

Chapitre 12 : Structure et polarité des molécules

Extrait Programme 1spé

Schéma de Lewis d'une molécule, d'un ion mono ou polyatomique Lacune électronique. Géométrie des entités	- Établir le schéma de Lewis de molécules et d'ions mono ou polyatomiques à partir du tableau périodique : O ₂ , H ₂ , N ₂ , H ₂ O, CO ₂ , NH ₃ , CH ₄ , HCl, H ⁺ , H ₃ O ⁺ , Na ⁺ , NH ₄ ⁺ , Cl ⁻ , OH ⁻ , O ²⁻ . - Interpréter la géométrie d'une entité à partir de son schéma de Lewis - <i>Utiliser des modèles moléculaires ou des logiciels de représentation moléculaire pour visualiser la géométrie d'une entité.</i>
Electronégativité des atomes, évolution dans le tableau périodique.	- Déterminer le caractère polaire d'une liaison à partir de la donnée de l'électronégativité des atomes.
Polarisation d'une liaison covalente, polarité d'une entité moléculaire.	- Déterminer le caractère polaire ou apolaire d'une entité moléculaire à partir de sa géométrie et de la polarité de ses liaisons.

À faire à la maison : [LIRE LES RÉVISIONS de 2^{nde} p 86](#)

[Exercices en autonomie](#) : n°1, n°4, n°8, n°10 et 11 p 87

Voir TP : [Représenter une molécule](#)

I- Le schéma de Lewis

Dans une molécule, l'ensemble des électrons de valence se répartissent en doublets liants et non liants :

- Un **doublet liant** (ou **liaison covalente**) est la mise en commun de deux électrons de valence par deux atomes, chaque atome apportant un électron.
- Les électrons de valence non engagés dans une liaison avec un autre atome restent sur l'atome auquel ils appartiennent et s'assemblent par paires, pour former des **doublets non liants**.

Dans une molécule, chaque atome respecte la règle du duet ou de l'octet :

- La plupart des atomes possède 8 électrons de valence répartis en doublets liants ou non liants. Ces 8 électrons correspondent donc à 4 doublets.
- Seul l'hydrogène fait exception en ne possédant que 2 électrons de valence au sein d'une molécule, cela correspond à un seul doublet.

Méthode pour trouver le schéma de Lewis

- 1) Établir la configuration électronique de chaque atome de la molécule et compter ses électrons de valence.
- 2) Représenter chaque atome par son symbole et modéliser chaque électron de valence par un point.
- 3) Compter combien d'électrons sont manquants à chaque atome pour satisfaire les règles du duet (pour H) et de l'octet (pour les autres).
- 4) Tracer les doublets liants pour que les règles précédentes soient satisfaites.

5) Relier les électrons non engagés dans des liaisons par deux pour former les doublets non-liants.

6) Vérifier que les règles du duet (pour H) et de l'octet (pour les autres) sont vérifiées.

Cette méthode fonctionne pour les molécules, ainsi que les ions polyatomiques (entités composées de plusieurs atomes et chargée électriquement). Dans ce cas-là, il convient d'ajouter une étape supplémentaire :

- Pour un cation de charge p^+ , le nombre d'électrons de valence est $N_V' = N_V - p$.
- Pour un anion de charge p^- , le nombre d'électrons de valence est $N_V' = N_V + p$

Remarque : Un atome à qui il manque un doublet d'électrons pour obtenir la même configuration électronique que celle du gaz noble de numéro atomique le plus proche, possède une lacune électronique, notée \square .

Application : n°31 p 99

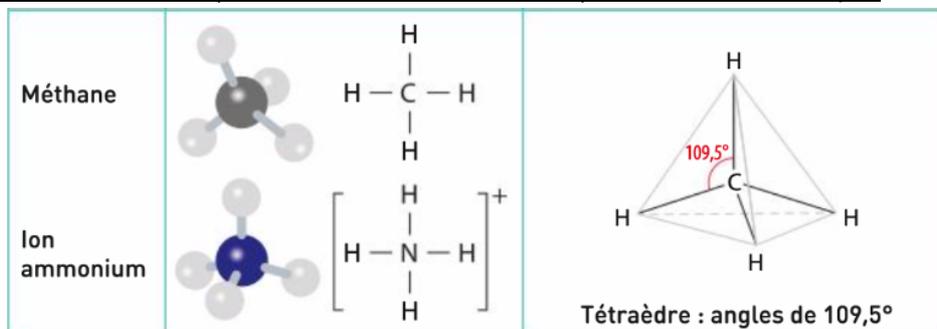
Application en autonomie : n°35 p 99 (sauf question d. à faire en révision après la partie II)

II- La géométrie des molécules

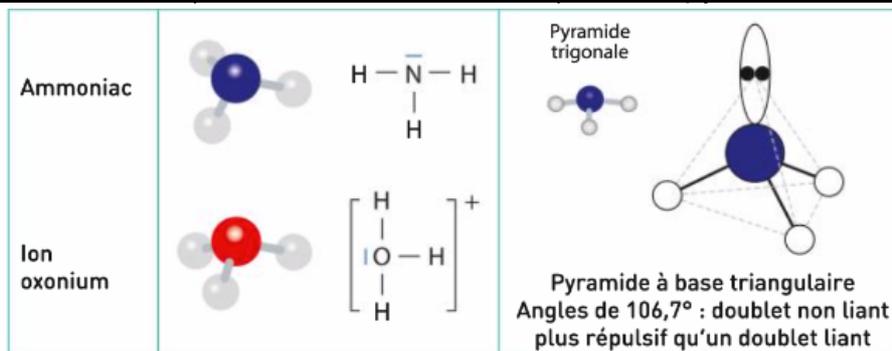
Les doublets liants ou non liants sont composés d'électrons : ils exercent donc entre eux des forces électriques répulsives.

Ainsi, les molécules adoptent une géométrie dans l'espace de façon à ce que les doublets soient le plus éloignés possibles. Il est ainsi possible de prévoir la géométrie adoptée par des atomes liés à l'atome central à partir du schéma de Lewis.

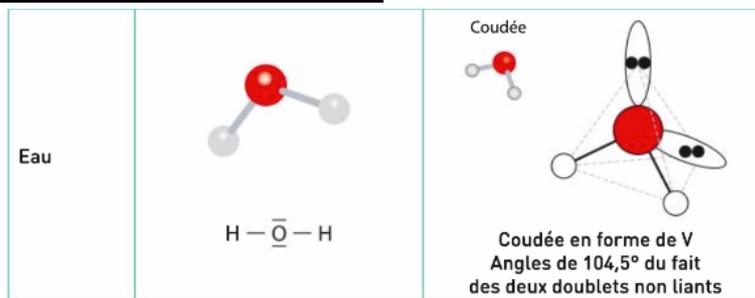
Présence de 4 doublets liants (liés à 4 atomes différents) : forme tétraédrique



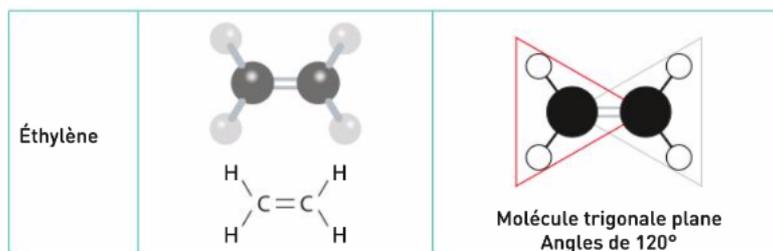
Présence de 3 doublets liants (liés à 3 atomes différents) : forme pyramidale à base triangulaire



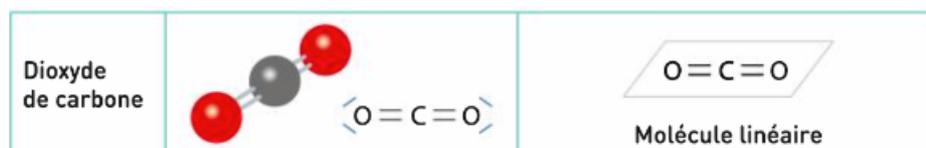
Présence de deux doublets liants : forme coudée



Si l'atome central n'a pas de doublets non liants et est lié à trois autres atomes, la forme est trigonale plane.



Si l'atome central n'a pas de doublets non liants et est lié à deux autres atomes, la molécule est linéaire.



[Application](#) : n°49 p 101

[Application en autonomie](#) : n°34 p 99

III- Notion de polarité

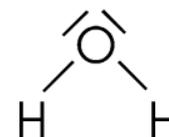
Activité 2 p 89 à faire à la maison

L'électronégativité est un paramètre mesurant la capacité d'un atome à attirer à lui les électrons d'une liaison dans laquelle il est engagé. Plus un atome attire ses électrons et plus il est électronégatif.

Certaines liaisons sont polarisées : d'un point de vue électrostatique, tout se passe comme si elles présentaient un pôle positif et un pôle négatif.

Le pôle positif se représente par δ^+ et le pôle négatif par δ^- .

Lorsque la différence d'électronégativité entre deux atomes est inférieure ou égale à 0,4 la liaison entre ces atomes n'est pas considérée comme polarisée.



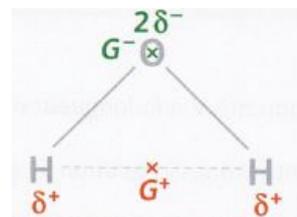
Une molécule est polaire si les **deux** conditions suivantes sont remplies :

- Elle possède des liaisons polarisées

- Les positions moyennes des charges partielles positives G^+ et négatives G^- ne sont pas confondues.

Une molécule est apolaire si **une** des conditions n'est pas remplie.

Exemple : La molécule d'eau est polaire : elle possède deux liaisons polarisées O – H en raison de la différence d'électronégativité entre l'oxygène et l'hydrogène. La molécule étant coudée, les centres G^+ et G^- ne sont pas confondus.



Application : Prévoir si les molécules suivantes sont polaires : CH_4 , CO_2 .

Remarque : la polarité d'une molécule dépend de sa géométrie.

Les liaisons C – H étant très peu polarisées, une molécule comportant uniquement des atomes de carbone et d'hydrogène est apolaire.

Applications : n°53 p 101, n°55 p 101, n°56 p 102

Exercice bilan : n°47 p 99

Applications en autonomie : n°37 p 99, n°25 et 27 p 96-97 (corrigés détaillés)