

# Chapitre VII- La géométrie des molécules

## I/ La valence dans les molécules

### 1/ Les électrons de valence

- ◆ Les molécules sont des assemblages d'atomes liés entre eux.
- ◆ Dans un atome, les électrons sont répartis sur des couches électroniques numérotées  $n = 1, 2, 3, \dots$  et nommées (K), (L), (M)... Plus  $n$  est élevé, plus la couche se situe loin du noyau. La dernière couche est appelée « la couche externe ».
- ◆ Règles de remplissage : simulateur « 1S structure électronique »
  - la couche numérotée «  $n$  » peut contenir au maximum  $2n^2$  électrons
  - la couche  $(n+1)$  commence à se remplir une fois que la couche  $n$  est saturée (= complètement remplie).
- ◆ Exemple : la structure électronique d'un atome de chlore  ${}_{17}\text{Cl}$  est :  $(\text{K})^2 (\text{L})^8 (\text{M})^7$
- ◆ Les électrons situés sur la couche externe sont « les électrons périphériques » ou « les électrons de valence ». On les représente par des points :



### 2/ Les règles du duet et de l'octet

Les atomes des gaz rares (dernière colonne de la classification périodique des éléments : He, Ne, Ar, Kr, Xe) présentent une propriété particulière: ils sont très stables c'est-à-dire qu'ils participent très peu à des réactions chimiques.

*Pourquoi ? L'explication est apportée par leur structure électronique :*

- ${}_{2}\text{He}$ :  $(\text{K})^2$        ${}_{10}\text{Ne}$ :  $(\text{K})^2 (\text{L})^8$        ${}_{18}\text{Ar}$ :  $(\text{K})^2 (\text{L})^8 (\text{M})^8$
- ils possèdent un duet (=2 électrons) sur la couche K (pour l'hélium) ou un octet (=8 électrons) sur leur dernière couche : leur couche externe est saturée

*Conséquence :*

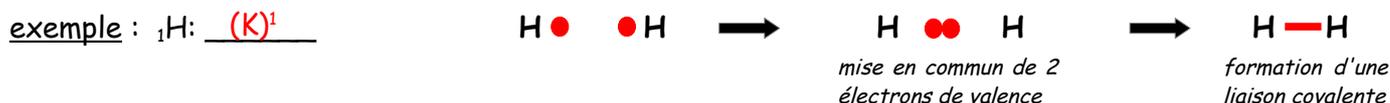
→ Tous les atomes tendent à adopter la même structure électronique que les gaz rares.

### 3/ Les doublets électroniques

Les atomes mettent en commun des électrons de valence pour former des liaisons covalentes.

#### a/ Les liaisons covalentes (ou doublet liants)

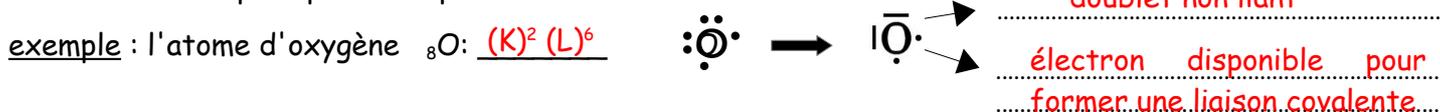
Les liaisons covalentes qui relient les atomes entre eux sont des doublets d'électrons.



- on représente une liaison covalente par un trait
- chaque atome H perçoit la présence de 2 électrons sur sa couche (K) comme pour l'hélium, donc il tend à respecter la règle du duet
- la structure chimique obtenue est :  $\text{H}_2$ , c'est une molécule
- former une liaison covalente permet à chaque atome engagé de gagner 1 électron
- pour respecter les règles du duet ou de l'octet, chaque atome engage autant de liaisons covalentes qu'il lui manque d'électron de valence
- 2 atomes peuvent engager plusieurs liaisons covalentes entre eux.

## b/ les doublets non liants

- les électrons périphériques non engagés dans une liaison covalente se regroupent 2 par 2 en formant des doublets non liants localisés autour de l'atome et représentés par des traits.
- un atome peut posséder plusieurs doublets non liants.

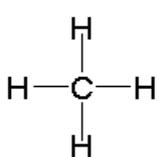
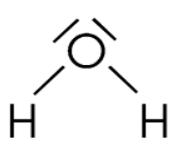
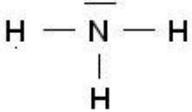


## 4/ La représentation de Lewis : simulateur « 1S animation Lewis »

- ➔ On représente tous les doublets électroniques, liants (= liaisons covalentes) et non liants.

exemples:

atome	hydrogène ${}_1\text{H}$	carbone ${}_6\text{C}$	azote ${}_7\text{N}$	oxygène ${}_8\text{O}$
structure électronique	$(\text{K})^1$	$(\text{K})^2 (\text{L})^4$	$(\text{K})^2 (\text{L})^5$	$(\text{K})^2 (\text{L})^6$
nombre d'électrons manquants pour saturer la couche externe	1	4	3	2
nombre de liaisons covalentes	1	4	3	2
représentation de Lewis	$\text{H}\bullet$		$\cdot\bar{\text{N}}\cdot$	$\cdot\bar{\text{O}}\cdot$

molécule	méthane $\text{CH}_4$	eau $\text{H}_2\text{O}$	ammoniac $\text{NH}_3$	dioxyde de carbone $\text{CO}_2$
représentation de Lewis				

## II/ La forme géométrique des molécules

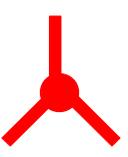
### 1/ L'organisation spatiale des doublets autour des atomes

- ➔ charge électrique des doublets électroniques :

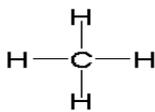
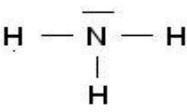
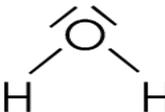
ils sont négatifs donc ils se repoussent entre eux.

- ➔ positionnement des doublets autour de l'atome central :

ils s'écartent au maximum les uns des autres.

nombre de liaisons et de doublets non liants	2	3	4
représentation spatiale	 segment	 triangle	 tétraèdre
direction des liaisons et doublets non liants	forment un angle de $180^\circ$	forment un angle de $120^\circ$ dans un plan	forment un angle de $109,5^\circ$ dans l'espace

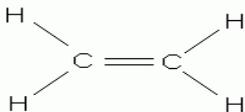
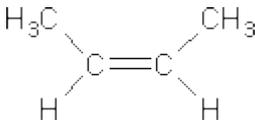
## 2/ La géométrie de molécules simples : simulateur « molécules 3D »

molécule	représentation de Lewis	répartition des liaisons et des doublets	modèle spatial	forme de la molécule
méthane				tétraédrique
ammoniac				pyramidale
eau				plane, coudée
dioxyde de carbone				linéaire

Voir Bordas p 107

### III/ L'isomérie Z/E

#### 1/ Mise en évidence : simulateur « molécules 3D »

molécule	éthène C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	but-2-ène C <sub>4</sub> H <sub>8</sub> (forme n°1)	but-2-ène C <sub>4</sub> H <sub>8</sub> (forme n°2)
représentation de Lewis			
commentaire	<ul style="list-style-type: none"> <li>- disposition triangulaire des liaisons autour de chaque C</li> <li>- pas de rotation autour de C=C</li> <li>- molécule plane</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- ces 2 molécules sont planes</li> <li>- ces 2 molécules sont différentes</li> <li>- on ne peut pas passer de l'une à l'autre sans rompre une liaison</li> </ul>	
représentation spatiale			

→ Dans le cas de la molécule de but-2-ène, 2 formes différentes sont possibles mais l'absence de rotation autour de la double liaison C=C interdit la transformation d'une forme en une autre. Ces 2 molécules sont donc différentes : elles sont isomères

#### 2/ Généralisation

On représente les groupes chimiques autres que les atomes d'hydrogène par R et R' :

représentation de Lewis		
commentaire	R et R' sont du même côté de la double liaison C=C, idem pour les deux H	R et R' sont de part et d'autre de la double liaison C=C, idem pour les deux H
appellation	isomère E	isomère Z

→ Les isomères Z et E possèdent des propriétés physiques et chimiques différentes :

solubilité, température de changement d'état, odeur...

### 3/ L'isomérisation Z/E photochimique : simulateur « 15 animation photoisomérisation rétinale »

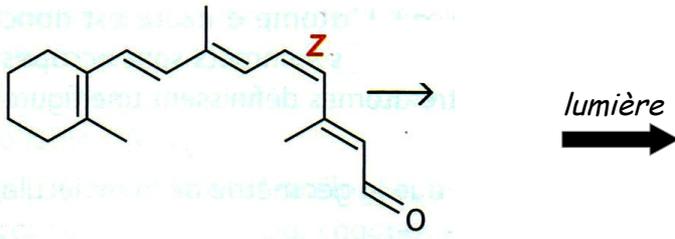
Pour passer de l'isomère Z à l'isomère E, la seule possibilité est de rompre la double liaison C=C et de repasser provisoirement par une simple liaison.

Pour cela, un apport d'énergie est nécessaire. Cette apport énergétique peut être dû à des radiations lumineuses : on parle alors d'isomérisation photochimique.

Exemple : le mécanisme de la vision

La rétine est composée de cônes et de bâtonnets contenant une molécule particulière : le Z-rétinal.

L'énergie de la lumière reçue provoque la transformation du Z-rétinal en E-rétinal :



Cette transformation géométrique provoque un signal électrique qui est transmis au cerveau : c'est la vision. Ensuite, le E-rétinal est reconverti en Z-rétinal pour un nouveau cycle.