

L'ESSENTIEL

→ Doublets liants et non liants

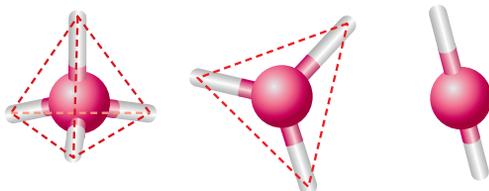
- Les électrons de la couche externe d'un atome sont appelés **électrons de valence**.
- Une **liaison covalente** entre deux atomes est assurée par la mise en commun de deux électrons de valence des atomes. La liaison est symbolisée par un tiret — représentant le doublet d'électrons de valence appelé **doublet liant**.
- Les électrons de valence non engagés dans les liaisons covalentes sont regroupés en **doublets non liants**.



Construction des doublets liants et non liants de la molécule d'eau.

→ Géométrie d'une molécule

- La géométrie d'une molécule peut être prévue à partir de sa formule de Lewis. Autour d'un atome, la géométrie adoptée est celle qui permet d'éloigner au maximum les doublets les uns des autres.



- Pour prévoir la géométrie autour d'un atome, il faut tenir compte de tous les doublets qui l'entourent, liants et non liants.

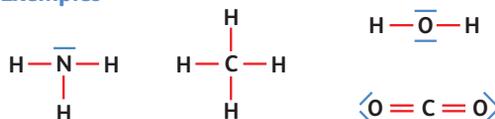
Exemples de géométrie

Formule de Lewis	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{N}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{O}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$
Modèle moléculaire			
Géométrie	tétraédrique	pyramidale	coudée

→ Formule de Lewis d'une molécule

- La **formule de Lewis** d'une molécule est la représentation des atomes qui la constituent et de leurs électrons de valence regroupés en doublets représentés par des tirets. Les doublets peuvent être liants ou non liants.

Exemples



- **Règle de l'octet.** Au sein d'une molécule, les atomes des périodes 2 et 3 sont entourés de quatre doublets d'électrons.

- **Règle du duet.** L'atome d'hydrogène n'établit qu'une liaison covalente et ne possède aucun doublet non liant.

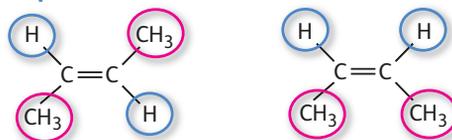
- Pour respecter ces règles, chaque type d'atome établit un nombre particulier de liaisons avec ses voisins.

Atome	Nombre de liaisons covalentes
$\text{H}\cdot$	1
$\cdot\overset{\cdot}{\text{C}}\cdot$	4
$\cdot\overset{\cdot}{\text{N}}\cdot$	3
$\cdot\overset{\cdot}{\text{O}}\cdot$	2

→ Isomérisation Z/E

- Pour qu'une **isomérisation Z/E** existe, il est nécessaire :
 - que la molécule possède une double liaison ;
 - que chaque atome engagé dans cette double liaison soit lié à deux groupes d'atomes différents.

Exemple



- L'isomérisation Z/E du rétinol est à l'origine du mécanisme de la vision. Cette réaction est une **réaction photochimique**.