

1^{ère} Spé
Chimie

Thème : Constitution et transformation de la matière
Géométrie et polarité des entités chimiques

TP13

Chap.5

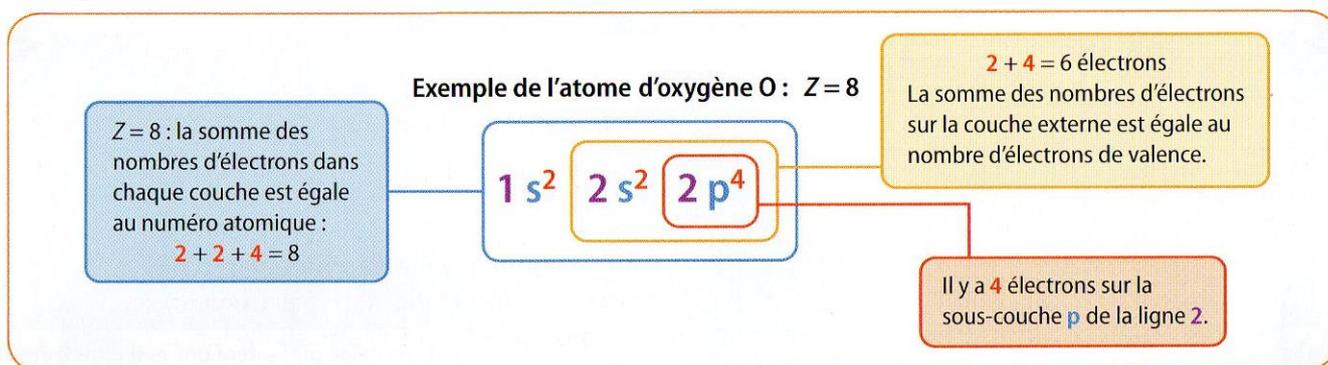
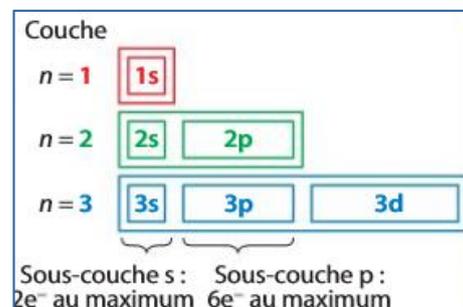
➤ **But du TP** : Interpréter la géométrie d'une espèce chimique à partir de son schéma de Lewis. Etudier son caractère polaire.

I. Structure électronique et géométrie des entités chimiques

Document 1 : Structure électronique

- Les électrons d'un atome se répartissent en couches (1, 2 et 3) et sous-couches électroniques (s, p et d) dans un ordre bien déterminé. La structure électronique rend compte de cette répartition.
- Chaque sous-couche possède un nombre maximal d'électron. On commence à remplir une nouvelle sous-couche quand la précédente est pleine.
- Les électrons de valence sont les électrons situés sur la couche externe.

➤ Exemple :



Document 2 : Stabilité d'une espèce chimique

- Les gaz nobles ont leur couche externe saturée : ils ne participent à aucune réaction chimique et possèdent une grande stabilité.
- Certains atomes gagnent ou perdent un ou plusieurs électrons afin d'acquérir la structure électronique du gaz noble le plus proche d'eux dans la classification périodique. Ce sont les règles du duet et de l'octet.

Document 3 : Les modèles moléculaires

Symbole	H	C	N	O	Cl
Z	1	6	7	8	17
Couleur	Blanc	Noir / gris	Bleu	Vert	Rouge

Document 4 : Schéma de Lewis

- Le symbole d'une entité chimique est entouré de sa couche électronique externe. Les électrons de la couche de valence sont représentés par un point s'ils sont célibataires ou par un tiret s'ils forment un doublet. On admet :
 - Que jusqu'à quatre électrons de valence, l'atome est entouré d'électrons célibataires ;
 - Qu'au-delà, les électrons supplémentaires s'ajoutent aux électrons célibataires pour former des doublets non-liants.

• Ainsi, l'atome d'oxygène a pour schéma de Lewis : $|\bar{\text{O}}\cdot$

• Dans le schéma de Lewis d'une molécule, une liaison entre deux atomes résulte de la mise en commun de deux électrons célibataires. La molécule de dioxygène O₂ est composée de deux atomes d'oxygène. L'oxygène ayant 6 électrons externes, il lui manque 2 électrons pour être stable ; il va donc former 2 liaisons et 2 doublets non-liants. Sa formule de Lewis sera alors :

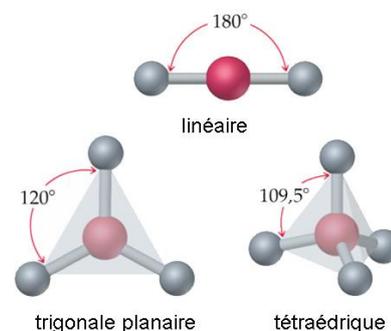


1. Questions (S'appropriier-Réaliser)

- 1.1. Donner la structure électronique des atomes d'hydrogène, de carbone, d'azote, d'oxygène et de chlore. Souligner la couche externe pour chaque atome.
- 1.2. Les atomes étudiés sont-ils stables ? Justifier.
- 1.3. Donner la formule de Lewis de chacun de ces atomes.
- 1.4. Combien d'électron(s) doit gagner l'atome de chlore pour être stable sous forme ionique ? En déduire la formule de Lewis de l'ion chlorure.
- 1.5. Faire de même pour l'atome d'azote qui donne l'ion nitrure.
- 1.6. En vous aidant de la formule de Lewis de chaque atome, donner la formule de Lewis des molécules suivantes :
Dihydrogène H_2 ; Méthane CH_4 ; Chlorure d'hydrogène HCl ; Dioxyde de carbone CO_2 ; Diazote N_2 ; Trichlorométhane $CHCl_3$; Eau H_2O ; Cyanure d'hydrogène HCN ; Ammoniac NH_3 ; Acide hypochloreux $HOCl$; Peroxyde d'hydrogène H_2O_2 ; Méthanal H_2CO .

2. Géométrie des entités chimiques (Réaliser-Analyser)

- A l'aide des modèles moléculaires, construire les molécules précédentes.
- 2.1. Indiquer la géométrie de chaque molécule (tétraédrique, pyramidale, coudée, linéaire, trigonale) en précisant si elles sont coplanaires ou non.
- 2.2. Représenter la molécule de trichlorométhane en représentation de Cram (en 3D).
- 2.3. Sur le site de physique du lycée, choisir l'animation « *Anaglyphe de modèles moléculaires* » pour visualiser certaines de ces molécules (utiliser les lunettes cyan/rouge).
- 2.4. Comment expliquer la géométrie de chaque molécule ?



II. Polarité d'une entité chimique

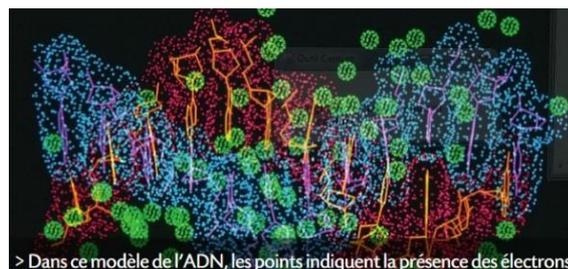
- Les régions où se trouvent les électrons conditionnent les propriétés d'une molécule qui est alors qualifiée de polaire ou apolaire. Comment définir la polarité d'une molécule et comment la prévoir ?

Document 4 : Les molécules d'ADN

- « Nous devons connaître les régions des molécules où on a le plus de chance de trouver les électrons si nous voulons comprendre leurs propriétés. (...) »

La vie dépend de l'emplacement des électrons puisqu'ils contrôlent la forme de l'hélice de l'ADN (...), de nos protéines et de nos enzymes, et leur forme est essentielle à leur fonction. »

Extrait de : Chimie. Molécules, matières et métamorphoses. Atkins et Jones. 1998



Document 5 : L'électronégativité d'un atome selon Pauling

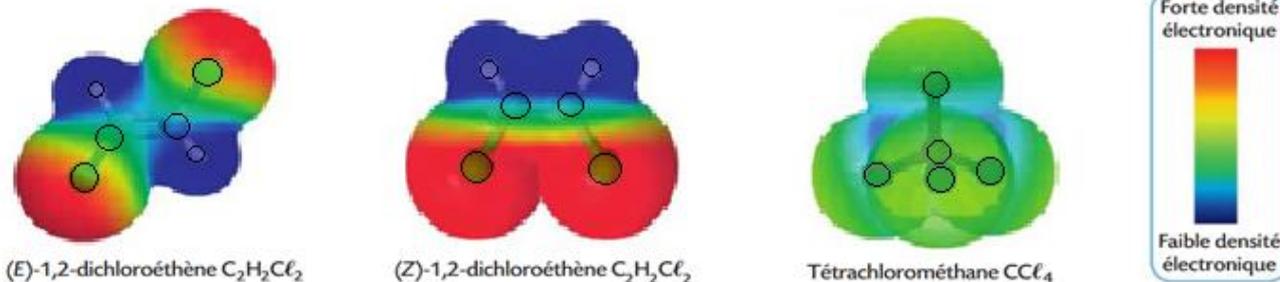
- En 1932, le chimiste américain Pauling postule que les atomes partageant les électrons d'une liaison covalente ont tendance à attirer plus ou moins à eux les électrons du doublet.
- Cette capacité qu'à un atome à attirer à lui le doublet d'électrons est appelée « électronégativité ».
- Pauling associe une valeur d'électronégativité à la plupart des atomes : l'atome le plus électronégatif étant celui qui attire à lui les électrons de la liaison.
- Echelle d'électronégativité de Pauling ci-contre :
Plus l'électronégativité est élevée, plus l'atome attire à lui les électrons.

CORTÈGE ÉLECTRONIQUE

H 2,2							He
Li 1,0	Be 1,6	B 2,0	C 2,6	N 3,0	O 3,4	F 4,0	Ne
Na 0,9	Mg 1,3	Al 1,6	Si 1,9	P 2,2	S 2,6	Cl 3,2	Ar

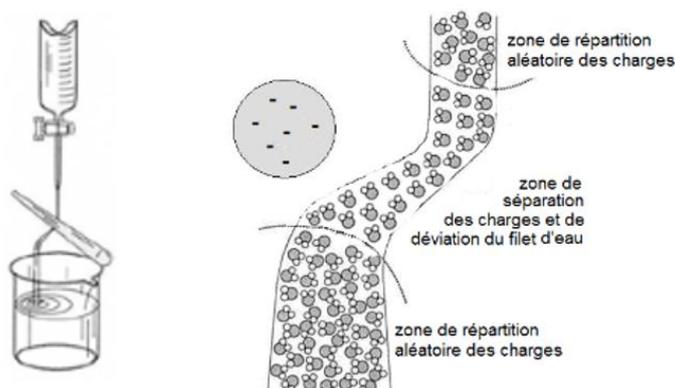
Document 6 : Densité électronique de trois molécules

- Pour tester la polarité d'une molécule, il suffit de faire couler un mince filet de liquide à étudier près d'une baguette de plastique chargée par frottement avec un chiffon de laine.
- On peut réaliser par exemple cette expérience avec de l'eau, du (Z)-1,2-dichloroéthène, du chloroforme, du (E)-1,2-dichloroéthène ou encore du tétrachlorométhane CCl_4 .
- Pour les deux premières entités, le filet de liquide est dévié. On dit qu'elles sont polaires. Pour les trois autres, rien ne se passe. Elles sont qualifiées d'apolaires.
- Dans trois de ces liquides, on modélise la densité électronique par des zones colorées. Ce partage dissymétrique des électrons provoque l'apparition d'une charge partielle négative $-q$ (dans chaque zone en rouge) et d'une charge partielle positive $+q$ (dans chaque zone bleue).



Questions (Réaliser-Raisonner)

- 1) Donner le schéma de Lewis des trois molécules citées dans le document 6. En déduire la raison de leur caractère polaire/apolaire en indiquant la position des charges partielles $+q$ et $-q$.
- 2) Pour chaque molécule de la partie 1.6., indiquer si elle est polaire ou non.
 - Une burette contient de l'eau, une seconde du cyclohexane. Approcher une règle frottée du filet de liquide s'écoulant des burettes.
- 3) Qu'observe-t-on ? Expliquer les observations à l'aide des schémas ci-dessous



Matériel élèves

- Ordinateur (accès internet)
- Lunettes Rouge/Cyan
- Règle plastique
- Chiffon en laine
- Modèles moléculaires

Matériel bureau

- Burette avec de l'eau + bécher
- Burette avec du cyclohexane + bécher