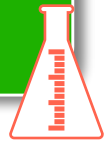


VSEPR



La **théorie VSEPR** (Valence Shell Electron Pair Repulsion, ou Répulsion des Paires d'Électrons de la Couche de Valence) est un modèle utilisé en chimie pour prédire la **forme des molécules**.

Principe de base : les paires d'électrons autour d'un atome central se repoussent mutuellement. Elles vont donc s'organiser de manière à **minimiser ces répulsions**, en prenant la forme la plus espacée possible les unes des autres.

2 types de paires d'électrons :

- **Paires liantes** : les électrons partagés entre l'atome central et les atomes environnants, formant des **liaisons covalentes**.

- **Paires non liantes** (ou paires libres) : les électrons de valence qui ne participent pas aux liaisons mais qui sont toujours **autour** de l'atome central.

Selon le nombre total de paires d'électrons (liantes et non liantes) autour de l'atome central, différentes **formes géométriques** peuvent être prévues.

Les paires **non liantes** prennent **plus de place** que les paires liantes, car elles ne sont pas partagées entre deux atomes (si on partage la liaison, on n'en porte que la moitié du poids chacun, alors que ce qui est non liant on le porte seul).

Cela peut modifier la forme de la molécule : (voir image en bas pour les noms des formes) :

- L'ammoniac (NH_3) : 3 paires liantes et 1 paire non liante. La forme prévue est une pyramide à base triangulaire.
- L'eau (H_2O) : 2 paires liantes et 2 paires non liantes. La forme prévue est coudée.

La théorie VSEPR est utilisée pour **prédire la forme des molécules** en se basant sur la **répulsion** entre les paires d'électrons autour d'un atome central. Les paires d'électrons se placent de manière à **minimiser les répulsions** et se positionnent en **3D** de la façon **la plus éloignée les uns des autres** +++ pour occuper tout l'espace tridimensionnel, ce qui détermine la **géométrie** de la molécule.

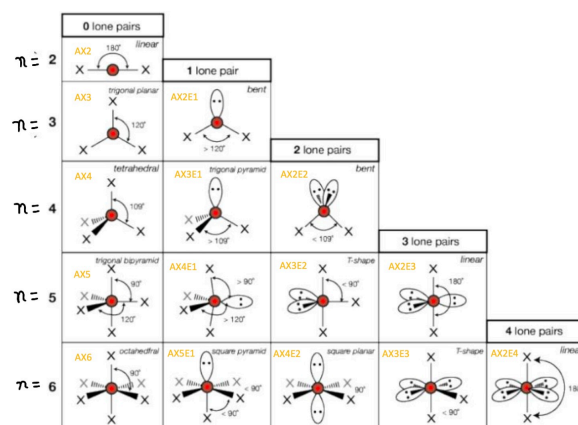
La structure des atomes va alors se traduire par cette formule : **AX_mEn**

Avec :

A : atome central que l'on regarde

X : nombre d'atomes impliqués dans une liaison avec l'atome central, avec m la valeur

E : nombre de doublets non-liants, avec n la valeur

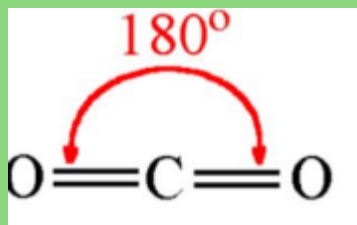


Les **boules rouges**, c'est l'atome que l'on étudie, le **A**, celui dont on veut savoir la configuration VSEPR.

> Exemple du CO₂ :

Si on s'intéresse au carbone comme atome central : on observe qu'il est uniquement lié à 2 oxygènes.

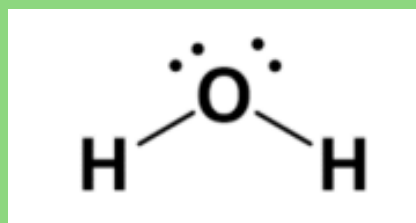
C'est donc une forme **linéaire**, car il va faire deux liaisons doubles, donc **AX₂**, il n'y a pas de DNL donc $n=0$ et $m=2$ car on est lié uniquement aux 2 oxygènes.



> Exemple de l'H₂O :

En s'intéressant cette fois-ci à l'oxygène, on n'aura pas simplement **AX₂** (car $m=2$ mais seulement avec les 2 atomes d'hydrogène qui ne peuvent faire qu'une liaison chacun, donc il reste des e- supplémentaires car O en a déjà deux de plus et il ne fait qu'une liaison par côté). Mais attention, là on aura aussi 2 DNL dont il faut tenir compte dans la représentation VSEPR. Ainsi, $n=2 \rightarrow$ **AX₂E₂**. La molécule est **coudée**.

L'oxygène et les atomes d'hydrogène sont dans le plan, par contre les DNL, l'un est vers l'avant et l'autre vers l'arrière.



> Exemple du NH₃ (L'ammoniac) :

On s'intéresse à l'azote N, il a 3 liaisons avec des hydrogènes $\rightarrow m=3$. Et là, pareil, petit piège, il ne faut surtout pas oublier le DNL de l'azote. En effet, nous n'aurons pas la même forme si nous sommes **AX₃** (trigonal plan) ou **AX₃E** (pyramide à base trigonale). Ici, NH₃ sera donc une **pyramide à base trigonale**.

