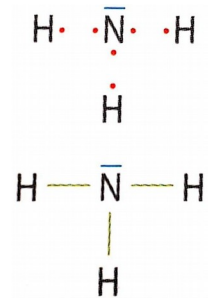


I. Représentation de Lewis

La représentation de Lewis fait figurer tous les électrons de valence des différents éléments et les associe en doublets, liants ou non-liants.

1. Représentation d'une molécule

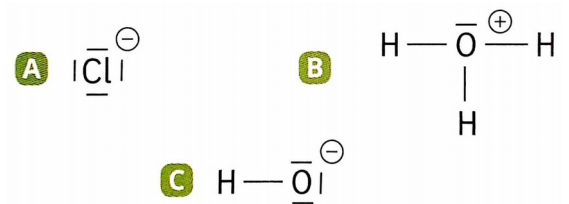
Dans une molécule, les atomes mettent en commun leurs électrons de valence avec leurs voisins. Ils forment ainsi des liaisons covalentes appelées « doublets liants » et représentés perpendiculairement au symbole de l'élément. Les électrons de valence qui ne sont pas engagés dans des liaisons covalentes forment des doublets non-liants, ils sont représentés le long du symbole de l'élément. Il peut se former des liaisons covalentes doubles ou triples.

**2. Représentation d'un ion**

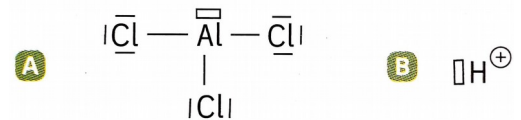
La représentation d'un ion s'établit de la même façon que pour une molécule mais on fait apparaître la charge de l'ion. Cette représentation est valable pour les ions mono et poly atomiques

Si un doublet liant d'un atome devient un doublet non-liant, l'atome concerné se retrouve avec un excès d'électrons, il porte donc une charge négative qui devient la charge de l'ion.

Si un doublet non-liant d'un atome devient un doublet liant, l'atome concerné se retrouve avec un défaut d'électrons, il porte donc une charge positive qui devient la charge de l'ion.

**3. Lacune électronique**

Une lacune électronique correspond à l'absence d'un doublet d'électrons. On la représente par un rectangle vide à côté du symbole de l'élément correspondant.

**II. Géométrie des molécules et des ions polyatomiques**

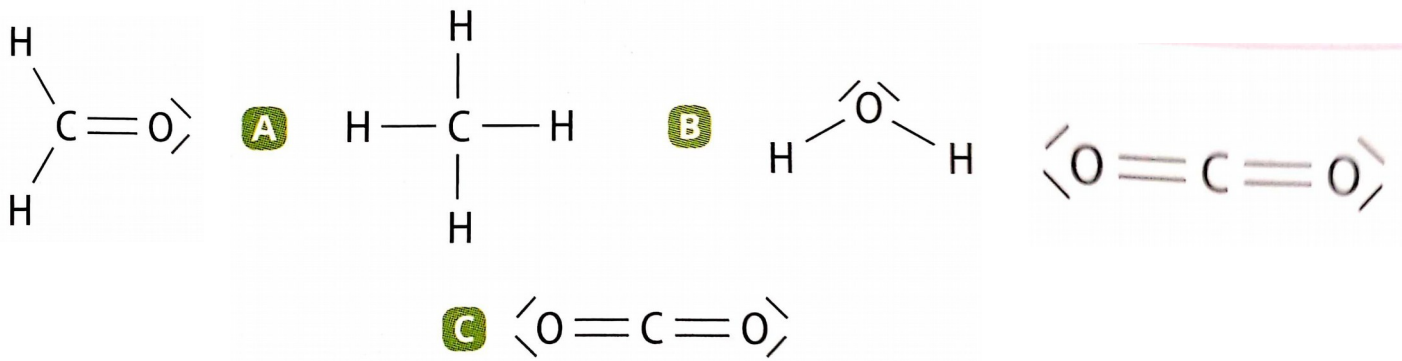
Les doublets, liants ou non, se repoussent les uns les autres. Ils se positionnent dans l'espace de manière à être le plus loin possible les uns des autres.

Pour déterminer la géométrie des entités qui ne possèdent que des liaisons covalentes simples, on comptabilise les liaisons et les doublets non-liants.

Une liaison double ou triple compte comme un seul doublet liant

| Doublets liants | Doublets non-liants | Forme de l'entité |
|-----------------|---------------------|------------------------------|
| 2 | 0 | linéaire |
| 3 | 0 | triangulaire |
| 4 | 0 | tétraèdre |
| 3 | 1 | Pyramide à base triangulaire |
| 2 | 2 | Plane et coudée |

Un tétraèdre est un volume possédant 4 faces triangulaires identiques.



III. Polarité d'une molécules

1. Électronégativité

L'électronégativité est la capacité d'un élément chimique à attirer à lui les électrons d'une liaison covalente. Elle est notée χ (ki), n'a pas d'unité et est donnée dans le tableau périodique.

Sur une même ligne, l'électronégativité augmente de gauche à droite. Dans une colonne, elle augmente de bas en haut.

2. Polarisation d'une liaison covalentes

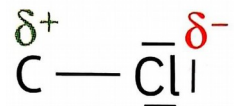
Une liaison covalente est polarisée si la différence d'électronégativité entre les deux atomes est supérieure ou égale à 0,4. Entre 0,4 et 1,7, la liaison est polarisée.

Au-delà, on dit qu'elle est ionique, l'un des atomes à totalement accaparé les électrons de la liaison.



L'atome le plus électronégatif porte une charge partielle négative, noté δ^- , l'autre porte une charge partielle positive notée δ^+ .

On place parfois une flèche sur le trait de liaison pour indiquer que les électrons se déplacent préférentiellement vers l'un des atomes.



3. Polarité d'une molécule

Dans une molécule qui possèdent des liaisons polarisées, on appelle G^+ le centre géométrique des charges partielles δ^+ et G^- celui des charges partielles δ^- .

Une molécule est qualifiée de polaire si G^+ et G^- ne sont pas confondus. Dans le cas contraire, on dit qu'elle est apolaire.

