

## Chapitre 6 $\chi$ : les molécules

### I. Rappels de seconde

#### 1. Structure électronique des atomes

Les électrons d'un atome se répartissent en couches appelées "niveaux d'énergie". Chaque couche est caractérisée par un nombre entier positif  $n$  : le nombre quantique. Plus  $n$  est petit, plus l'électron est lié à l'atome et plus grande est l'énergie qu'il faut fournir pour l'en arracher.

valeur de $n$	1	2	3	4	5
nom de la couche	K	L	M	N	O

**Principe de Pauli** : chaque couche contient un nombre limité d'électrons. Le nombre maximal d'électrons que peut contenir la couche  $n$  est  $2n^2$ .

valeur de $n$	1	2	3	4
nb maxi d'électrons	2	8	18	32

Les électrons commencent à occuper les couches de nombre quantique le plus faible.

Pour savoir si les électrons sont en doublet ou célibataires, on utilise les **cases quantiques**. Chaque case peut contenir 2 électrons au maximum.

Tous les éléments de la C.P.E. ont leur dernière couche incomplète, sauf les gaz rares dont la dernière couche est saturée. Or, on constate que ceux-ci sont stables et chimiquement inertes.

Tous les éléments de la C.P.E., sauf les gaz rares, vont faire en sorte d'avoir leur dernière couche saturée en électrons : c'est la règle dite "**de l'octet ou du duet**".

#### 2. Liaison de covalence

Une liaison de covalence entre deux atomes est la mise en commun de deux électrons célibataires pour former un **doublet liant**.

Les deux électrons engagés dans la liaison covalente n'appartiennent plus ni au premier atome, ni au second, mais aux deux en même temps !

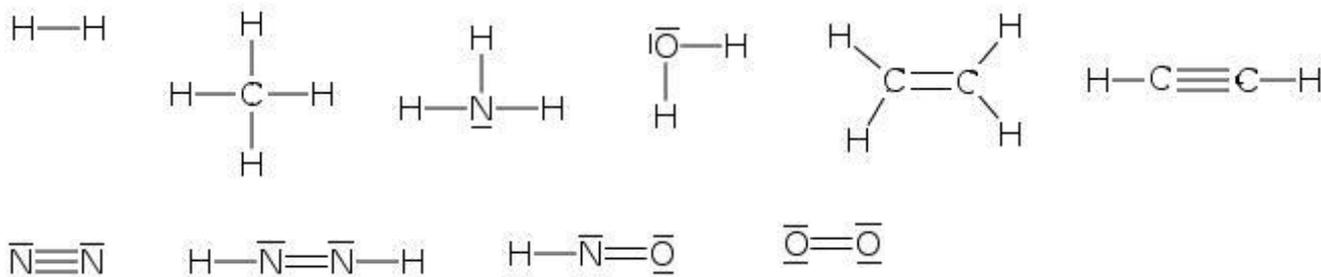
#### 3. Représentation de Lewis d'une molécule

Dans la représentation de Lewis d'une molécule, on représente tous les doublets, liants ou non liants, par des tirets. Les doublets liants sont les liaisons covalentes.

Quelques exemples :

	H	He	C	N	O	Ne																		
n° atomique Z	1	2	6	7	8	10																		
formule électronique	K <sup>1</sup>	K <sup>2</sup>	K <sup>2</sup> L <sup>4</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>																		
nb e <sup>-</sup> externes	1	2	4	5	6	8																		
répartition	<table border="1"><tr><td>e</td></tr></table> K	e	<table border="1"><tr><td>ee</td></tr></table> K	ee	<table border="1"><tr><td>e</td><td>e</td><td>e</td><td>e</td></tr></table> L	e	e	e	e	<table border="1"><tr><td>ee</td><td>e</td><td>e</td><td>e</td></tr></table> L	ee	e	e	e	<table border="1"><tr><td>ee</td><td>ee</td><td>e</td><td>e</td></tr></table> L	ee	ee	e	e	<table border="1"><tr><td>ee</td><td>ee</td><td>ee</td><td>ee</td></tr></table> L	ee	ee	ee	ee
e																								
ee																								
e	e	e	e																					
ee	e	e	e																					
ee	ee	e	e																					
ee	ee	ee	ee																					
nb e <sup>-</sup> manquants pour être stable	1	0	4	3	2	0																		
nb liaisons possibles	1	0	4	3	2	0																		
nb doublets liants	1	0	4	3	2	0																		
nb doublets non liants	0	1	0	1	2	4																		

Et voici donc quelques exemples de molécules possibles à partir de ces atomes :



Exercices 8, 9, 13 p 110

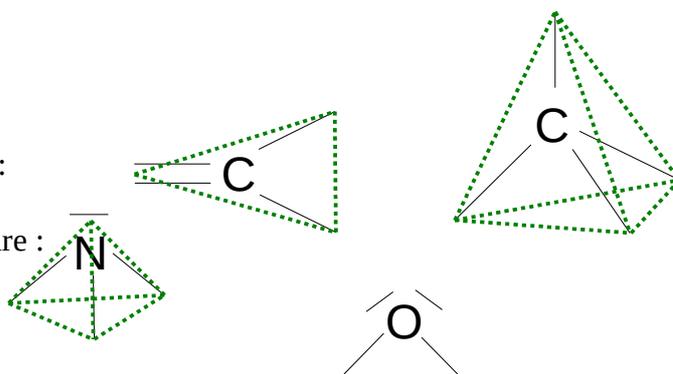
## II. Géométrie des molécules

### 1. Répulsion des doublets électroniques

Étant donné que deux charges électriques de même signe se repoussent, les doublets d'électrons dans un atome vont se repousser au maximum. En outre, des doublets non liants occupent un plus grand volume que des liaisons covalentes. A partir de là, on peut essayer de prévoir la géométrie d'une molécule.

### 2. Prévision de la géométrie

- le carbone tétragonal fait un tétraèdre :
- le carbone trigonal fait un triangle (plan) :
- l'azote fait une pyramide à base triangulaire :
- l'oxygène fait une structure en V :



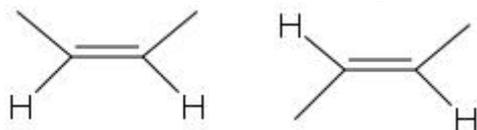
Il existe bien sûr d'autres géométries, mais ce sont les principales.

Exercices 14, 15 & 17 p 111

## III. Isomérie Z/E

### 1. De quoi s'agit-il ?

La double liaison carbone-carbone est plane et il n'y a pas de libre rotation possible autour de l'axe carbone-carbone. En outre, le carbone trigonal est triangulaire. De ce fait, il existe, par exemple, deux molécules de but-2-ène :



On constate que les deux atomes d'hydrogène ne sont pas disposés de la même façon par rapport à la double liaison. Ces deux molécules sont donc isomères. Elles doivent donc porter deux noms différents.

- Si les deux atomes H sont placés du même côté de la double liaison, il s'agit de l'isomère Z (de l'allemand "Zusammen" : ensemble).
- Si les deux atomes H sont situés de part et d'autre de la double liaison, il s'agit de l'isomère E (de l'allemand "Entgegen" : opposé).

Ces deux molécules sont donc respectivement le (Z)-but-2-ène et le (E)-but-2-ène.

### 2. Photo-isomérisation

#### Activité B p 98 ancienne édition

Pour passer d'un isomère à l'autre, il faut un apport d'énergie car il n'y a pas de rotation possible autour de la double liaison. Cette énergie peut être apportée par un photon.

Dans ce cas, on constate le passage de l'isomère Z vers l'isomère E ou inversement, pour certaines molécules : **c'est une photo-isomérisation**.

Ce phénomène est à l'origine du processus de la vision au sein de la rétine.

Exercices 18, 20, 22 & 24 p 111-113

## Exercices

### Exercice 8 p 110

He :  $Z = 2$  :  $K^2$  : 

ee
----

 pas d'électron célibataire, donc pas de liaison possible

C :  $Z = 6$  :  $K^2L^4$  : 

e	e	e	e
---	---	---	---

 4 électrons célibataires, donc 4 liaisons possibles

F :  $Z = 9$  :  $K^2L^7$  : 

ee	ee	ee	e
----	----	----	---

 1 électron célibataire, donc 1 liaison possible

Ne :  $Z = 10$  :  $K^2L^8$  : 

ee	ee	ee	ee
----	----	----	----

 pas d'électron célibataire, donc pas de liaison possible

Si :  $Z = 14$  :  $K^2L^8M^4$  : 

e	e	e	e
---	---	---	---

 4 électrons célibataires, donc 4 liaisons possibles

Ar :  $Z = 18$  :  $K^2L^8M^8$  : 

ee	ee	ee	ee
----	----	----	----

 pas d'électron célibataire, donc pas de liaison possible.

### Exercice 9 p 110

H est  $K^1$  ; N est  $K^2L^5$  ; Cl est  $K^2L^8M^7$ .

### Exercice 13 p 110

HCN : proposition 2 ; acétylène : proposition 1 ; méthanal : proposition 1.

### Exercice 14 p 111

L'atome de carbone possède une géométrie triangulaire, tandis que les atomes d'oxygène et d'azote possèdent une géométrie coudée.

### Exercice 15 p 111

- acide isocyanique : le C est linéaire, le N est coudé
- éthène : les C sont triangulaires
- dichlorométhane : le C est tétraédrique
- hydrazine : le N est pyramidal

### Exercice 17 p 111

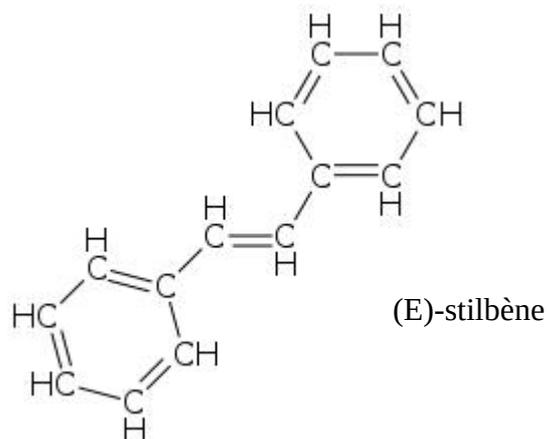
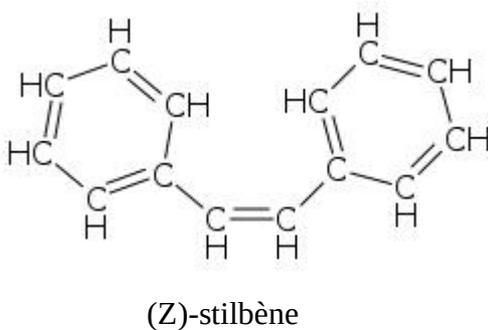
Phosphine : P entouré de quatre doublets : trois liants et un non liant. Géométrie tétraédrique : molécule est pyramidale. **Modèle 1.**

Acide cyanhydrique : C entouré de quatre doublets liants dont trois engagés dans une triple liaison. Géométrie linéaire : molécule linéaire. **Modèle 2.**

### Exercice 18 p 111

1. C'est le passage d'un isomère à un autre sous l'action de la lumière.

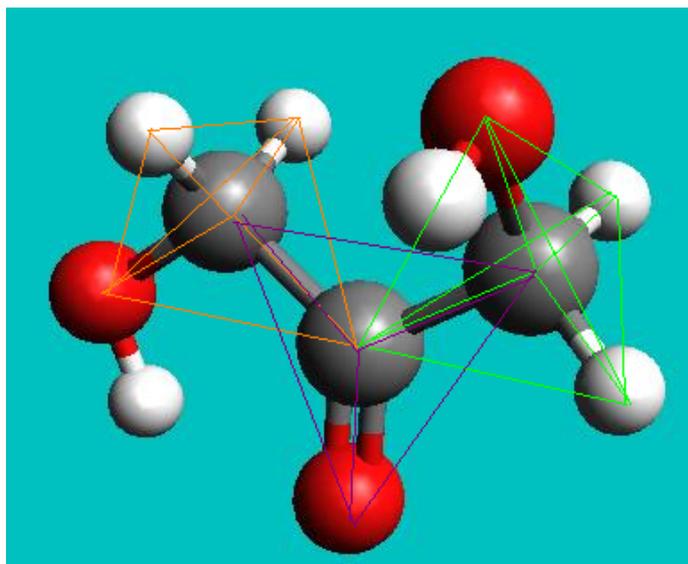
2.



### Exercice 20 p 112

1. H (Z = 1) :  $K^1$  ; C (Z = 6) :  $K^2L^4$  ; O (Z = 8) :  $K^2L^6$ . Donc O possède deux doublets non liants.

2.



### Exercice 22 p 113

1. a. Le photochromisme est une réaction photochimique (sous l'action de la lumière) qui s'accompagne d'un changement de couleur de l'espèce chimique modifiée par la réaction. Ce changement est réversible.
- b. C'est l'énergie du photon qui est associée à l'expression  $h \cdot \nu$ .
2. L'isomérisation Z/E peut être considérée comme une réaction photochimique si les deux isomères peuvent subir une photo-isomérisation réversible et n'ont pas la même couleur.

### Exercice 24 p 113

1.

