

I) Règles de stabilité des gaz nobles :

Dans la nature, les atomes ont tendance à s'associer pour former des molécules, des composés ioniques ou des métaux. Seuls les atomes de gaz nobles (He, Ne, Ar, Kr, ...) présentent une certaine inertie chimique (ils n'ont aucune réactivité).

Cette particularité est liée à la configuration électronique de la couche externe des atomes de gaz nobles :

- ❖ He : (K)²
- ❖ Ne : (K)² (L)⁸
- ❖ Ar : (K)² (L)⁸ (M)⁸
- ❖ Kr : (K)² (L)⁸ (M)¹⁸ (N)⁸

A l'exception de l'atome d'Hélium qui possède deux électrons sur sa couche externe, les autres atomes de gaz nobles ont tous 8 électrons sur leur couche externe.

La grande stabilité des atomes de gaz nobles est donc liée au nombre particulier d'électrons qu'ils possèdent sur la couche externe :

- Soit 2 électrons ou un **duet** d'électrons pour l'atome d'hélium He
- Soit 8 électrons ou un **octet** d'électrons pour les autres atomes de gaz nobles : Ne, Ar, Kr, ...

II) Règles du duet et de l'octet :

Dans toutes les entités chimiques qu'ils forment (ions, molécules), les atomes ont tendance à adopter la configuration électronique externe des gaz nobles. On peut alors définir deux règles :

1- La règle du duet :

Les atomes dont le numéro atomique est proche de celui de l'Hélium $Z=2$, ont tendance à adopter sa configuration à deux électrons (K)². C'est la règle du « duet »

2- La règle de l'octet :

Les autres atomes ont tendance à adopter la configuration électronique externe possédant huit électrons comme celle des autres gaz nobles : Ne, Ar, Kr ... C'est la règle de l'octet.

III) Vérification des règles du duet et de l'octet aux molécules :

1- Qu'est-ce qui explique la formation des molécules :

Dans les composés ioniques, les atomes perdent ou gagnent un ou plusieurs électrons pour obéir, si possible aux règles du « duet » et de « l'octet » et ainsi acquérir une configuration électronique stable.

Dans les molécules, les atomes mettent en commun des électrons, afin de respecter dans la mesure du possible les règles du duet et de l'octet.

Prenons l'exemple de la molécule de dihydrogène :

L'atome d'hydrogène ($Z=1$) possède 1 électron sur sa couche externe (K)¹. S'il s'associe avec un autre atome d'hydrogène, c'est pour s'approprier l'électron de cet autre atome. Dans ce cas chacun des deux atomes possèdera deux électrons et ils obéiront tous les deux à la règle du duet.

Prenons l'exemple du fluorure d'hydrogène : HF

L'atome d'hydrogène possède 1 électron sur sa couche externe (K)¹ et l'atome de fluor ($Z=9$) en possède 7 (K)²(L)⁷.

Il manque donc à l'atome d'hydrogène 1 électron pour obéir à la règle du duet.

Il manque à l'atome de fluor 1 électron pour obéir à la règle de l'octet.

En s'associant et en mettant en commun chacun un électron, les atomes d'hydrogène et de fluor vont ainsi respecter les règles du duet et de l'octet. On forme alors une molécule de fluorure d'hydrogène (HF).

Conclusion :

Dans une molécule, les atomes mettent en commun des électrons de leurs couches externes. Chacun d'eux s'entourent ainsi des électrons requis pour respecter la règle de l'octet (ou du duet pour l'atome d'hydrogène).

2- La liaison covalente :

Une liaison covalente simple est une mise en commun de deux électrons entre deux atomes, chaque atome fournissant normalement un électron. Le doublet d'électrons mis en commun ou **doublet liant** est à l'origine de la **liaison covalente** établie entre deux atomes. On représente une liaison covalente par un tiret entre les deux atomes concernés.



↑
Doublet liant ou **liaison covalente** associant les deux atomes A et B

Remarque n°1 :

Le nombre de liaisons que peut former un atome est égal au nombre d'électrons qu'il doit gagner pour obéir à la règle de l'octet.

Exemple : Le carbone C (Z=6) sa configuration électronique (K)²(L)⁴

Il possède donc 4 électrons sur sa couche externe et doit donc en gagner 4 pour respecter la règle de l'octet. Il va donc former 4 liaisons covalentes. C'est ainsi qu'on obtient le méthane (CH₄) les 4 atomes d'hydrogène apportant les 4 électrons manquant à l'atome de carbone.

Remarque n°2 : Les Liaisons covalentes multiples

Il existe des liaisons covalentes multiples : ce sont des liaisons constituées de 2 ou 3 liaisons covalentes entre deux atomes.

Par exemple la molécule de dioxygène : O=O

L'atome d'oxygène fournit 2 électrons, la liaison covalente double résulte donc de la mise en commun de 4 électrons entre deux atomes d'oxygène.

3- Les doublets liant :

Etudions l'atome d'oxygène (Z=8).

- Cet atome a la configuration (K)²(L)⁶ et va chercher à acquérir la configuration du néon (K)²(L)⁸ pour respecter la règle de l'octet.
- Pour cela il doit gagner deux électrons et donc former deux liaisons covalentes.
- Pour former ces deux liaisons, il met deux électrons de sa couche externe en commun avec un ou plusieurs autres atomes.
- Il reste alors 4 électrons sur la couche externe qui n'ont pas participé aux liaisons covalentes : ces 4 électrons donnent deux doublets non liants autour de l'atome d'oxygène.

Conclusion :

Les électrons de la couche externe 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.

Chaque doublet non liant est représenté par un tiret placé sur l'atome considéré.

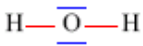


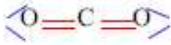
IV) Le représentation de Lewis d'une molécule :

1- Méthode générale :

- ❖ Ecrire le nom et la formule brute de la molécule.
- ❖ Ecrire la configuration électronique en différentes couches de chaque atome.
- ❖ Trouver le nombre d'électrons n_e de la couche externe de chaque atome.
- ❖ Trouver le nombre total n_t d'électrons externes intervenant dans la molécule en faisant la somme des différents n_e .
- ❖ Trouver le nombre total n_d de doublets liants et non liants en divisant par 2 le nombre total d'électrons externes n_t .
- ❖ Répartir les doublets de la molécule en doublets liants (liaisons covalentes) ou en doublets non liants en respectant :
 - ♦ La règle du « duet » pour l'atome d'hydrogène.
 - ♦ La règle de l'octet pour les autres atomes.

2- Quelques exemples :

Molécule	Nom : eau		Formule : H ₂ O
Atomes	H	H	O
Configuration électronique	(K) ¹	(K) ¹	(K) ² (L) ⁶
n _e	1	1	6
n _t	1 + 1 + 6 = 8		
n _d	8/2 = 4		
Répartition des doublets et nature des doublets			• 2 doublets liants ou 2 liaisons covalentes simples entre O et les deux H • 2 doublets non liants sur O
Conclusion	• respect de la règle du « duet » pour les 2 atomes d'hydrogène • respect de la règle de l'octet pour l'atome d'oxygène		

Molécule	Nom : dioxyde de carbone		Formule : CO ₂
Atomes	C	O	O
Configuration électronique	(K) ² (L) ⁴	(K) ² (L) ⁶	(K) ² (L) ⁶
n _e	4	6	6
n _t	4 + 2 × 6 = 16		
n _d	16/2 = 8		
Répartition des doublets et nature des doublets			• 2 fois 2 doublets liants ou 2 liaisons covalentes doubles entre C et O. • 2 doublets non liants sur chaque atome d'oxygène.
Conclusion	• respect de la règle de l'octet pour les atomes de carbone et d'oxygène		