

Et si je devenais un atome dans une molécule ?

I - Pourquoi se forment les molécules ?

Une molécule résulte de l'association d'au moins deux atomes. Cette association permet à chacun des atomes de respecter **la règle du duet ou de l'octet** et donc de s'entourer de deux ou huit électrons.

II - Quel type de liaisons existe-t-il entre les atomes ?

La **liaison covalente** ou **de covalence** résulte de la mise en commun de la part de chaque atome d'un électron.

Dans le cas d'un atome pouvant former au moins deux liaisons, les liaisons covalentes peuvent s'associer et former des liaisons multiples : double (2 liaisons), triple (3 liaisons)

III - Comment connaître la valence d'un atome ?

La valence d'un atome correspond au nombre de liaisons établies par l'atome. Pour le trouver, il faut établir sa configuration ou structure électronique. **Le nombre d'électrons à gagner** pour respecter les règles du duet ou de l'octet donne le nombre de liaisons que doit créer l'atome.

Exemples :

C $Z = 6$ $(K)^2 (L)^4$ Il lui manque **4** électrons pour respecter la règle de l'octet donc il va établir quatre liaisons : il est **tétravalent** (valence 4).

Le carbone peut donc établir 4 liaisons simples ou 2 doubles ou 1 simple et 1 triple ou deux simples et 1 double.

H $Z = 1$ $(K)^1$ Il lui manque **1** électron pour respecter la règle du duet donc il va établir une liaison : il est **monovalent** (valence 1).

N $Z = 7$ $(K)^2 (L)^5$ Il lui manque **3** électrons pour respecter la règle de l'octet donc il va établir 3 liaisons : il est **trivalent** (valence 3).

L'azote peut donc établir 3 liaisons simples ou 1 double et 1 simple ou 1 triple.

O $Z = 8$ $(K)^2 (L)^6$ Il lui manque **2** électrons pour respecter la règle de l'octet donc il va établir 2 liaisons : il est **divalent** (valence 2).

L'oxygène peut donc établir 2 liaisons simples ou 1 double.

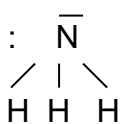
Cl $Z = 17$ $(K)^2 (L)^8 (M)^7$ Il lui manque **1** électron pour respecter la règle de l'octet donc il va établir une liaison : il est **monovalent** (valence 1).

IV - Doublets liants et doublets non liants

La liaison covalente **entre deux atomes** constitue un doublet liant (DL).

L'association de deux électrons **dans un atome** (et non entre les atomes) constitue un doublet non liant (DNL).

Important ! Le doublet non liant compte uniquement pour l'atome qui le porte tandis que le doublet liant vaut deux électrons pour chacun des atomes liés.

Exemple :  N, trivalent, établit trois liaisons simples avec trois atomes H (monovalent). Chacun de ses DL lui apporte deux électrons auxquels s'ajoutent ceux du DNL : $(2 \times 3) + 2 = 8$, la règle de l'octet est respectée. Chaque H a son DL donc 2 électrons ainsi la règle du duet est respectée.

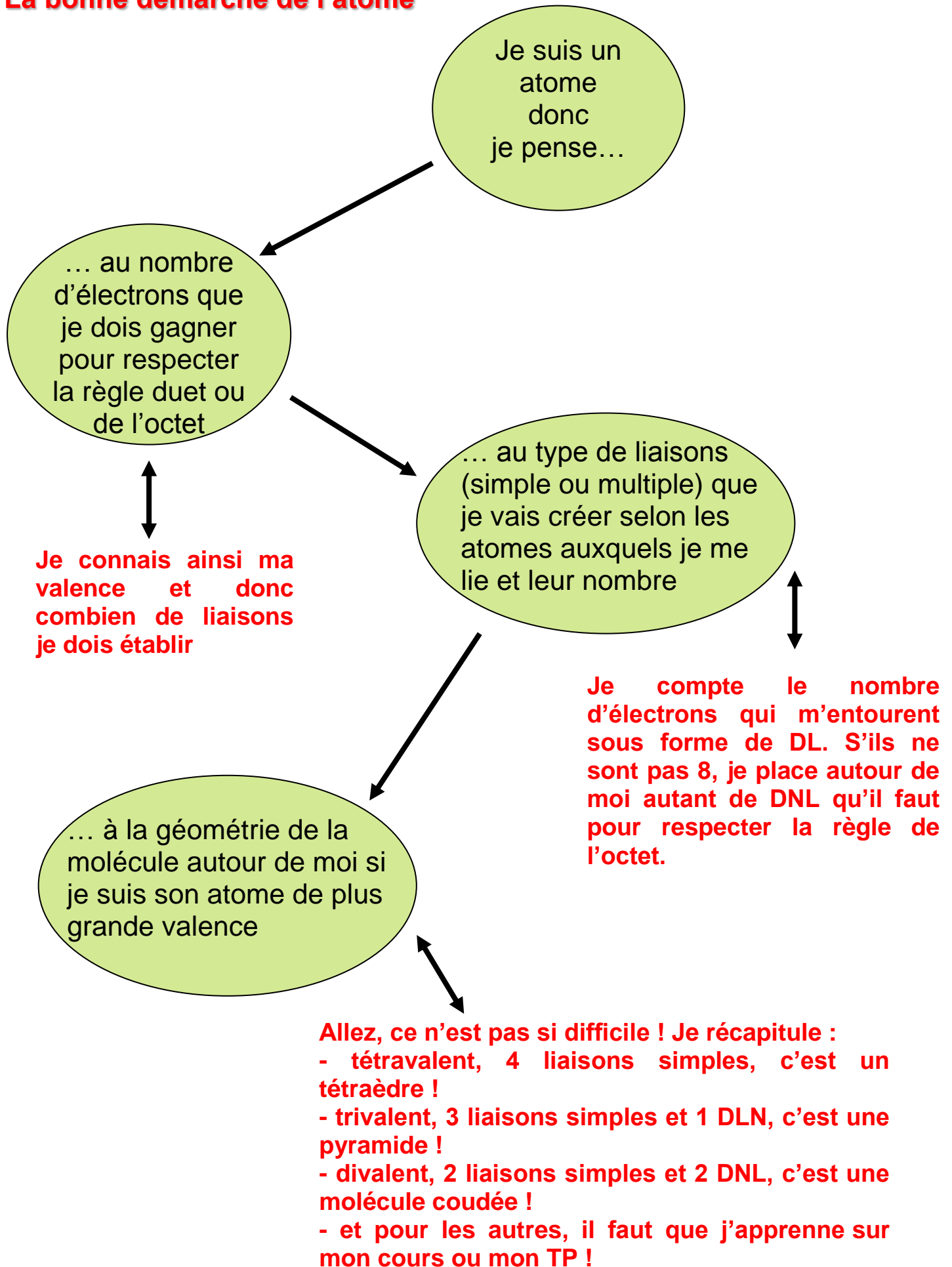
V - La géométrie des molécules

C'est la **valence de l'atome central** (atome de la molécule dont la valence est la plus élevée) et le **type de liaisons** qu'il forme qui la détermine.

Exemples :

- atome tétravalent établissant 4 liaisons simples au centre d'un tétraèdre ;
- atome tétravalent établissant 2 liaisons simples et 1 double dans un plan ;
- atome trivalent établissant 3 liaisons simples au centre d'une pyramide ;
- atome divalent établissant 2 liaisons simples et 1 double forme une molécule coudée.

La bonne démarche de l'atome



Conclusion : les molécules n'ont plus de secret pour moi !