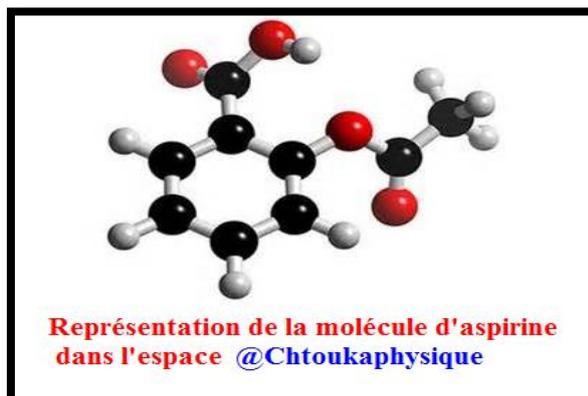
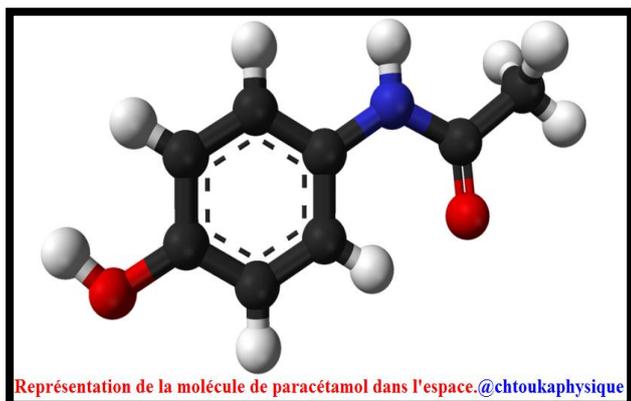


Chapitre 5 : Géométrie de quelques molécules

هندسة بعض الجزيئات



Deux médicaments pour soigner les maux de tête : l'aspirine (à droite) et le paracétamol (à gauche)

✚ Situation-problème :

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 ?

✚ Objectifs :

- Connaître les règles du duet et de l'octet
- Représenter selon le modèle de Lewis
- Quelques molécules simples : CO_2 , C_2H_4 , N_2 , O_2 , ...
- Connaître la géométrie des molécules : H_2O , CH_4 , NH_3 en se basant sur la répulsion électronique des doublets non liants
- Ecrire des formules développées respectant les règles du duet et de l'octet de quelques molécules simples : C_4H_{10} , $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, $\text{C}_2\text{H}_7\text{N}$
- Etre capable de représenter une molécule dans l'espace

I. Règles du Duet et de l'Octet

1. Stabilité chimique des gaz rares

- **Hélium** ${}_2\text{He}$, **Néon** ${}_{10}\text{Ne}$ et **Argon** ${}_{18}\text{Ar}$ sont **des gaz rares** . Ces éléments n'existent dans la nature que sous forme **d'atomes isolés** . ils **ne réagissent pas** avec les autres éléments chimiques (**ne forment pas de molécules ou d'ions**) . Ils sont qualifiés **de nobles** .
- **Les gaz rares** sont **stables** à l'état **d'atome isolé** car **leur couche externe** est **saturée**

Gaz rares	Hélium ${}_2\text{He}$	Néon ${}_{10}\text{Ne}$	Argon ${}_{18}\text{Ar}$
Structure électronique	$(\text{K})^2$	$(\text{K})^2(\text{L})^8$	$(\text{K})^2(\text{L})^8(\text{M})^8$

2. Stabilités des autres éléments chimiques

A l'exception des gaz nobles , **Les éléments chimiques** n'existent pas naturellement sous forme **d'atomes isolés** , car sous cette forme ils **ne sont pas stables** (**leur couche externe n'est pas saturée**) . C'est pourquoi ils **se transforment et s'associent** , de façon à **augmenter leur stabilité** : ils cherchent toujours à **acquérir la structure électronique d'un gaz noble de numéro atomique le plus proche** .

3. Enoncés des règles du Duet et de l'Octet

- **La règle de 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** ${}_2\text{He} : (\text{K})^2$. ils ont alors **deux électrons sur la couche externe**
- **La règle de l'Octet** : **Au cours des transformations chimiques, les éléments chimique** de numéro atomique : ($4 < Z \leq 18$) évoluent de manière à avoir la **structure électronique du Néon** ${}_{10}\text{Ne} : (\text{K})^2(\text{L})^8$ ou **Argon** ${}_{18}\text{Ar} : (\text{K})^2(\text{L})^8(\text{M})^8$. Dans ils portent **8 électrons (un octet)** sur **leur couche externe**

❖ Remarque importante :

Pour respecter **la règle du duet** ou **de l'octet** , **un atome** peut **gagner** ou **perdre des électrons en se transformant en ion** mais il peut aussi **établir une liaison chimique** avec **un autre atome** pour **former une molécule**

4. Applications sur les ions monoatomiques

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

Atome	Structure électronique de l'atome	Structure électronique du gaz rare le plus proche	Ion correspondant	Structure électronique de l'ion
Lithium : ${}_3\text{Li}$				
Aluminium : ${}_{13}\text{Al}$				
Fluor : ${}_9\text{F}$				
Béryllium : ${}_4\text{Be}$				
Chlore : ${}_{17}\text{Cl}$				
Sodium : ${}_{11}\text{Na}$				

II. Représentation de Lewis d'une molécule

1. Molécule :

- **La molécule** est un **ensemble d'atomes reliés entre eux par une ou plusieurs liaisons chimiques**, appelées **liaisons covalents**.
- **Les liaisons covalents** permettent aux atomes de gagner le nombre d'électrons dont ils ont besoin pour satisfaire la règle de l'octet (ou duet)
- **La molécule** est **stable** et **électriquement neutre**
- **Chaque molécule** est caractérisée par **une formule chimique brute** (cette formule **indique la nature des atomes** qui la constituent et **le nombre** de chacun de ces atomes) : Ex : méthane : **CH₄**
- Il existe trois types de molécules :
 - **Les molécules des corps simples** : **H₂ , N₂ , O₂ , O₃**
 - **Les molécules des corps composés** : **CO₂ , H₂O , CH₄ , HCl**
 - **Les macromolécules** : glucose **C₆H₁₂O₆** , Aspirine **C₉H₈O₄**

2. Liaisons covalentes (doublets liants)

- 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** (ces deux électrons) par un **trait** entre les **symboles des deux atomes** :
Exemple **A—B** (cas général) , **H—Cl**.
- Le **nombre de liaisons covalents (doublets liants) n_L** peut se **calculer** par la relation suivant : **$n_L = p - n_e$**
Avec , **p** : **nombre d'électrons pour saturer la couche externe ($p = 2$ ou $p = 8$)**
 n_e : **nombre d'électrons de valence (nombre d'électrons externes)** d'un atome

❖ Exercice :

Compléter le tableau suivant :

atome	Z nombre d'électrons	Structure électronique	n_L : Nombre de liaisons covalentes
Hydrogène 1_1H		, H est monovalent
Chlore ${}^{35}_{17}Cl$		
Oxygène ${}^{16}_8O$, O est bivalent
Azote ${}^{14}_7N$		
Carbone ${}^{12}_6C$		

❖ Remarque importante :

Il y a trois types de liaisons covalents :

Deux atomes peuvent mettre en commun 2 électrons (un par un atome) , 4 électrons (deux par atome) ou 6 électrons (trois par atome)

- ✓ Liaison covalente **simple** : **2 électrons** (**un par un atome**) , Ex **H—H**
- ✓ Liaison covalente **double** ; **4 électrons** (**deux par atome**) , Ex **O = O**
- ✓ Liaison covalente **triple** : **6 électrons** (**trois par atome**) , Ex **N ≡ N**

3. Les doublets non liants (doublets libres)

- **Les électrons externes** d'un atome qui **ne participent pas** aux **liaisons covalentes**, **restent** sur cet atome et **sont répartis** en **doublets d'électrons** appelés **doublets non liants**
Exemple :
- Le **nombre de doublets non liants (doublets libres) n_{NL}** peut se **calculer** par la relation suivant :
 $n_{NL} = \frac{n_e - n_L}{2}$. avec :
 - ✓ **n_e** : **nombre d'électrons de la couche externe**
 - ✓ **n_L** : **nombre de doublets liants (liaisons covalents)**

❖ Exercice :

atome	Structure électronique	n_L nombre de liaisons covalents (doublets liants)	n_{NL} nombre de doublets non liants
Hydrogène 1_1H			
Chlore ${}^{35}_{17}Cl$			
Oxygène ${}^{16}_8O$			
Azote ${}^{14}_7N$			
Carbone ${}^{12}_6C$			

4. 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**

Pour **représenter** les molécules **selon le modèle de Lewis** , on suit les étapes suivants :

- ✓ Ecrire **le nom** et **la formule brute** de la molécule
- ✓ Ecrire **la configuration (Structure) électronique** de chaque atome constituant la molécule

- ✓ Trouver n_e le nombre d'électrons de la couche externe de chaque atome constituant la molécule
- ✓ Déterminer n_t le nombre total d'électrons externes intervenant dans la molécule en faisant la somme des différents n_e . $n_t = \sum n_e$
- ✓ Trouver n_d le nombre global de doublets d'électrons (liants et non liants) en divisant par 2 le nombre total d'électrons externes de la molécule , $n_d = \frac{n_t}{2}$
- ✓ Déterminer n_L le nombre de liaisons covalents (doublets liants) de chaque atome : $n_L = p - n_e$
- ✓ Déterminer n_{NL} le nombre de doublets non liants (doublets libres) de chaque atome en utilisant la relation suivante : $n_{NL} = \frac{n_e - n_L}{2}$
- ✓ Finalement, représenter la molécule selon le modèle de Lewis.

❖ Exercice :

✓ Compléter le tableau suivant

Molécule	Structure électronique de chaque atome	n_e	$n_t = \sum n_e$	$n_d = \frac{n_t}{2}$	$n_L = p - n_e$	$n_{NL} = \frac{n_e - n_L}{2}$	Représentation de Lewis
H ₂ O							
NH ₃							
CO ₂							

❖ Remarque importante :

La représentation de Lewis ne donne pas d'indication sur la géométrie de la molécule (elle ne fournit pas d'informations sur la répartition spatiales des atomes dans la molécule) . L'explication de cette géométrie est donnée par le modèle de Gillespie.

III. Géométrie des molécules

1. Géométrie spatiale des molécules (modèle de Gillespie)

- Dans la molécule, Les doublets liants et non liants (qui sont chargés négativement) se repoussent (c'est-à-dire ils exercent les uns sur les autres des forces de répulsion) . Donc la disposition spatiale d'une molécule est liée à cette répulsion.
- Dans le modèle de Gillespie, les doublets liants et non liants s'orientent dans l'espace de façon à minimiser les répulsions, donc à être le plus loin possible les uns des autres.
- Comment représenter (dessiner) une molécule en 3 dimensions 3D sur une feuille à deux dimensions ?

MOLÉCULES	REPRÉSENTATION DE LEWIS	DOUBLET DE L'ATOME CENTRAL	RÉPARTITION DES DOUBLETS DANS L'ESPACE	MODÈLE SPATIAL	FORME DE LA MOLÉCULE
méthane CH ₄		4 liaisons simples			molécule tétraédrique
ammoniac NH ₃		3 liaisons simples et 1 doublet non liant			molécule pyramidale
eau H ₂ O		2 liaisons simples et 2 doublets non liants			molécule plane coucée
méthanal CH ₂ O		1 double liaison et 2 liaisons simples			molécule plane triangulaire
dioxyde de carbone CO ₂		2 liaisons doubles			molécule linéaire

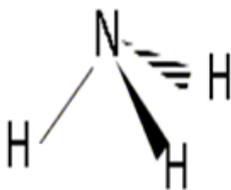
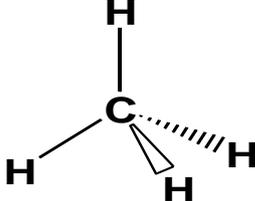
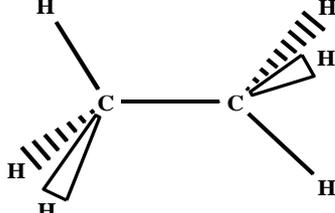
❖ Remarque : on trouve souvent un atome central relié par d'autres atomes par des liaisons covalents

2. Représentation de Cram :

Modèle de Cram permet de **représenter les molécules et leurs liaisons** sur **une feuille à deux dimensions** (elle fait apparaître les liaisons en perspective)

- Les liaisons situées **dans le plan de la feuille** sont dessinées en **traits pleins** : 
- Les liaisons situées **en avant du plan de la feuille** sont dessinées en **traits épais** : 
- Les liaisons **en arrière du plan de la feuille** sont dessinées en **pointillés** : 

❖ Exemples

Amoniac NH_3	Méthane CH_4	Ethane C_2H_6
		

IV. Isomères

1. Types de formules

✓ Formule brute :

La formule brute d'une molécule indique **le type et le nombre d'atomes** dans la molécule. Elle **ne donne pas d'information sur l'enchaînement des atomes**.

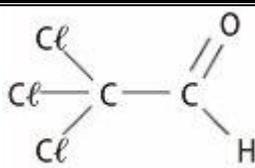
✓ Formule développée :

La formule développée est **une forme simplifiée** de la **formule de Lewis**, dans laquelle **les doublets non-liants ne sont pas représentés**. (Toutes **les liaisons covalentes** entre les atomes **apparaissent**)

✓ Formule semi-développée :

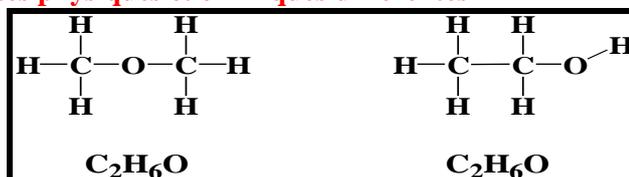
La formule semi-développée est **plus concise** que la formule développée. Dans cette formule, **les liaisons concernant l'hydrogène ne sont pas représentées**.

❖ **Exemple** : Compléter le tableau suivant :

Formule brute	Représentation de Lewis	Formule développée	Formule semi-développée
Propane : C_3H_8			
Chloral (Trichloroéthanal)			
Ethanol			$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$

3. Isomère

- On appelle **isomères** les **molécules ou les ions** qui ont **la même formule brute (générale)** mais qui **n'ont pas la même formule développée** (c'est-à-dire **l'enchaînement des atomes sont différents**)
- **les isomères ont des propriétés physiques et chimiques différentes**



Les molécules ci-dessus correspondent à la même formule brute $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$. Les atomes y vérifient la règle du duet et de l'octet : Les deux écritures sont donc correctes et sont isomères