

CH 6 : REPRESENTATION DE LEWIS DES ATOMES ET DES MOLECULES, LIAISON DE COVALENCE

A. Stabilité des atomes de gaz nobles (rares)

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, ce sont des gaz monoatomiques, **ils sont donc stables**.

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
- A l'exception de l'atome d'hélium qui possède 2 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, etc.

B. Les règles du duet et de l'octet

Contrairement aux atomes de gaz nobles, les autres 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.

C. Vérification des règles du « duet » et de l'octet dans les assemblages comportant des ions monoatomiques

Un atome, ayant perdu ou gagné un ou plusieurs électrons, devient un ion monoatomique.

Dans les solutions et les cristaux ioniques..., pour un atome donné certains ions sont privilégiés, par exemple Na⁺ et non Na²⁺, Mg²⁺ et non Mg⁺, Cl⁻ et non Cl²⁻ ou Cl⁺. Les règles du « duet » et de l'octet permettent de justifier leur existence.

1. Exemples de cations et d'anions monoatomiques

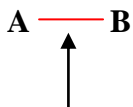
col	Nom élément	Z	Structure électronique de l'atome		Perte ou gain	Structure électronique de l'ion	Isoélectronique De l'élément
IA	Lithium	3	Li : (K) ² (L) ¹	→	Perd un e ⁻	Li ⁺ : (K) ²	He
IA	Sodium	11	Na : (K) ² (L) ⁸ (M) ¹	→	Perd un e ⁻	Na ⁺ : (K) ² (L) ⁸	Ne
IIA	Magnésium	12	Mg : (K) ² (L) ⁸ (M) ²	→	Perd deux e ⁻	Mg ²⁺ : (K) ² (L) ⁸	Ne
VII B	Fluor	9	F : (K) ² (L) ⁷	→	Gagne un e ⁻	F ⁻ : (K) ² (L) ⁸	Ne
VII B	Chlore	17	Cl : (K) ² (L) ⁸ (M) ⁷	→	Gagne un e ⁻	Cl ⁻ : (K) ² (L) ⁸ (M) ⁸	Ar
VI B	Oxygène	8	O : (K) ² (L) ⁶	→	Gagne deux e ⁻	O ²⁻ : (K) ² (L) ⁸	Ne

D. Vérification des règles du duet et de l'octet aux molécules

Dans les molécules, les atomes mettent en **commun** des électrons en respectant, si possible, les règles du « duet » et de l'octet.

1. 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 les deux atomes. On représente une liaison covalente par un tiret entre les deux atomes concernés.



doublet liant ou liaison covalente associant les deux atomes

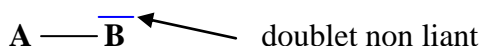
Une liaison covalente double est une mise en commun de quatre électrons entre deux atomes, chaque atome fournissant normalement deux électrons.

Une liaison covalente triple est une mise en commun de six électrons entre deux atomes, chaque atome fournissant normalement trois électrons.

Les électrons mis en commun appartiennent à chacun des deux atomes et doivent être pris en compte dans le total des électrons de chaque atome.

2. Les doublets non liants

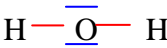
Les électrons d'un atome, qui ne participent pas aux liaisons covalentes, restent sur cet atome et sont répartis en doublets d'électrons appelés **doublets non liants**. Chaque doublet non liant est représenté par un tiret placé sur l'atome considéré.



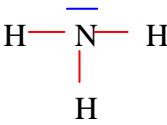
3. Méthode pour trouver les formules de Lewis des molécules **Méthode proposée** :

- ❖ **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.**

4. Etude de quelques molécules a) L'eau

Molécule	Nom : eau		Formule : H₂O
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			<ul style="list-style-type: none"> • 2 doublets liants ou 2 liaisons covalentes simples entre O et les deux H • 2 doublets non liants sur O
Conclusion	<ul style="list-style-type: none"> • respect de la règle du « duet » pour les 2 atomes d'hydrogène • respect de la règle de l'octet pour l'atome d'oxygène 		

a) L'ammoniac

Molécule	Nom : ammoniac		Formule : NH₃	
Atomes	H	H	H	N
Configuration électronique	(K) ¹	(K) ¹	(K) ¹	(K) ² (L) ⁵
n_e	1	1	1	5
n_t	1 + 1 + 1 + 5 = 8			
n_d	8/2 = 4			
Répartition des doublets et nature des doublets			<ul style="list-style-type: none"> • 3 doublets liants ou 3 liaisons covalentes simples entre N et les trois H • 1 doublet non liant sur N 	
Conclusion	<ul style="list-style-type: none"> • respect de la règle du « duet » pour les 3 atomes d'hydrogène • respect de la règle de l'octet pour l'atome d'azote 			

b) Le méthane

Molécule	Nom : méthane			Formule : CH₄	
Atomes	H	H	H	H	C
Configuration électronique	(K) ¹	(K) ¹	(K) ¹	(K) ¹	(K) ² (L) ⁴
n_e	1	1	1	1	4
n_t	1 + 1 + 1 + 1 + 4 = 8				
n_d	8/2 = 4				
Répartition des doublets et nature des doublets	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$			<ul style="list-style-type: none"> • 4 doublets liants ou 4 liaisons covalentes simples entre C et les quatre H • 0 doublet non liant sur C 	
Conclusion	<ul style="list-style-type: none"> • respect de la règle du « duet » pour les 4 atomes d'hydrogène • respect de la règle de l'octet pour l'atome de carbone 				

c) Le cyanure d'hydrogène

Molécule	Nom : cyanure d'hydrogène		Formule : HCN	
Atomes	H	C	N	
Configuration électronique	(K) ¹	(K) ² (L) ⁴	(K) ² (L) ⁵	
n_e	1	4	5	
n_t	1 + 4 + 5 = 10			
n_d	10/2 = 5			
Répartition des doublets et nature des doublets	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{N} $		<ul style="list-style-type: none"> • 1 doublet liant ou 1 liaison covalente simple entre C et H • 3 doublets liants ou 1 liaison covalente triple entre C et N • 1 doublet non liant sur N 	
Conclusion	<ul style="list-style-type: none"> • respect de la règle du « duet » pour l'atome d'hydrogène • respect de la règle de l'octet pour les atomes de carbone et d'azote 			

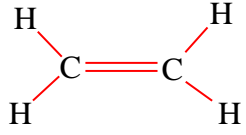
d) L'acide hypochloreux

Molécule	Nom : acide hypochloreux		Formule : ClOH
Atomes	Cl	O	H
Configuration électronique	$(K)^2(L)^8(M)^7$	$(K)^2(L)^6$	$(K)^1$
n_e	7	6	1
n_t	$7 + 6 + 1 = 14$		
n_d	$14/2 = 7$		
Répartition des doublets et nature des doublets			<ul style="list-style-type: none"> • 1 doublet liant ou 1 liaison covalente simple entre Cl et O • 1 doublet liant ou 1 liaison covalente simple entre O et H • 3 doublets non liants sur Cl • 2 doublets non liants sur O
Conclusion	<ul style="list-style-type: none"> • respect de la règle du « duet » pour l'atome d'hydrogène • respect de la règle de l'octet pour les atomes de chlore et d'oxygène 		

e) Le dioxyde de carbone

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	$4 + 2 \times 6 = 16$		
n_d	$16/2 = 8$		
Répartition des doublets et nature des doublets			<ul style="list-style-type: none"> • 2 fois 2 doublets liants ou 2 liaisons covalentes doubles entre C et O. • 2 doublets non liants sur chaque atome d'oxygène.
Conclusion	<ul style="list-style-type: none"> • respect de la règle de l'octet pour les atomes de carbone et d'oxygène 		

f) L'éthène ou l'éthylène

Molécule	Nom : éthylène				Formule : C₂H₄	
Atomes	H	H	H	H	C	C
Configuration électronique	(K) ¹	(K) ¹	(K) ¹	(K) ¹	(K) ² (L) ⁴	(K) ² (L) ⁴
n_e	1	1	1	1	4	4
n_t	$4 \times 1 + 2 \times 4 = 12$					
n_d	$12/2 = 6$					
Répartition des doublets et nature des doublets					<ul style="list-style-type: none"> • 1 liaison covalente double carbone-carbone. • 4 liaisons covalentes simples carbone-hydrogène • 0 doublet non liant. 	
Conclusion	<ul style="list-style-type: none"> • respect de la règle de l'octet pour les atomes de carbone et respect de la règle du « duet » pour les atomes d'hydrogène. 					

D RESUME

1. Règle de l'octet

Lors des réactions chimiques, les éléments tendent à acquérir ou à perdre des électrons pour avoir la structure électronique du gaz rare le plus proche dans la classification (8 e- sur la couche externe: octet d'e-)

2. Représentation de Lewis

Les e- de la couche externe sont appelés e- de valence. Ils sont soit célibataires, soit ils forment des paires appelées doublet non liant. .

3.les molécules, la liaison de covalence :

Dans les molécules, les atomes mettent en commun leurs e- célibataires, pour former des paires d'e- appelés liaisons de covalence ou doublet liant.

4.Généralisation de la règle de l'octet :

Les atomes forment des liaisons de covalence pour avoir la structure électronique du gaz rare le plus proche dans la classification.