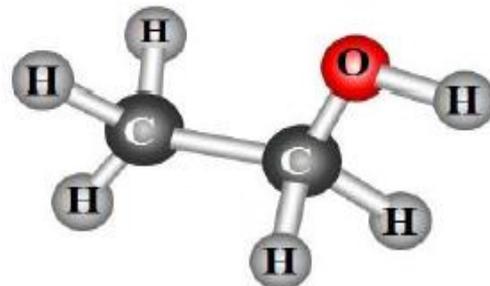


Cours N° 5 :

*La géométrie de quelques molécules***Introduction :**

Tout ce qui nous entoure est constitué de matière, la matière est composée de molécules plus ou moins complexes, composés elles-mêmes d'atomes.

- Qu'est-ce qu'une molécule ?
- Pourquoi et selon quels critères ces molécules se forment-elles ?
- Comment représenter une molécule ? Ou bien comment déterminer la géométrie d'une molécule dans l'espace ?
- Y a-t-il des règles ou des modèles permettant d'expliquer cette géométrie ?

**1. Règles de Duet et de l'Octet :****1. Stabilité des gaz rares :**Activité :

1. Ecrire la structure électronique des éléments suivantes : L'hélium **He** ($Z=2$), le néon **Ne** ($Z=10$) et l'argon **Ar** ($Z=18$)

La structure électronique est : **He**: $(K)^2$, **Ne**: $(K)^2(L)^8$, **Ar**: $(K)^2(L)^8(M)^8$.

2. La couche externe de chaque atome est-elle saturée ou non ?

La couche externe de chaque atome est saturée car elle contient le nombre maximum d'électrons.

3. Comment appelés ces éléments ?

Ces éléments appelés des gaz rares (ou nobles).

4. Ecrire la structure électronique de l'atome de lithium **Li** ($Z=3$) et l'atome de chlore **Cl** ($Z=17$). Les deux atomes ont-ils une stabilité chimique ?

La structure électronique est : **Li**: $(K)^2(L)^1$, **Cl**: $(K)^2(L)^8(M)^7$

Les deux atomes sont instables parce que leurs couches externes sont insaturées.

5. Ecrire la structure électronique des ions **Li⁺** et **Cl⁻**. Sont-ils caractérisés par la stabilité chimique ?

La structure électronique est : **Li⁺**: $(K)^2$, **Cl⁻**: $(K)^2(L)^8(M)^8$

Les ions sont stables car leurs couches externes sont saturées.

Conclusion :

Les **gaz rares** (qu'on appelle **gaz nobles**) ne participent pas à des réactions chimiques, ils sont chimiquement **stables**, leurs couches externes sont **saturées**. (Exemples : l'hélium, l'argon le néon).

Les éléments chimiques instables se transforment et s'associent, de façon à augmenter leur stabilité : ils cherchent toujours à acquérir la structure électronique d'un gaz rare de numéro atomique le plus proche.

2. Énoncé des règles :

- La règle du «Duet» : Au cours des transformations chimiques, les éléments chimiques de numéro atomique ($Z \leq 4$) évoluent de manière à avoir la structure électronique du **Hélium He**: $(K)^2$. Ils ont alors **deux électrons** sur leur couche externe.

- La règle de l'«Octet» : Au cours des transformations chimiques, les éléments chimiques de numéro atomique ($4 < Z \leq 18$) évoluent de manière à avoir la structure électronique de plus proche gaz rare dans le tableau périodique des éléments (de **Néon Ne**: $(K)^2(L)^8$ ou **Argon Ar** : $(K)^2(L)^8(M)^8$). Ils portent donc **8 électrons** sur leur couche externe.

3. Application sur les ions monoatomiques stables :

Les ions monoatomiques sont stables car ils vérifient les règles de Duet et de l'Octet.

Exemples :

Atomes	Ions
Na : $(K)^2(L)^8(M)^1$	Na ⁺ : $(K)^2(L)^8$
Mg : $(K)^2(L)^8(M)^2$	Mg ²⁺ : $(K)^2(L)^8$
Be : $(K)^2(L)^2$	Be ²⁺ : $(K)^2$
Li : $(K)^2(L)^1$	Li ⁺ : $(K)^2$

Atomes	Ions
F : $(K)^2(L)^7$	F ⁻ : $(K)^2(L)^8$
O : $(K)^2(L)^6$	O ²⁻ : $(K)^2(L)^8$
Cl : $(K)^2(L)^8(M)^7$	Cl ⁻ : $(K)^2(L)^8(M)^8$
S : $(K)^2(L)^8(M)^6$	S ²⁻ : $(K)^2(L)^8(M)^8$

2. Représentation des molécules selon le modèle de Lewis :

1. Définition de la molécule :

La molécule est un ensemble d'atomes reliés entre eux par une ou plusieurs liaisons chimiques, appelées liaisons covalents. Exemple : la molécule de méthane CH₄ est constituée d'un atome de carbone et 4 atomes d'hydrogène.

2. La liaison covalente :

Une liaison covalente est une liaison chimique dans laquelle les deux atomes se partagent deux électrons (chaque atome fournissant un électron) de leurs couches externes afin de former un doublet d'électrons liant les deux atomes.

On représente la liaison covalente entre deux atomes par un trait.

Types de liaisons covalentes :

- Liaison covalente simple : H – H
- Liaison covalente double : O = O
- Liaison covalente triple : N ≡ N

3. La représentation de Lewis d'une molécule :

La représentation de Lewis d'une molécule est une représentation des atomes et de tous les doublets d'électrons (liants et non-liants) de cette molécule.



Méthode de détermination de la représentation de Lewis d'une molécule :

- Écrire la structure électronique de chaque atome.
- Déterminer le nombre global n_t d'électrons de couches externes de chaque atome dans la molécule.
- Déterminer le nombre global n_d de doublets d'électrons : $n_d = \frac{n_t}{2}$
- Déterminer le nombre n_L de liaisons covalentes que doit établir l'atome pour acquérir une structure en octet ($8 - p$) ou en duet ($2 - p$) suivant la règle à laquelle il est soumis avec p nombre d'électrons pour saturer la couche externe.
- Déterminer le nombre n'_d de doublets non liants de chaque atome : $n'_d = \frac{p - n_L}{2}$

Exemples :

Molécule	H ₂ O	CH ₄	CO ₂	NH ₃	PCl ₃
Structure électronique	H : (K) ¹ O : (K) ² (L) ⁶	H : (K) ¹ C : (K) ² (L) ⁴	C : (K) ² (L) ⁴ O : (K) ² (L) ⁶	H : (K) ¹ N : (K) ² (L) ⁵	P : (K) ² (L) ⁸ (M) ⁵ Cl : (K) ² (L) ⁸ (M) ⁷
n_t	2×1+6=8	4+4×1=8	4+6×2=16	5+3×1=8	5+3×7=26
$n_d = \frac{n_t}{2}$	$\frac{8}{2} = 4$	$\frac{8}{2} = 4$	$\frac{16}{2} = 8$	$\frac{8}{2} = 4$	$\frac{26}{2} = 13$
n_L	H : 2-1=1 O : 8-6=2	H : 2-1=1 C : 8-4=4	C : 8-4=4 O : 8-6=2	H : 2-1=1 N : 8-5=3	P : 8-5=3 Cl : 8-7=1
n'_d	H : $\frac{1-1}{2} = 0$ O : $\frac{6-2}{2} = 2$	H : $\frac{1-1}{2} = 0$ C : $\frac{4-4}{2} = 0$	C : $\frac{4-4}{2} = 0$ O : $\frac{6-2}{2} = 2$	H : $\frac{1-1}{2} = 0$ N : $\frac{5-3}{2} = 1$	P : $\frac{5-3}{2} = 1$ Cl : $\frac{7-1}{2} = 3$
Représentation de Lewis	$\text{H}-\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{O}}}-\text{H}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\langle \text{O}=\text{C}=\text{O} \rangle$	$\begin{array}{c} \text{H}-\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{N}}}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{Cl} \cdot \cdot \text{P} \cdot \cdot \text{Cl} \\ \\ \text{Cl} \end{array}$

3. Notion d'isomérisation :

1. Types de formules :

- Formule Brute : Indique le nombre et la nature des atomes des différents constituants chimiques de la molécule.
- Formule semi-développée : Indique le type de liaisons entre les atomes principaux.
- Formule développée : à partir du modèle de Lewis, nous obtenons la formule développée en supprimant les paires électroniques non liantes.

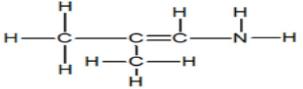
Exemple :

	Formule Brute	Formule semi-développée	
	C_2H_7N	$CH_3-CH_2-NH_2$	$CH_3-NH-CH_3$

2. Isomères :

On appelle isomères toute espèce chimique ayant la même formule brute mais correspondant plusieurs formules semi-développées différentes (des propriétés physiques ou chimiques différentes).

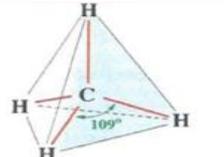
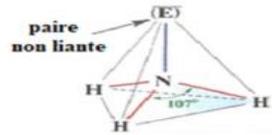
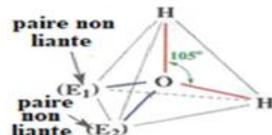
Exemple :

	Formule Brute	Formule semi-développée	Formule développée
	C_4H_9N	$CH_3-C(CH_3)=CH-NH_2$	

4. Géométrie des molécules :

1. Géométrie spatiale des molécules :

Les doublets liants et non liants se repoussent (charge négative) et la disposition spatiale d'une molécule est liée à cette répulsion, de façon à ce qu'ils soient le plus loin possible. On trouve souvent un atome central relié par d'autres atomes par des liaisons covalentes.

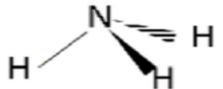
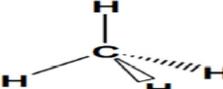
La molécule	Géométrie	Forme	Modèle moléculaire
CH_4		Tétraédrique	
NH_3		Pyramide	
H_2O		Plane coudée V	
CO_2	$O=C=O$	Linéaire	

2. Représentation de Cram :

La représentation de Cram donne un aperçu de la configuration spatiale des atomes qui composent une molécule. Elle fait apparaître les liaisons en perspective :

- Liaison située dans le plan de la feuille.
- ▴ Liaison située en avant du plan de la feuille.
- ▬ Liaison située en arrière du plan de la feuille

Exemples :

Amoniac NH_3	Méthane CH_4	Ethane C_2H_6
		

Application 1 :

Le tétrachloréthane ou tétrachlorure de carbone est un composé chimique chloré de formule brute : CCl_4

Donner la représentation de Lewis de la molécule, et celle de Cram. On donne : $Z(\text{C})=6$ et $Z(\text{Cl})=17$

Molécule	Structure électronique	n_t	n_d	n_L	n'_d	Représentation de Lewis	Représentation de Cram

Application 2 :

On considère la molécule avec la formule brute suivante : $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$. On donne : $Z(\text{H})=1$; $Z(\text{C})=6$ et $Z(\text{O})=8$

1. Proposer un modèle de Lewis de la molécule pour la chaîne d'atomes suivante : $\text{C}-\text{C}-\text{O}$.

2. La même question pour la chaîne d'atomes suivante : $\text{C}-\text{O}-\text{C}$.

Molécule	Structure électronique	n_t	n_d	n_L	n'_d	Représentation de Lewis	
						$\text{C}-\text{C}-\text{O}$	$\text{C}-\text{O}-\text{C}$

3. Que conclure pour la molécule étudiée.

.....

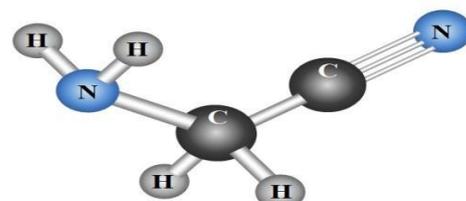
Application 3 :

Voici le modèle moléculaire de la molécule d'acéto-nitrile.

1. Donner sa formule brute.

.....

2. Donner sa représentation de Lewis.



Molécule	Structure électronique	n_t	n_d	n_L	n'_d	Représentation de Lewis

3. Représenter sa formule développée.

.....

4. Représenter sa formule semi-développée.

.....
