

CHAPITRE – STRUCTURE ET POLARITÉ DES ENTITÉS CHIMIQUES

Dans tous les corrigés ci-dessous, les configurations électroniques sont données dans les états fondamentaux des entités chimiques.

Abréviations : GNPP = gaz noble le plus proche ; DNL = doublet non liant ; EV = électrons de valence

EXERCICES À RÉALISER EN AUTONOMIE :

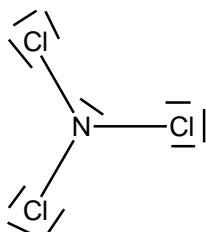
- Exercice résolu page 57 ;
- QCM page 58 ;
- Exercices corrigés n° 9 page 58, 11 page 59, 17 page 59, 21 page 60, 22 page 61 ;
- Exercices facultatifs n° 16 page 59, 20 page 60, 23 page 61, 24 page 61, 30 page 63.

▪ EXERCICE 15 PAGE 93

Schéma de Lewis

Configuration électronique de l'azote : $[7N] = 1s^2 2s^2 2p^3$; 5 EV ; son GNPP est trois cases à droite donc N forme 3 liaisons covalentes, ce qui mobilise 3 de ses EV, il en reste 2 non mobilisés qui forment un DNL.

Configuration électronique du chlore : $[17Cl] = 1s^2 2s^2 2p_6 3s^2 3p^5$; 7 EV. Son GNPP est une case à droite, le chlore forme une liaison covalente, ce qui mobilise un de ses EV, il en reste 6 non mobilisés qui forment 3 DNL :



▪ EXERCICE 18 PAGE 93

Schéma de Lewis, liaisons polarisées, géométrie

1. $[14Si] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$

$[17Cl] = 1s^2 2s^2 2p_6 3s^2 3p^5$

$[6C] = 1s^2 2s^2 2p^2$

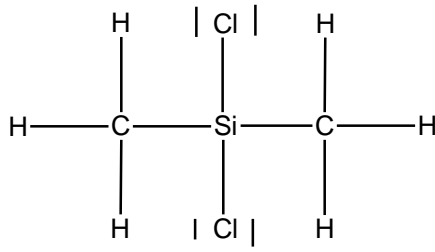
$[1H] = 1s^1$.

2. Le Si a son GNPP à 4 cases à droite, il forme 4 liaisons covalentes, ce qui mobilise ses 4 EV, il n'en reste aucun, aucun DNL.

Même chose pour le carbone.

L'hydrogène a son GNPP à une case à droite, il forme une liaison covalente, ce qui mobilise son EV, il n'en reste aucun, aucun DNL.

Le chlore a son GNPP à une case à droite, le chlore forme une liaison covalente, ce qui mobilise un de ses EV, il en reste 6 non mobilisés qui forment 3 DNL.



3. D'après le tableau page 89, les liaisons C-H ne sont (presque) pas polarisées car le carbone et l'hydrogène ont des électronégativités voisines.

Les liaisons C-Si sont un peu polarisées, l'électronégativité de C est plus forte que celle de Si, C est le pôle négatif de la liaison.

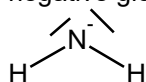
Les liaisons Si-Cl sont fortement polarisées, les chlores sont les pôles négatifs de la liaison.

4. La géométrie autour du silicium est tétraédrique. Les quatre sommets du tétraèdre ne sont pas tous les mêmes. Le centre du tétraèdre est occupé par le silicium qui est le pôle positif et chaque sommet est occupée par un pôle négatif la symétrie est insuffisante : l'édifice est globalement légèrement polaire, le pôle négatif est orienté vers les chlores, le pôle positif est voisin du silicium.

▪ **EXERCICE 24 PAGE 94**

Schéma de Lewis, géométrie

1. $[7N] = 1s^2 2s^2 2p^3$; 5 EV ; $[1H] = 1s^1$; 1 EV. En tout dans l'ion : $5 + 2 \times 1 + 1 = 8$ EV.
Pour former les deux liaisons, N mobilise 2 EV, il en reste 3 et on ajoute l'électron associé à la charge négative globale de l'ion soit 4 EV restants qui forment alors 2 DNL :

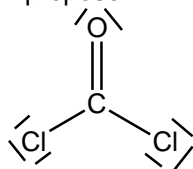


2. En raison de la présence des deux DNL sur l'atome central d'azote et par répulsion des paires électroniques, la géométrie de l'ion est coudée.

▪ **EXERCICE 33 PAGE 95**

Schéma de Lewis, géométrie

1. C forme 4 liaisons covalentes, sans dnl. O forme deux liaisons covalentes et deux dnl, le chlore forme une liaison covalente et trois dnl. On propose :



2. Les trois axes formés par la liaisons C=O double et les deux liaisons C-Cl se repoussent au maximum : elles se disposent donc dans un plan et les atomes de chlore et d'oxygène occupent les trois sommets d'un triangle.

▪ **EXERCICE 38 PAGE 95**

Schéma de Lewis, lacune électronique, géométrie

1. $[4Be] = 1s^2 2s^2$; 2 EV qu'il mobilise pour former les deux liaisons covalentes avec les H.



2. Au total pour sa valence, l'atome de béryllium est entouré de deux liaisons covalentes soit 4 EV et non pas 8. Il y a donc une lacune électronique.

3. La molécule d'eau est coudée en raison de la présence de deux DNL sur l'oxygène central et que le béryllium ne porte pas ici. La répulsion des paires électroniques des deux liaisons covalentes à 180° assure une géométrie linéaire à la molécule.