

## 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 - Quels types 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)<sup>2</sup> (L)<sup>4</sup>      Il lui manque quatre 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 deux doubles ou une simple et une triple ou deux simples et 1 double.

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

Cl      Z = 17      (K)<sup>2</sup> (L)<sup>8</sup> (M)<sup>7</sup>      Il lui manque un électron pour respecter la règle du duet donc il va établir une liaison : il est **monovalent** (valence 1).

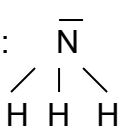
**Pour aller plus loin** : construisez un tableau avec tous les atomes susceptibles d'entrer dans la composition d'une molécule et pour chacun d'eux, retrouvez leur valence et indiquez-la sous la forme d'un nombre dans une deuxième ligne. Dans une troisième, établissez toutes les associations possibles de liaisons pour les atomes de valence supérieure à 1 (comme dans l'exemple donné pour le carbone).

### IV - Doublets liants et doublets non liants

La liaison covalente 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.

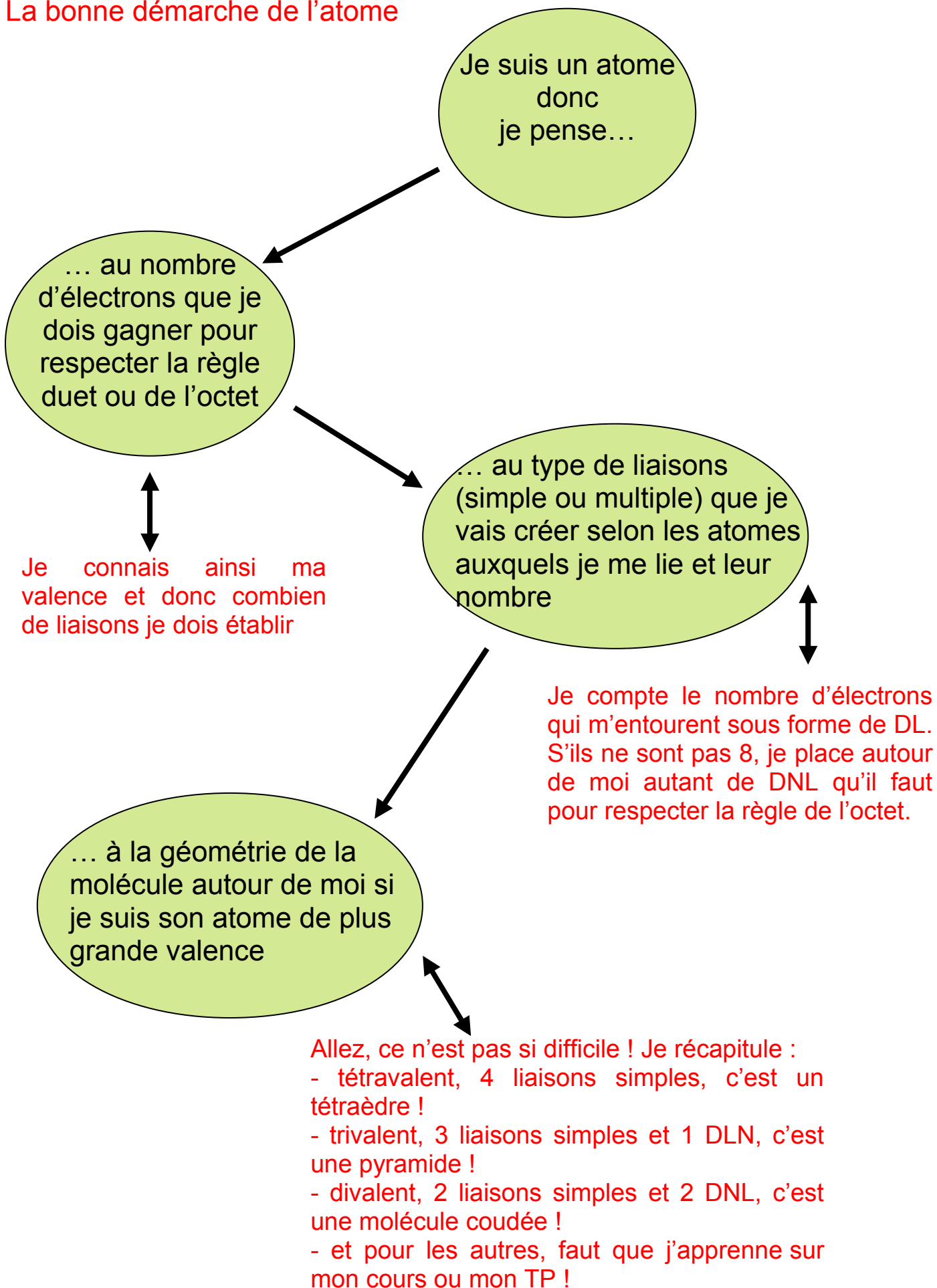
**Pour aller plus loin** : entraînez-vous à compter les électrons dans les molécules du cours, du T.P. ou des exercices pour vérifier la règle du duet ou celle de l'octet.

### 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.

**Pour aller plus loin** : pour les différents types de géométrie (tétraèdre, pyramide, etc...), établissez la valence de l'atome central et le type de liaisons (simple ou multiple, nombre de chaque) qui lui est associé.

## La bonne démarche de l'atome



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