PHYSIQUE-CHIMIE · PREMIÈRE / COURS

Schéma de Lewis, géométrie et polarité des molécules

Astrolab Cours · astrolabcours.fr

01 Le problème

L'eau et le dioxyde de carbone sont deux petites molécules à trois atomes. Pourtant, l'eau est liquide à température ambiante et dissout le sel ; le dioxyde de carbone est un gaz et ne le dissout pas. La différence vient de leur **forme** et de la façon dont leurs électrons sont partagés.

01 L'idée : poignées de main et tir à la corde

Chaque atome a un nombre fixe de **mains** pour former des liaisons : une pour l'hydrogène, deux pour l'oxygène, trois pour l'azote, quatre pour le carbone. Une liaison covalente, c'est une poignée de main : deux atomes mettent en commun deux électrons.

Mais certains atomes serrent plus fort que d'autres. Quand l'oxygène tient la main d'un hydrogène, il tire les électrons partagés vers lui, comme dans un **tir à la corde** où l'un des deux est bien plus fort. La liaison devient déséquilibrée : on dit qu'elle est **polarisée**.

01 Le schéma de Lewis

Les **électrons de valence** sont ceux de la couche externe. Pour les éléments des trois premières lignes, leur nombre se lit dans la colonne du tableau périodique (H : 1 ; C : 4 ; N : 5 ; O : 6 ; Cl : 7).

Règles du duet et de l'octet : dans une molécule, l'hydrogène s'entoure de 2 électrons (un doublet), les atomes C, N, O, Cl s'entourent de 8 électrons (quatre doublets).

Dans un **schéma de Lewis**, on représente :

- les **doublets liants** (liaisons) par un trait entre deux atomes ;
- les **doublets non liants** par un trait autour d'un atome ;
- une éventuelle **lacune électronique** par un rectangle vide.

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

© Astrolab Cours · astrolabcours.fr/physique/premiere/structure-des-molecules/ · Tous droits réservés : usage personnel uniquement, republication et usage commercial interdits

Exemples : l'eau $\mathrm{H-O-H}$ avec deux doublets non liants sur O ; le dioxyde de carbone $\mathrm{O=C=O}$ avec deux doublets non liants sur chaque O ; l'ammoniac $\mathrm{NH_3}$ avec un doublet non liant sur N.

Pour un **ion**, la charge s'indique sur l'atome qui a gagné ou perdu un électron par rapport à son nombre habituel (exemple : $\mathrm{H_3O^+}$, l'oxygène porte la charge +).

La géométrie

Les doublets d'électrons autour d'un atome central se repoussent : ils s'écartent le plus possible. Les doublets **non liants** comptent, même s'ils ne sont pas visibles dans la forme finale.

Autour de l'atome central	Exemple	Géométrie	Angle
4 liaisons simples	$\mathrm{CH_4}$	tétraédrique	109,5°
3 liaisons + 1 doublet non liant	$\mathrm{NH_3}$	pyramidale	environ 107°
2 liaisons + 2 doublets non liants	$\mathrm{H_2O}$	coudée	environ 104,5°
2 doubles liaisons	$\mathrm{CO_2}$	linéaire	180°
1 double liaison + 2 simples	$\mathrm{H_2CO}$	plane triangulaire	environ 120°

Électronégativité et polarité

Électronégativité χ : capacité d'un atome à attirer vers lui les électrons d'une liaison. Elle augmente de gauche à droite dans une ligne et de bas en haut dans une colonne du tableau périodique. $\chi(\mathrm{H}) = 2{,}2$, $\chi(\mathrm{C}) = 2{,}6$, $\chi(\mathrm{N}) = 3{,}0$, $\chi(\mathrm{O}) = 3{,}4$.

Liaison polarisée : liaison entre deux atomes d'électronégativités différentes (écart d'environ 0,4 ou plus). L'atome le plus électronégatif porte une **charge partielle** δ^-, l'autre δ^+.

Molécule polaire : molécule dont le centre des charges partielles positives ne coïncide **pas** avec celui des charges négatives.

L'eau, coudée, est polaire : les deux δ^+ des hydrogènes sont du même côté. Le dioxyde de carbone, linéaire, est apolaire : les deux tirs à la corde sont égaux et opposés. On verra au chapitre suivant pourquoi cette différence change tout pour dissoudre.

Exemple guidé

Établis le schéma de Lewis de l'ammoniac $\mathrm{NH_3}$, puis prévois sa géométrie et sa polarité.

1. **Les électrons de valence** : l'azote ($Z = 7$, $1s^2\,2s^2\,2p^3$) en a 5, chaque hydrogène en a 1. Total : 8 électrons, soit 4 doublets.
2. **Le schéma** : l'azote forme 3 liaisons avec les hydrogènes et garde **1 doublet non liant**. Il est entouré de 8 électrons, comme le néon.
3. **La géométrie** : 4 doublets autour de l'azote se repoussent. Le doublet non liant pousse les trois liaisons vers le bas : la molécule est **pyramidale**.
4. **La polarité** : l'azote est plus électronégatif que l'hydrogène, chaque liaison est polarisée. Avec la forme pyramidale, les effets ne se compensent pas : l'ammoniac est une molécule polaire.

Retour au problème

L'eau est **coudée** : ses deux liaisons polarisées s'additionnent, la molécule est polaire, elle attire les ions du sel et forme des liaisons hydrogène. Le dioxyde de carbone est **linéaire** : ses deux liaisons polarisées

© Astrolab Cours · astrolabcours.fr/physique/premiere/structure-des-molecules/ · Tous droits réservés : usage personnel uniquement, republication et usage commercial interdits

s'annulent exactement, la molécule est apolaire.

Les pièges

- Ne pas oublier les doublets **non liants** : ils déterminent la géométrie.
- Liaisons polarisées ne veut pas dire molécule polaire : il faut la géométrie.
- La liaison C–H est considérée comme **non polarisée** (écart de 0,4 seulement, à la limite).
- Une double liaison compte pour une seule « direction » dans la géométrie.

© Astrolab Cours · astrolabcours.fr/physique/premiere/structure-des-molecules/ · Tous droits réservés : usage personnel uniquement, republication et usage commercial interdits