

Savoirs – savoirs faire

- ✚ Connaître les règles du duet et de l'octet pour montrer les charges des ions monoatomiques dans la nature
- ✚ Représenter selon le modèle de Lewis quelques molécules simples :
 $H_2, O_2, N_2, HCl, CO_2, NH_3, C_4H_8, H_2O, Cl_2$
- ✚ Ecrire des formules développées et semi-développées respectant les règles du duet et de l'octet de quelque molécule simple : $C_3H_6, C_4H_8, C_2H_6O, C_2H_7N$
- ✚ Connaître la géométrie des molécules : H_2O, CH_4, NH_3 en se basant sur la répulsion électronique des doublets liants et des doublets non liants.
- ✚ Etre capable de représenter une molécule dans l'espace.

Durée : 4heures

I – Règles du Duet et de l'Octet

1- Etude des gaz rares ou nobles

Les gaz rares (qu'on appelle gaz inertes ou nobles) sont des éléments chimiques stables, se trouvent dans la nature sous la forme d'atomes, ceci dû au fait que leurs couches externes sont saturées.

ils possèdent une grande stabilité du fait de leur configuration électronique : ils n'ont pas besoin de gagner ou de perdre des électrons. On dira qu'ils sont chimiquement inertes

Exemples : l'hélium 4_2He , le néon ${}^{20}_{10}Ne$ l'argon ${}^{40}_{18}Ar$...

Espèce	Hélium	Néon	Argon
symbole	4_2He	${}^{20}_{10}Ne$	${}^{40}_{18}Ar$
Configuration électronique	$(K)^2$	$(K)^2(L)^8$	$(K)^2(L)^8(M)^8$

2) Enoncés des règles du Duet et de l'Octet

Lorsque les atomes subissent des transformations, ils le font de façon à **saturer** (remplir) leur couche externe afin d'acquiescer la structure électronique du gaz rare le plus proche :

- soit en gagnant ou en perdant des électrons pour donner des ions.
- soit en mettant en commun des électrons pour former des molécules

Ces transformations obéissent à deux règles :

✚ La règle du «duet»

Au cours d'une transformation chimique, les atomes caractérisés par $Z \leq 4$ évoluent de manière à saturer leur couche (**K**). Ils acquiescent un «duet» d'électrons sur leur couche externe (c'est-à-dire deux électrons pour adopter la structure électronique du gaz noble le plus proche

✚ Règle de l'octet

Au cours d'une transformation chimique, les atomes caractérisés par $5 \leq Z \leq 18$ évoluent de manière à saturer leur couche externe (**L**) ou (**M**). Ils acquiescent un «octet» d'électrons sur leur couche externe (c'est-à-dire 8 électrons) pour adopter la structure électronique du gaz noble le plus proche.

3) Application aux ions monoatomiques stables

Un ion monoatomique est un atome qui a gagné ou perdu un ou plusieurs électrons :

- Les atomes qui ont **1, 2** ou **3 électrons** sur leur couche externe **cèdent** ces électrons et deviennent des **cations** sous forme $X^{\alpha+}$.
- Les atomes qui ont **5, 6** ou **7 électrons** sur leur couche externe **captent** des électrons supplémentaires et deviennent des anions sous forme $Y^{\beta-}$
- Les atomes qui ont **4 électrons** sur leur couche externe, comme **C** et **Si** par exemple, ne donnent pas d'ions monoatomiques.

Exemples :

L'atome	Symbole	${}^5_3\text{Li}$	${}^{16}_8\text{O}$	${}^{27}_{13}\text{Al}$	${}^{35}_{17}\text{Cl}$
	Structure électronique	$(K)^2(L)^1$	$(K)^2(L)^6$	$(K)^2(L)^8(M)^3$	$(K)^2(L)^8(M)^7$
Ion donné	Formule	Li^+	O^{2-}	Al^{3+}	Cl^-
	Structure électronique	$(K)^2$	$(K)^2(L)^8$	$(K)^2(L)^8$	$(K)^2(L)^8(M)^8$
Gaz rare le plus proche	Symbole	${}^4_2\text{He}$	${}^{20}_{10}\text{Ne}$	${}^{20}_{10}\text{Ne}$	${}^{40}_{18}\text{Ar}$
	Structure électronique	$(K)^2$	$(K)^2(L)^8$	$(K)^2(L)^8$	$(K)^2(L)^8(M)^8$

II – Représentation des molécules selon le modèle de Lewis

1) La molécule

une molécule est composée d'un ensemble d'atomes (au moins deux). Elle est stable et électriquement neutre.

Dans une molécule :

- ✓ les atomes mettent en commun un ou plusieurs électrons externes en accord avec les règles du duet et de l'octet.
- ✓ les atomes sont plus stables que s'ils sont isolés.

2) La liaison covalente

✚ La liaison covalente simple est la mise en commun d'un seul électron externe de la part de chaque atome constituant la molécule. Les atomes sont alors liés.

✚ La liaison covalente multiple (double ou triple) est la mise en commun de plusieurs électrons externes.

Elle se schématise par un **trait** entre les symboles de deux atomes.

- ✓ Pour une liaison covalente simple (chaque atome participe par 1 électron) : $X - X$ ou $X - Y$
- ✓ Pour une liaison covalente double (chaque atome participe par 2 électrons) : $X = Y$ ou $X = Y$
- ✓ Pour une liaison covalente triple (chaque atome participe par 3 électrons) : $X \equiv X$ ou $X \equiv Y$

3) Méthode de détermination de la représentation de Lewis d'une molécule

Avant d'accéder à la représentation d'une molécule selon le modèle de Lewis Il faut suivre un certain nombre d'étapes:

- ✚ Ecrire La formule générale d'une molécule.
- ✚ Donner la configuration électronique de tous les atomes séparés.
- ✚ Déterminer n_e le nombre des électrons de valence de chaque atome.
- ✚ Déterminer n_L le nombre de liaisons covalentes (doublets liants) de chaque atome.
($n_L = 2 - 1 = 1$ pour l'atome d'Hydrogène) et ($n_L = 8 - n_e$).
- ✚ Déterminer le nombre $n_{NL} = \frac{n_e - n_L}{2}$ de doublets non liants de chaque atome.
- ✚ Déterminer le nombre global $n_t = \frac{\sum n_e}{2}$ de doublets d'électrons
- ✚ Puis on représente la molécule selon le modèle de Lewis

4) Représentation de quelques molécules simples

La représentation de Lewis a pour but de faire montrer les doublets d'électrons liants (les liaisons covalentes) et les doublets d'électron non liants si elles existent.

Exemples : représenter selon le modèle de Lewis les molécules suivantes :



L'atome	Configuration électronique	n_e	n_L	$n_{NL} = \frac{n_e - n_L}{2}$
1_1H	$(K)^1$	1	$2 - 1 = 1$	$\frac{1 - 1}{2} = 0$
${}^{35}_{17}Cl$	$(K)^2(L)^8(M)^7$	7	$8 - 7 = 1$	$\frac{7 - 1}{2} = 3$
${}^{16}_8O$	$(K)^2(L)^6$	6	$8 - 6 = 2$	$\frac{6 - 2}{2} = 2$
${}^{32}_{16}S$	$(K)^2(L)^8(M)^6$	6	$8 - 6 = 2$	$\frac{6 - 2}{2} = 2$
${}^{14}_7N$	$(K)^2(L)^5$	5	$8 - 5 = 3$	$\frac{5 - 3}{2} = 1$
${}^{12}_6C$	$(K)^2(L)^4$	4	$8 - 4 = 4$	$\frac{4 - 4}{2} = 0$

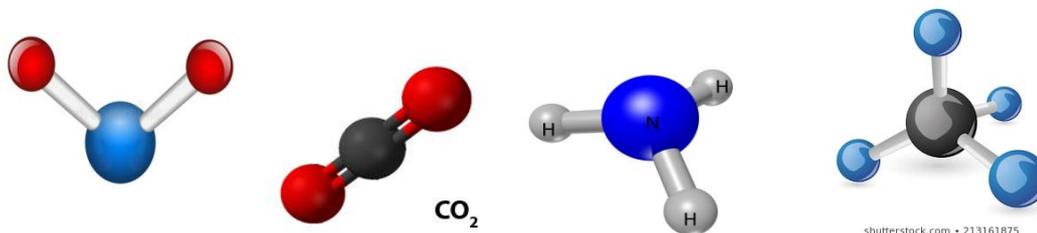
Formule brute de la molécule	$n_t = \frac{\sum n_e}{2}$	Représentation selon le modèle de Lewis
H_2	1	$H - H$
O_2	6	$\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{O}} = \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{O}}$
N_2	5	$ \underline{N} \equiv \underline{N} $
Cl_2	7	$ \underline{Cl} - \underline{Cl} $
HCl	4	$H - \underline{Cl}$
CO_2	8	$\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{O}} = C = \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{O}}$
NH_3	4	$\begin{array}{c} H - \underline{N} - H \\ \\ H \end{array}$
H_2O	4	$H - \underline{O} - H$
C_3H_8	10	$\begin{array}{c} H & H & H \\ & & \\ H - C & - C & - C - H \\ & & \\ H & H & H \end{array}$

III – Géométrie des molécules

1) Géométrie spatiale des molécules

La majorité des molécules se composent d'un atome central auquel sont liés les autres atomes par des liaisons covalentes.

Les doublets liants et non liants de l'atome central, 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.



Exemple :

La molécule	Représentation de Lewis	Modèle compact	Modèle éclaté	Géométrie
H ₂	H—H			Linéaire
Cl ₂	$\overline{\text{Cl}}-\overline{\text{Cl}}$			Linéaire
HCl	H— $\overline{\text{Cl}}$			Linéaire
O ₂	$\langle \text{O}=\text{O} \rangle$			Linéaire
N ₂	$\text{N}\equiv\text{N}$			Linéaire
H ₂ O				Plane coudée
CO ₂	$\langle \text{O}=\text{C}=\text{O} \rangle$			Linéaire
NH ₃				Pyramide
CH ₄				Tétraédrique

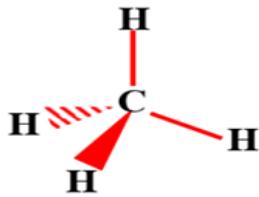
2) Représentation de Cram

Certaines molécules à géométrie spatiale (3 dimensions) sont difficiles à représenter dans le plan d'une feuille. On utilise alors un mode de représentation dit **représentation de CRAM** dont les conventions sont les suivantes :

- Liaison dans le plan de la figure : trait normal
- Liaison en avant de ce plan : triangle plein
- Liaison en arrière du plan : triangle hachuré



Exemples :

Le méthane CH₄L'amoniac NH₃

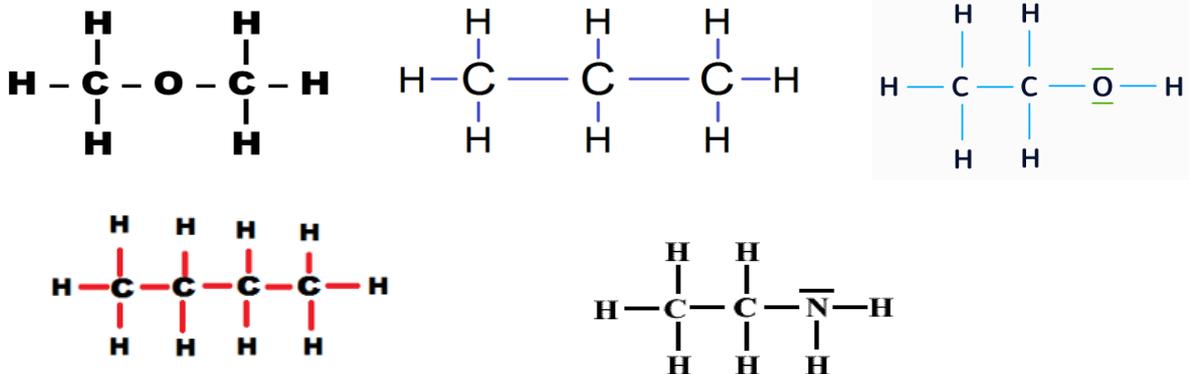
VI – Isomérisation

1) Les formules d'une molécule

a- **Formule brute** : indique le symbole et le nombre des atomes présents

Exemple : C₂H₆O , CO₂ , CCl₄ , CH₄ , C₂H₆

b- **Formule développée** : est une forme simplifiée de la formule de Lewis, dans laquelle les doublets non liants ne sont pas représentés.

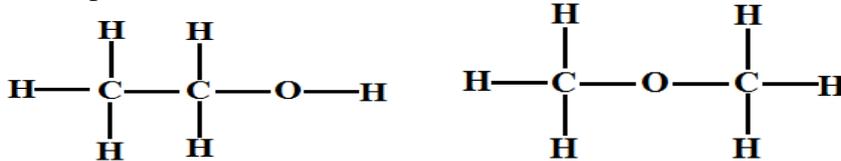


2) Isomères

Deux molécules isomères sont deux molécules qui ont la même formule brute, mais des formules développées différentes.

Exemples :

✓ pour la même formule brute C₂H₆O existent deux formules développées :



✓ pour la même formule brute CH₇N existent deux formules développées :

