tendent à acquérir la structure électronique du gaz noble le plus proche : c'est la **règle du duet** (2 électrons pour H) et la **règle de l'octet** (8 électrons sur la couche externe pour les autres atomes de la deuxième et de la troisième période).

DÉFINITION

Une **liaison covalente** est la mise en commun de deux électrons entre deux atomes (un doublet liant, représenté par un trait). Un **doublet non liant** est une paire d'électrons de valence qui reste sur un seul atome (trait situé près de l'atome).

Atome	H	C	N	O	F, Cl
Électrons de valence	1	4	5	6	7
Liaisons covalentes formées	1	4	3	2	1
Doublets non liants	0	0	1	2	3

Le nombre de liaisons formées par un atome est égal au nombre d'électrons qu'il lui manque pour atteindre le duet ou l'octet : $8 - 5 = 3$ pour l'azote, $8 - 6 = 2$ pour l'oxygène.

Établir le schéma de Lewis d'une molécule

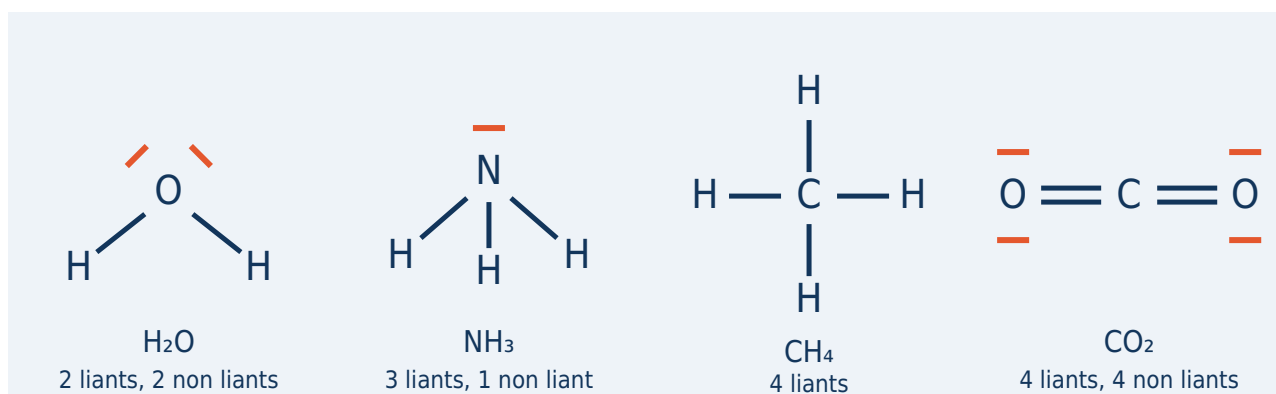
MÉTHODE

1) Compter le nombre total d'électrons de valence de tous les atomes (en ajoutant un

électron par charge négative, en retirant un par charge positive pour un ion). 2) Diviser par 2 pour obtenir le nombre de doublets. 3) Placer les liaisons entre atomes selon le nombre de liaisons habituel de chacun. 4) Répartir les doublets restants en doublets non liants pour que chaque atome respecte le duet ou l'octet. 5) Si besoin, utiliser une liaison double ou triple.

EXEMPLE

Eau H_2O : $2 \times 1 + 6 = 8$ électrons, donc 4 doublets. O forme 2 liaisons avec les 2 H (2 doublets liants) : il reste 2 doublets non liants sur O. Dioxyde de carbone CO_2 : $4 + 2 \times 6 = 16$ électrons, soit 8 doublets ; avec deux liaisons doubles $\text{C}=\text{O}$, chaque atome vérifie l'octet et chaque O porte 2 doublets non liants. Diazote N_2 : $2 \times 5 = 10$ électrons, soit 5 doublets : une liaison triple et un doublet non liant sur chaque N.

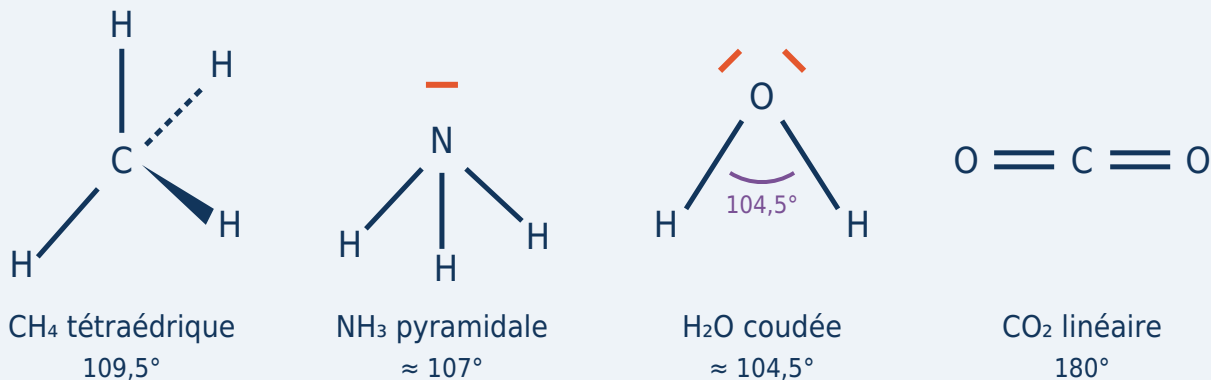


Schémas de Lewis : les traits entre atomes sont des doublets liants, les traits oranges des doublets non liants.

Géométrie des molécules

Les doublets d'électrons (liants et non liants) autour d'un atome central se repoussent : ils s'écartent au maximum les uns des autres. C'est ce qui donne sa forme à la molécule. Une liaison double ou triple compte pour une seule direction.

Molécule	Directions autour de l'atome central	Géométrie	Angle
CH_4	4 liaisons	tétraédrique	$109,5^\circ$
NH_3	3 liaisons + 1 doublet non liant	pyramidale à base triangulaire	$\approx 107^\circ$
H_2O	2 liaisons + 2 doublets non liants	coudée	$\approx 104,5^\circ$
CO_2	2 liaisons doubles	linéaire	180°
CH_2O	3 directions (2 C-H, 1 C=O)	plane triangulaire	$\approx 120^\circ$



La forme d'une molécule résulte de la répulsion de ses doublets d'électrons.

ERREUR FRÉQUENTE

Les doublets non liants comptent pour trouver la géométrie, mais on décrit la forme de la molécule d'après la position des seuls atomes. L'eau, avec 4 doublets autour de O, est donc coudée (et non tétraédrique) : on ne « voit » que les deux liaisons O-H.

Électronégativité et liaison polarisée

L'**électronégativité** χ d'un élément mesure sa capacité à attirer vers lui les électrons d'une liaison. Elle augmente de gauche à droite dans une période et de bas en haut dans une colonne : le fluor est l'élément le plus électronégatif.



Électronégativité de quelques éléments : de très faible pour le sodium à maximale pour le fluor.

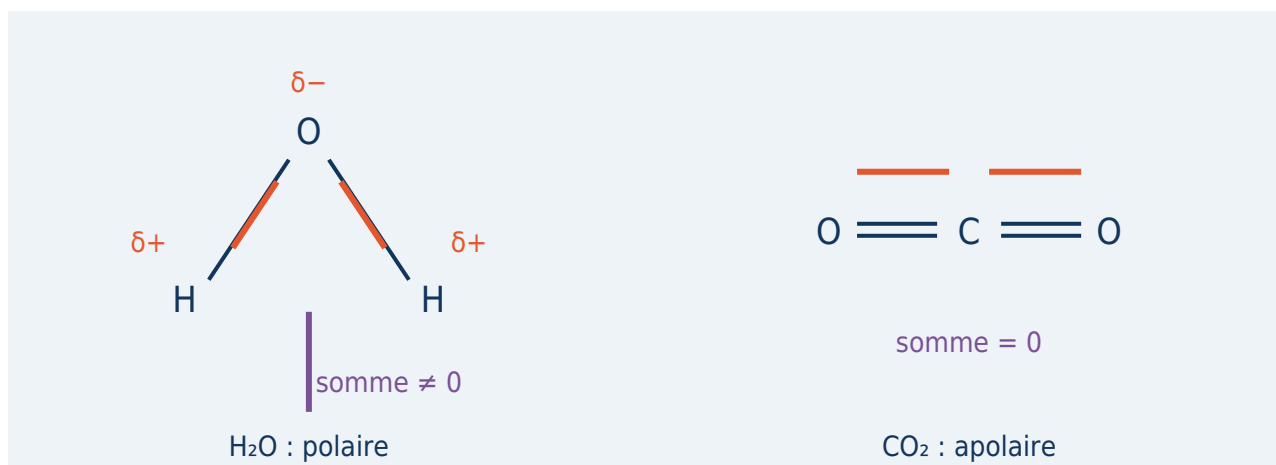
Dans une liaison entre deux atomes d'électronégativités différentes, le doublet liant est déplacé vers l'atome le plus électronégatif. Celui-ci porte une charge partielle négative δ^- , l'autre une charge partielle positive δ^+ : la liaison est **polarisée**. Par convention, on la considère comme polarisée lorsque l'écart d'électronégativité $\Delta\chi$ dépasse environ 0,4. La liaison C-H ($\Delta\chi = 0,35$) est ainsi considérée comme apolaire, alors que O-H ($\Delta\chi = 1,24$) est très polarisée.

EXEMPLE

Dans HCl, $\chi(\text{Cl}) = 3,16$ et $\chi(\text{H}) = 2,20$: $\Delta\chi = 0,96$. Le doublet est attiré par Cl, qui porte δ^- ; H porte δ^+ . On note $\text{H}^{\delta+}-\text{Cl}^{\delta-}$.

Du schéma de Lewis à la polarité d'une molécule

Chaque liaison polarisée est associée à un moment dipolaire, représenté par un vecteur dirigé vers l'atome le plus électronégatif. Une **molécule est polaire** si la somme vectorielle de ces moments dipolaires n'est pas nulle, c'est-à-dire si les centres des charges partielles positives et négatives ne coïncident pas. Elle est **apolaire** si les moments se compensent.



Dans l'eau, les vecteurs ne se compensent pas ; dans CO_2 , ils sont opposés et leur somme est nulle.

MÉTHODE

Pour décider de la polarité d'une molécule : 1) établir son schéma de Lewis, 2) en déduire sa géométrie, 3) repérer les liaisons polarisées et leur sens, 4) regarder si la géométrie compense les moments. CH_4 (liaisons peu polarisées, tétraèdre) et CCl_4 (liaisons polarisées mais tétraèdre régulier) sont apolaires ; NH_3 , H_2O , CH_3Cl , HCl sont polaires.

L'essentiel à retenir

- Le schéma de Lewis représente les doublets liants (traits entre atomes) et non liants ; il respecte le duet (H) et l'octet.
- Le nombre total de doublets est (nombre d'électrons de valence, charge comprise) $\div 2$.
- La géométrie résulte de la répulsion des doublets : CH_4 tétraédrique, NH_3 pyramidale, H_2O coudée, CO_2 linéaire.
- L'électronégativité augmente vers la droite et vers le haut du tableau périodique ; une liaison est polarisée si $\Delta\chi \geq 0,4$.
- Une molécule est polaire si la somme vectorielle des moments dipolaires des liaisons

est non nulle.