

Unité 3: LES MOLÉCULES

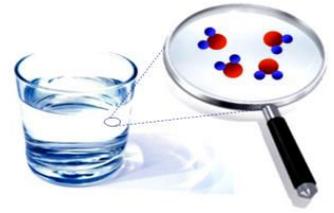
الجزئيات

Situation de départ

Tout ce qui nous entoure est constitué de matière, la matière est composée d'atomes, ces atomes peuvent être reliés entre eux pour former des molécules plus ou moins complexes.

Exemple : L'eau liquide est constituée d'un ensemble des molécules d'eau H_2O

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



I- Les règles du duet et de l'octet

Nous avons vu dans la leçon précédente que les gaz rares (8ème famille : He, Ne, Ar,...) sont des éléments chimiques **stables** car leurs couches électroniques externes sont **saturées**.

Tous les éléments chimiques qui ont des couches électroniques externes **non saturées** cherchent à **se stabiliser** en saturant ses couches externes par **2e-** ou bien **8e-** selon les règles du duet et de l'octet

1- Énoncé des deux règles

Règle du duet

Les éléments chimiques dont le numéro atomique $Z \leq 4$ tend à obtenir la structure électronique de l'atome de Hélium He : $(K)^2$, c-à-d 2e- dans leurs couches externes

Règle de l'octet

Les éléments chimiques dont le numéro atomique $4 < Z \leq 18$ tend à obtenir la structure électronique de l'atome de Néon Ne : $(K)^2(L)^8$ ou de l'atome d'Argon Ar : $(K)^2(L)^8(M)^8$, c-à-d 8e- dans leurs couches externes

2- Application aux ions monoatomiques

L'application des règles de duet et de l'octet sur les éléments chimiques dont le numéro atomique $3 \leq Z < 18$ permet de déterminer les symboles des ions monoatomiques correspondants

Atome	Structure électronique de l'atome	Structure électronique du gaz rare le plus proche	Ion correspondant	Structure électronique de cet ion
Li (Z=3)				
Be (Z=4)				
O (Z=8)				
Al (Z=13)				
Cl (Z=17)				

II- Représentation des molécules selon le modèle de Lewis

1- La molécule

La molécule est une unité chimique **électriquement neutre** constituée de plusieurs atomes attachés les uns aux autres par **des liaisons chimiques** ; une molécule est représenté par **sa formule brute** il s'agit d'une écriture qui indique les symboles et les nombres (en indice) de chaque Atome de la molécule

Exemples : molécule d'eau : H_2O ; molécule De Glucose : $C_6H_{12}O_6$

2- La liaison covalente simple

- Les **électrons** des couches **externes** des atomes sont responsables de leur union pour former des molécules.
- On appelle la **liaison covalente simple** : le partage de 2 électrons externes entre deux atomes afin de former un doublet d'électrons liant les deux atomes

Remarque :

🔔 On représente une liaison covalente simple par un **tiret** entre les deux atomes

🔔 La liaison covalente peut être **simple** (partage de 2e-) ou **double** (partage de 4e-) ou **triple** (partage de 6e-)

Exemples : $\square HCl : H - Cl$

$\square O_2 : O = O$

$\square N_2 : N \equiv N$

3- Représentation de Lewis

Pour représenter une molécule selon le modèle de Lewis, on suit les étapes suivantes :

Étape 1 ➔ Ecrire **la structure électronique** de chaque atome

Étape 2 ➔ Déterminer **le nombre n_t des électrons de la couche externe** de chaque atome

Étape 3 ➔ Déterminer **le nombre de doublets liants n_l pour chaque atome**: $n_l = p - n_t$
($p = 2$ ou $p = 8$ selon la règle à laquelle l'atome obéit : duet ou octet)

Étape 4 ➔ Déterminer **le nombre de doublets non liants n_{nl} pour chaque atome**: $n_{nl} = \frac{n_t - n_l}{2}$

Étape 5 ➔ Déterminer **le nombre total n_d des doublets** par la relation: $n_d = \frac{\sum n_t}{2}$, avec : $\sum n_t$ est le nombre total des électrons des couches externes des atomes formant la molécule

Étape 6 ➔ Représenter la molécule.

Exemples :

Molécule	Atomes	Structure électronique	n_t	p	n_l	n_{nl}	n_d	Représentation selon Lewis
HCl								
Cl ₂								
H ₂ O								
CO ₂								
NH ₃								

4- formules développées et semi-développées

À partir de la représentation de Lewis on peut écrire la formule développée d'une molécule en supprimant les doublets **non liants** ;

De même pour la formule semi-développée qui ne fait apparaître ni les doublets non liants ni les liaisons concernant les atomes d'hydrogène (--H) si elles existent .

Ces deux formules sont utilisées pour montrer l' enchainement des différents atomes dans une molécule ainsi la Nature des liaison formées entre eux (simple , double ou triple)

Remarque :

🔔 Deux molécules qui ont la même formule brute et des formules développées et semi-développées différentes càd plusieurs enchainements possibles sont dites isomères

🔔 Les isomères portent des nom différents et propriétés physique et chimiques distinctes

🔔 Pour écrire les formules développée et semi développée d'une molécule il suffit de connaître le nombre de liaisons n_L que peut former chacun des ses atomes

Exemples :

Formule brute	Formules développées possibles	Formules semi-développées
HCl		
H ₂ O		
C ₄ H ₁₀		
C ₂ H ₆ O		

III-Géométrie de quelques molécules simples

1- Géométrie spatiale des molécules et répulsion des déboulets

Quelques molécules simples se constituent d'un atome central lié à d'autres atomes avec des liaisons covalentes , et en raison de la répulsion entre les doublets liants et non liants (charges négatives), la molécule prend une géométrie spatiale bien déterminée

(la simulation)

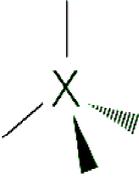
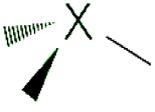
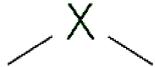
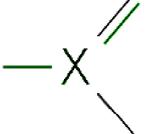
2- Représentation de Cram

La représentation de Cram permet de représenter la géométrie spatiale de la molécule d'une manière simple en respectant la convention suivante :

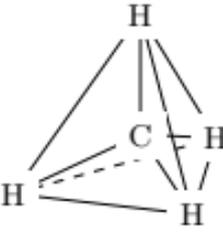
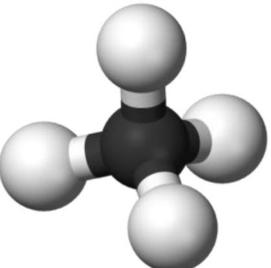
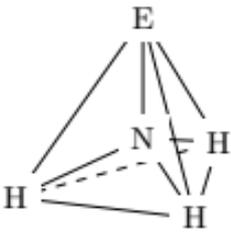
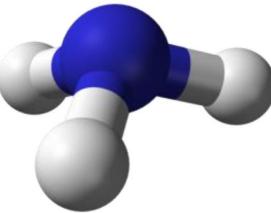
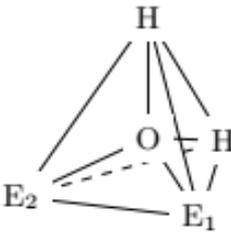
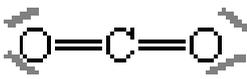
- Les liaisons situées dans le plan de la feuille sont dessinées en **traits pleins** :
- Les liaisons situées en avant du plan de la feuille sont dessinées en **traits épais**
- Les liaisons situées s en arrière du plan de la feuille sont dessinées en **pointillés** :

Remarque

- 🔔 Dans la représentation de Cram les doublets non liants ne sont pas représentés
- 🔔 Généralement pour les molécules simples ; selon la disposition des liaisons autour d'un atome central X on distingue les géométries suivantes:

Géométrie	Tétraédrique	Pyramidale	Coudée (plane)	Linéaire	Triangulaire
Disposition des liaisons autour de l'atome central X				$X -$ OU $=X=$ OU $\equiv X -$	

Exemples :

Molécule	Géométrie spatiale	Modèle moléculaire	Forme de la géométrie	Représentation de Cram
Le méthane CH_4			Tétraédrique	
L'ammoniac NH_3			Pyramide	
l'eau H_2O			Plane, coudée	
Le dioxyde de carbone CO_2			linéaire	

QCM

Cocher la ou les bonne(s) réponse(s)



1 La liaison covalente simple résulte de la formation d'un doublet d'électrons provenant :

De La couche externe d'un atome

des couches externe de chaque atome

2 Les atomes cherchent à avoir la structures électronique des..... pour se stabiliser :

Alcalins

Gaz rares

Halogènes

3 La géométrie spatiale des molécule est donnée par la :

Représentation de Cram

Représentation de Lewis

Formule développée

On donne pour tous les exercices le numéros atomiques :

$Z(H)=1$; $Z(C)=6$; $Z(N)=7$; $Z(O)=8$; $Z(F)=9$; $Z(S)=15$; $Z(P)=16$; $Z(Cl)=17$.

Exercice 1 Représentations de Lewis et Cram



On considéré les molécules suivantes :

HF | H₂S | H₂O₂ | PH₃ | CS₂ | CH₂Cl₂CS₂ | HCN

- 1 Avec quelle formule ces molécules sont représentées
- 2 Rappeler l'énoncé des règles de duet et de l'octet
- 3 En suivant toutes les étapes ; Représenter ces molécules selon Lewis puis selon Cram
- 4 En déduire la nature de géométrie spatiale de chacune de ces molécules

Exercice 2 Le solvant de correcteur blanc



Les pigments blancs d'un correcteur blanc sont dissouts dans un solvant dit le dichlorométhane sa formule brute est C₂H₄Cl₂

- 1 Déterminer le nombre totale n_d des doublets de dichlorométhane et le nombre des doublets liants n_L et et non liants n_{nL} de ses atomes de
- 3 Déduire la représentation de Lewis de dichlorométhane sachant que atome de carbone est lié avec un atome de chlore .
- 4 Déduire la formule développée et semi développée de dichlorométhane
- 5 Donner toutes les autres formules développées possibles (isomères)
- 6 Les molécules représentées par Les formules développées trouvées portent elles le même nom « dichlorométhane » ? et possèdent elles les mêmes propriétés ?



Exercice 4 Le Propanone



On donne le modèle moléculaire éclaté de propanone (figure ci contre)
Déterminer Ses formules Brute ; développées ; semi développées et ainsi sa Représentation selon Lewis .

