



## Comment les molécules sont-elles formées ?

Une molécule est un assemblage d'atomes : comment les atomes s'assemblent-ils ? Peuvent-ils tous s'assembler ?

Un atome est constitué d'un noyau noté  ${}^A_Z X$  et d'un cortège électronique. Il est caractérisé par son numéro atomique  $Z$ , définissant l'élément de symbole  $X$  auquel il appartient. Ces éléments sont rassemblés dans la classification périodique. Le noyau compte  $A$  nucléons, parmi lesquels  $Z$  protons et  $(A-Z)$  neutrons. Des noyaux de même  $Z$  mais de  $A$  différent sont dits isotopes : c'est le cas des noyaux  ${}^{12}_6 C$  et  ${}^{14}_6 C$ .

Le cortège électronique de l'atome comporte  $Z$  électrons (atome électriquement neutre), répartis en couches décrites par sa structure électronique.

Par exemple, l'atome de carbone de noyau  ${}^{12}_6 C$  comporte 6 protons, 6 neutrons et 6 électrons. Sa structure électronique se note  $(K)^2 (L)^4$  : il a 4 électrons externes, qui le délimitent et définissent ses propriétés chimiques.

### Une théorie pour interpréter

En 1916, Gilbert Lewis (1875-1946), le père de la règle de l'octet (1904), propose de l'utiliser pour expliquer la tendance des atomes à former des molécules. Ainsi, pour obtenir les électrons externes qui lui manquent, un atome va pouvoir établir des liaisons chimiques avec d'autres atomes et former des molécules.

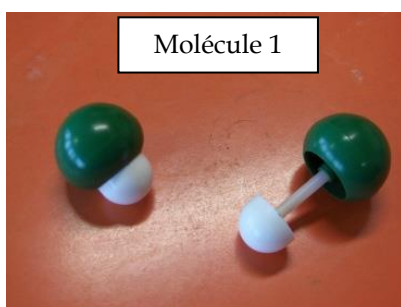
1. Rappeler la règle de l'octet. Comment cette règle se justifie-t-elle ? On rappelle les numéros atomiques des gaz nobles néon ( $Z = 10$ ) et argon ( $Z = 18$ ).
2. L'hydrogène ( $Z = 1$ ) est un cas à part pour lequel on parle de règle du duet. Sachant que le premier des gaz nobles est l'hélium ( $Z = 2$ ), justifier cette règle.

Pour former une liaison chimique, dite **covalente**, un atome va mettre en commun un électron avec un autre atome : les deux atomes sont alors unis par un **doublet liant**.

La molécule de dihydrogène, par exemple, est représentée par sa formule de Lewis :  $H - H$  où le symbole  $-$  représente les deux électrons partagés par les atomes, ou doublet liant. Chacun des atomes satisfait alors la règle du duet.

### Les modèles moléculaires

Les modèles moléculaires sont des coffrets de boules et de bâtons permettant de construire symboliquement des molécules en respectant les règles de leur formation.



Avec le modèle éclaté, on visualise les liaisons entre les atomes ainsi que la géométrie de la molécule.

Le modèle compact donne une idée plus proche de ce qu'est réellement la molécule – mais devient difficilement interprétable lorsque le nombre d'atomes est important.

Dans les deux cas, un code de couleurs permet de symboliser les atomes considérés.

carbone C	oxygène O	hydrogène H	chlore Cl	soufre S	azote N
Z = 6	Z = 8	Z = 1	Z = 17	Z = 16	Z = 7

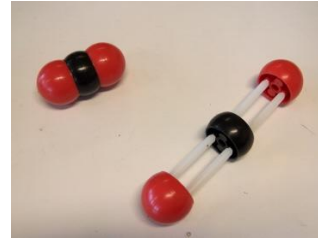
3. De quels atomes est constituée la molécule photographiée ? Justifier l'existence d'une liaison covalente entre les deux atomes.



L'atome vert présente la particularité d'avoir des doublets d'électrons non liants.

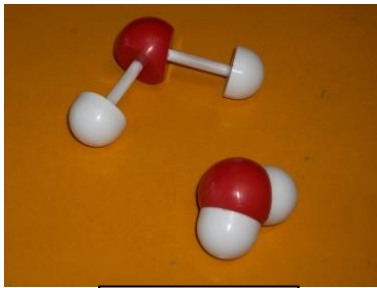
4. a. représenter l'atome par son symbole et ses électrons externes autour par des points
- b. représenter de même l'atome blanc
- c. matérialiser la liaison et relier 2 à 2 les électrons restant la propriété de l'atome vert
- c. proposer une formule de Lewis de la molécule faisant apparaître doublets liants et non liants.

5. Pour la molécule ci-contre, donner la formule chimique puis le nom et, de la même façon que pour la molécule précédente, établir la formule de Lewis. On parle ici de liaisons doubles.

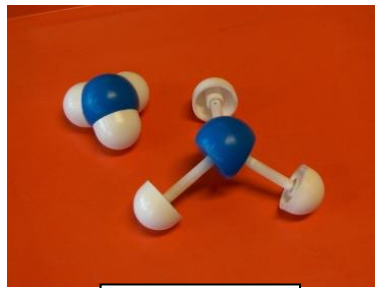


Molécule 2

6. Pour les trois molécules suivantes, donner la formule chimique puis la formule de Lewis.



Molécule 3



Molécule 4



Molécule 5

**Conclusion :** Pourquoi et comment une liaison covalente se forme-t-elle ?

nombre de liaisons	atomes	Exemples de formules de Lewis
<b>monovalent</b> 1 liaison possible	hydrogène H halogènes : fluor F, chlore Cl, brome Br, iode I	Formules brutes : H <sub>2</sub> ; Cl <sub>2</sub>
<b>divalent</b> 2 liaisons possibles	oxygène O soufre S	Formules brutes : H <sub>2</sub> O ; O <sub>2</sub>
<b>trivalent</b> 3 liaisons possibles	azote N phosphore P	Formules brutes : NH <sub>3</sub> ; NOCl ; N <sub>2</sub>
<b>tétravalent</b> 4 liaisons possibles	carbone C silicium Si	Formules brutes : CH <sub>4</sub> ; C <sub>2</sub> H <sub>4</sub> ; C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>