

C5 : De la structure à la polarité d'une entité.

1 Schéma de Lewis d'une molécule ou d'un ion.

A. Structure électronique d'un atome.

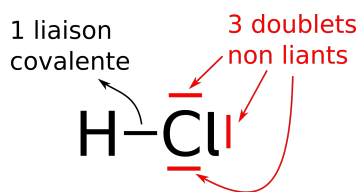
- Les électrons d'un atome occupent des niveaux d'énergies qui se décomposent en **couches** (1, 2, 3 ..) et en **sous couches** (s,p,d ..)
- L'ordre de remplissage est 1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d ...
Une couche s peut contenir au maximum 2 électrons et une couche p 6.
- Les électrons de la dernière couche sont appelés **électrons de valence**.

B. Schéma de Lewis d'une molécule.

Définition Schéma de Lewis

Le schéma de Lewis donne une représentation de l'ensemble des électrons de valence sous forme de doublets (traits)

- On distingue les doublets liants et non liants.



C. Méthode pour établir le schéma d'une molécule

- On calcule la somme N_v de tous les électrons de valence des atomes de la molécule
- On calcule le nombre de doublets $N_v/2$
- On dispose tous les doublets de sorte que :
 - H ait 1 seul doublet
 - les autres atomes soient entourés de 4 doublets (si possible)

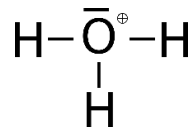
Molécules	CH_4	NH_3	H_2O	Cl_2
Schéma de Lewis	$\begin{array}{c} H \\ \\ H-C-H \\ \\ H \end{array}$	$\begin{array}{c} H-\bar{N}-H \\ \\ H \end{array}$	$H-\bar{O}-H$	$ \bar{Cl}-\bar{Cl} $

D. Cas du schéma de Lewis d'un ion.

On procède comme pour une molécule, mais :

- on calcule N_v en ajoutant (ou en enlevant) les électrons de la charge électrique
- Pour chaque atome, on compte 2 électrons par doublet non liant et 1 électrons par liaison covalente Si cette valeur n'est pas égale au nombre d'électrons de valence de l'atome, celui-ci porte une charge égale à la différence.
- on place la charge électrique sur l'atome qui la porte.

Exemple : Dans H_3O^+ l'oxygène « apporte » 6 électrons mais il est entouré par 5 électrons donc il porte une charge positive.



Remarque : Il arrive parfois qu'il « manque » des doublets d'électrons autour d'un atome. On place alors de petites cases vides : ce sont des lacunes électroniques.

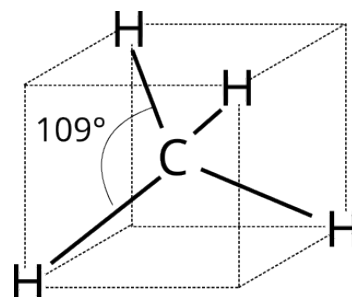


2 Géométrie des molécules.

Les molécules ne sont pas plates ! Leur forme dans l'espace joue un rôle majeur pour comprendre comment elles peuvent réagir entre elles. Pour déterminer la géométrie d'une molécule il faut d'abord connaître son schéma de Lewis.

Propriété : Tous les doublets d'une molécule se repoussent et se disposent dans l'espace, de façon à s'éloigner le plus possible les uns des autres.

Lorsque 4 doublets se repoussent au maximum, la géométrie obtenue est un **tétraèdre**. Les angles entre les doublets sont de l'ordre de 109°



Exemple : Avec des liaisons simples

doublets liants	4	3	2	1
doublets non-liants	0	1	2	3
Géométrie	Tétraèdre	pyramide (base triangulaire)	coudée	linéaire
Exemple				

Remarques :

- D'autres formes géométriques sont possibles dans le cas des liaisons multiples.

- Lorsqu'une molécule possède une liaison double, celle-ci se comporte comme 1 seule liaison simple.

3 Polarité des molécules.

A. Électronégativité

Définition Electronégativité

L'électronégativité d'un atome est une mesure de sa capacité à attirer les électrons d'une liaison dans laquelle il est engagé.

Exemples:

Atome	Na	H	C	N	O	Cl
Électronégativité	0,93	2,2	2,55	3,04	3,44	3,16

Remarque : Globalement l'électronégativité augmente vers la droite et le haut du tableau périodique.

B. Polarisation des liaisons.

Lorsque deux atomes A et B forment une liaison covalente A – B :

- S'ils ont la même électronégativité, les électrons de la liaison passent en moyenne la même durée à proximité des deux atomes, on dit que la liaison n'est **pas polarisée**.
- Si A est plus électronégatif que B, alors les électrons de la liaison passent plus de temps à proximité de A, celui-ci porte une **charge** partielle notée δ^- et B porte une charge partielle notée δ^+ . On dit que la liaison est polarisée.

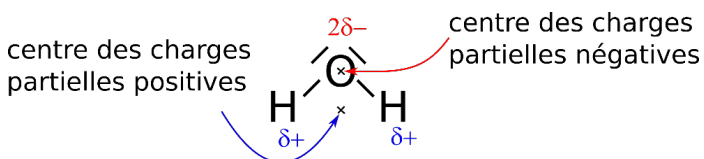
Remarque : On admettra que la liaison est polarisée si la **différence** d'électronégativité est supérieure à 0,4

C. Molécule molaire ou apolaire.

Définition Polarité d'une molécule

Une molécule est **polaire** si le centre géométrique des charges partielles positives ne coïncide pas avec le centre géométrique des charges négatives

Exemple : La molécule d'eau



Ce qu'il faut savoir faire ↓

- ✓ 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.

C5 : Activité et Exercices

⚠ Méthode de travail à suivre :

- **Lire** la partie cours et suivre les **explications** du professeur.
- **Rédiger** les réponses aux questions Q1.. sur une feuille de travail. Ne pas attendre la correction pour commencer !
- **Réaliser** une carte mentale (ou un résumé) du cours
- **Faire les exercices** dans l'ordre (sur une feuille)

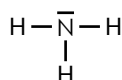
${}_1\text{H}$							${}_2\text{He}$
${}_3\text{Li}$	${}_4\text{Be}$	${}_5\text{B}$	${}_6\text{C}$	${}_7\text{N}$	${}_8\text{O}$	${}_9\text{F}$	${}_{10}\text{Ne}$
${}_{11}\text{Na}$	${}_{12}\text{Mg}$	${}_{13}\text{Al}$	${}_{14}\text{Si}$	${}_{15}\text{P}$	${}_{16}\text{S}$	${}_{17}\text{Cl}$	${}_{18}\text{Ar}$

Numéros atomiques

Q1. L'hélium, le néon et l'argon sont des gaz présents dans l'air en très petite quantité: on les appelle des **gaz rares** (ou nobles). Établir la structure électronique de ces gaze et indiquer leurs nombre d'électrons de valence.

Q2. Qu'est ce que le schéma de Lewis d'une espèce chimique ? Répondre en utilisant les mots « électrons de valence » « doublet non-liant » et « liaison covalente »

Q3. Sur le schéma de Lewis de l'ammoniaque

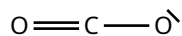


combien y a-t-il d'électrons de valence ? combien de doublet non liant ? de doublets liants ?

Q4. Établir le schéma de Lewis du dichlore Cl_2 en utilisant la méthode de cours en 3 étapes.

Q5. Établir la structure de Lewis du dioxygène O_2
indice: Il existe des liaisons double qui sont plus « fortes » que les liaisons simples et sont représentées par un signe =.

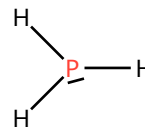
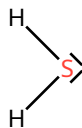
Q6. Compléter le schéma de Lewis ci-dessous du dioxyde de carbone CO_2



Q7. Établir le schéma de Lewis de l'ion HO^- . Expliquer lequel des 2 atomes porte la charge puis la représenter sur le schéma.

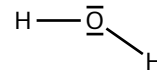
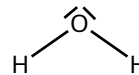
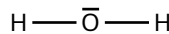
Q8. Imaginez un poteau central auquel vous attachez des chiens en laisse. Chaque animal a son propre espace vital et ne veut pas que les autres s'approchent trop de lui. La longueur de la laisse est la même pour tous. Comment vont se placer les chiens s'ils sont 2,3 ou 4 ? La réponse serait elle différente si le problème était à 3 dimensions ?

Q9. Donner le nom de la géométrie de des molécules autour de l'atome central dans les cas suivants:



Q9. Déterminer la structure de Lewis molécule H_2CO puis sa géométrie autour de l'atome C.

Q10. Parmi les 3 propositions suivantes quelle représentation est la plus correcte pour la géométrie ?



Q11. Justifier que la liaison $\text{H} - \text{H}$ n'est pas polarisée alors que $\text{H} - \text{Cl}$ est fortement polarisée.

Exercice 1: Schémas de Lewis de molécules

Établir les schémas de Lewis des **molécules** suivantes :

H_2	CCl_4	CO_2	HCl	SO_2 Difficile	PCl_3
--------------	----------------	---------------	--------------	----------------------------	----------------

Exercice 2: Schémas de Lewis d'ions

Établir les schémas de Lewis des **ions** suivants :

F^-	NH_4^+	Na^+	CO_3^{2-} Difficile
--------------	-----------------	---------------	------------------------------

Exercice 3: Géométrie d'une molécule ou d'un ion

Déterminer la géométrie des espèces suivantes :

CO_2	O_2	HCN	NH_4^+	HO^-
---------------	--------------	--------------	-----------------	---------------

Exercice 4: Molécules polaires ou apolaires

On considère qu'une liaison est polarisée si la **différence d'électronégativités** entre les atomes est plus grande que 0,4.

Déterminer si les molécules suivantes sont polaires ou non :

- 1) NH_3
- 2) CO_2
- 3) CCl_4
- 4) H_2CO