



## CH06 Géométrie des molécules

### 1. Représentation de Lewis

#### Electrons de valence

Les électrons de la couche externe d'un atome sont appelés électrons de valence :

Atome	C	H	N	O	Cl
Z	6	1	7	8	17
Structure électronique	(K) <sup>2</sup> (L) <sup>4</sup>	(K) <sup>1</sup>	(K) <sup>2</sup> (L) <sup>5</sup>	(K) <sup>2</sup> (L) <sup>6</sup>	(K) <sup>2</sup> (L) <sup>8</sup> (M) <sup>7</sup>
Nbre électrons valence	4	1	5	6	7

#### Règles du duet et de l'octet

Les atomes ont tendance à adopter la structure des gaz nobles, c'est-à-dire à posséder - deux électrons sur leur couche externe pour les éléments chimiques de numéro atomique inférieur ou égal à 4 (règle du duet) - ou 8 électrons sur leur couche externe pour les autres (règle de l'octet).

Pour satisfaire ces règles un atome peut soit :

- perdre ou gagner des électrons et se transformer en ions ;
- se lier à d'autres atomes en formant des liaisons covalentes et constituer des molécules.

#### Liaisons covalentes (doublets liants)

Une liaison covalente (correspondant à un doublet liant) résulte de la mise en commun de deux électrons par deux atomes, chaque atome apportant un électron. Le nombre de liaisons covalentes engagées par un atome est égal au nombre d'électrons qu'il manque pour respecter la règle de l'octet ou du duet.

#### Doublets non-liants

Les électrons externes de l'atome non engagés dans des liaisons covalentes se regroupent deux par deux en doublets non liants localisés autour de l'atome. Le nombre de doublets non liants est égal au nombre d'électrons de la couche externe qui ne sont pas mis en commun divisé par deux

### Formule de Lewis d'une molécule

La formule de Lewis d'une molécule est la représentation des atomes qui la constituent et de ses électrons de valence regroupés en doublets liants ou non liants :

Un doublet liant est symbolisé par un tiret entre les atomes représentant la liaison covalente entre ces atomes.

Un doublet non liant est symbolisé par un tiret placé à côté du symbole de l'atome porteur de ce doublet.

#### Méthode de détermination de la représentation de Lewis

Étapes	1. À partir de la structure électronique, rechercher le nombre de liaisons, puis de doublets non liants de chaque atome.	2. Dessiner les atomes, reliés entre eux de telle sorte que chaque atome forme le bon nombre de liaisons.	3. Compléter le schéma avec les doublets non liants des atomes qui en possèdent.	4. Vérifier que chaque atome possède autour de lui 4 doublets (1 doublet pour l'atome d'hydrogène H).
Exemples				
méthanol CH <sub>3</sub> O	H : 1 liaison C : 4 liaisons O : 2 liaisons et 2 doublets non liants			Le nombre de doublets est respecté pour chaque atome.
phosgène COCl <sub>2</sub>	C : 4 liaisons O : 2 liaisons et 2 doublets non liants Cl : 1 liaison et 3 doublets non liants			Le nombre de doublets est respecté pour chaque atome.

### 2. Géométrie des molécules

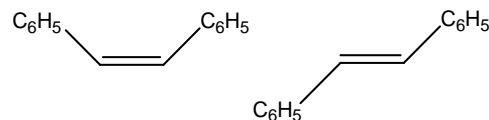
Les doublets d'électrons (liants et non liants) d'un atome se positionnent dans l'espace de sorte à toujours minimiser la répulsion électrique qu'ils exercent les uns sur les autres: ils s'orientent autour de l'atome de façon à être le plus éloignés possible les uns des autres.

Molécule	Représentation de Lewis	Doublets de l'atome central	Répartition des doublets dans l'espace	Modèle spatial	Forme de la molécule
méthane CH <sub>4</sub>		4 liaisons simples			molécule tétraédrique
ammoniac NH <sub>3</sub>		3 liaisons simples 1 doublet non liant			molécule pyramidale
eau H <sub>2</sub> O		2 liaisons simples 2 doublets non liants			molécule plane coudée
méthanal CH <sub>2</sub> O		1 double liaison 2 liaisons simples			molécule plane triangulaire



### 3. Isomérisation Z / E

Exemple du stilbène :

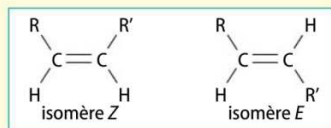


Configuration Z et E

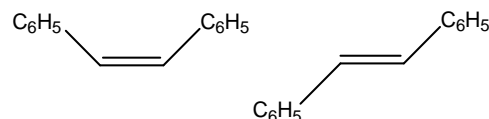
Pour la double liaison d'une molécule de type  $ABC=CA'B'$  on classe les groupes A et B entre eux d'une part et A' et B' entre eux d'autre part. Si les deux groupes prioritaires sont en position relative *cis*, alors la double liaison est de configuration Z, sinon elle est de configuration E.

#### 3 Savoir reconnaître une isomérisation Z/E

- L'**isomérisation spatiale Z/E** se rencontre dans les molécules possédant des doubles liaisons carbone-carbone de la forme  $R-CH=CH-R'$ .
- L'**isomérisation photochimique** d'une double liaison est à l'origine du processus de la vision.

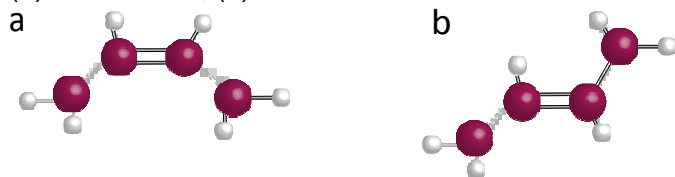


Exemple du stilbène Z et E :



Le but-2-ène existe sous la forme de deux isomères :

(a) : isomère Z ; (b) : isomère E .



Le passage d'un isomère Z/E à l'autre ne peut se faire que par le remplacement temporaire de la double liaison par une simple liaison autour de laquelle la rotation est possible : cette isomérisation nécessite donc un apport d'énergie.

L'isomérisation photochimique est la transformation d'un isomère Z en son isomère E ( ou vice versa) sous l'effet d'un rayonnement lumineux qui apporte l'énergie nécessaire à l'isomérisation.

L'isomérisation photochimique du rétinol est responsable du mécanisme de la vision. L'équation de réaction de l'isomérisation Z/E du rétinol s'écrit :

