

Géométrie de quelques molécules

I- Règles du DUET et de l'OCTET.

1- Structure électronique des gaz rares

Atome	Numéro atomique	Structure électronique	Couche externe
He (Helium)	$Z=2$	$(K)^2$	$(K)^2$
Ne (Néon)	$Z=10$	$(K)^2(L)^8$	$(L)^8$
Ar (Argon)	$Z=18$	$(K)^2(L)^8(M)^8$	$(M)^8$

☑ la couche électronique externe de l'hélium He contient 2 électrons .

☑ Les autres gaz rares possèdent 8 électrons sur leur couche électronique externe

⇒ Les gaz rares ne participent quasiment pas à des réactions chimiques, ne forment pas de molécules ou d'ions.

Les gaz rares sont stables à l'état d'atome isolé car leur couche externe est saturée

2- Structure électronique des autres atomes

Atome	Numéro atomique	Structure électronique	Couche externe
H	$Z=1$	$(K)^1$	$(K)^1$
Cl	$Z=17$	$(K)^2(L)^8(M)^7$	$(M)^7$
O	$Z=8$	$(K)^2(L)^6$	$(L)^6$
N	$Z=7$	$(K)^2(L)^5$	$(L)^5$
C	$Z=6$	$(K)^2(L)^4$	$(L)^4$

⇒ les autres atomes sont instables à l'état d'atomes isolés ; en effet, leur couche externe n'est pas saturée.

L'étude des réactions chimiques montre que ces éléments évoluent vers l'état de stabilité chimique qui correspond à la saturation de leur dernière couche d'électrons, ce qui revient, pour eux, à acquérir la structure électronique du gaz rare de numéro atomique le plus proche.

*soit 2 électrons ou un « duet » d'électrons pour les atomes de numéro atomique proche de celui de l'hélium.

*soit 8 électrons ou un « octet » d'électrons pour les autres atomes de numéro atomique proche de celui de Néon ou Argon

Ce sont les règles du duet et de l'octet que l'on peut écrire.

3-Énoncé des règles

la règle du « duet ».	la règle de l'« octet ».
Les éléments de numéro atomique ($Z \leq 5$) proche de celui de l'hélium adoptent la structure électronique $(K)^2$. Ils ont alors deux électrons sur leur couche externe. c'est-à-dire à saturer leur couche externe : • par formation d'ions monoatomiques • par formation de molécules.	Les autres éléments de numéros atomiques ($5 < Z \leq 18$) adoptent la structure électronique du néon ou de l'argon. Ils portent donc 8 électrons sur leur couche externe. c'est-à-dire à saturer leur couche externe : • par formation d'ions monoatomiques • par formation de molécules.

Exemple

L'atome	structure électronique de l'atome	structure électronique stable	Formule de l'ion donné
${}^3_3\text{Li}$	$(K)^2(L)^1$	$(K)^2$: céder 2 e ⁻	Li^+
${}^{19}_9\text{F}$	$(K)^2(L)^7$	$(K)^2(L)^8$: gagner 3 e ⁻	F^-
${}^{27}_{13}\text{Al}$	$(K)^2(L)^8(M)^3$	$(K)^2(L)^8$: céder 2 e ⁻	Al^{3+}
${}^{32}_{16}\text{S}$	$(K)^2(L)^8(M)^6$	$(K)^2(L)^8(M)^8$: gagner 2 e ⁻	S^{2-}

II- La représentation de Lewis d'une molécule

1- La molécule

La molécule est des assemblages d'atomes, attachés les uns aux autres par des forces de liaison covalente

2- Liaison covalente

Deux atomes liés par une liaison chimique covalente mettent en commun 1 électron chacun. Ces deux électrons mis en commun sont localisés entre les deux atomes ; on représente ces 2 électrons par un trait entre les symboles des 2 atomes : exemple H—Cl.

3- La 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 partagés) de cette molécule.

☑ Le nombre d'électrons qui apparaissent dans cette représentation de Lewis d'une molécule doit être égal à la somme des nombres d'électrons périphériques de chaque atome la constituant.

☑ Nombre de liaisons covalentes établies par un atome :

Le nombre de liaisons covalentes que peut former un atome est égal au nombre d'électrons qu'il doit acquérir pour saturer sa couche externe à un octet d'électrons (ou un duet pour l'atome d'hydrogène).

Le nombre de liaisons n_L peut calculé par relation : $n = n_{\max} - p$

avec $n_{\max}$ nombre d'électrons pour saturer la couche externe et p nombre d'électrons périphériques d'un atome

Atome	Z	formule électronique	Nombre de liaisons
Hydrogène H	1	(K) ¹	$n = 2 - 1 = 1$
Chlore Cl	17	(K) ² (L) ⁸ (M) ⁷	$n = 8 - 7 = 1$
Oxygène O	8	(K) ² (L) ⁶	$n = 8 - 6 = 2$
Azote N	7	(K) ² (L) ⁵	$n = 8 - 5 = 3$
Carbone C	6	(K) ² (L) ⁴	$n = 8 - 4 = 4$

☑ Le nombre des doublets non liants n'_d est : $n'_d = (p - n_L)/2$

Exemple

Écrire la formule brute de la molécule	CO ₂
Écrire la représentation électronique de chaque atome.	C : (K) ² (L) ⁴ et O (K) ² (L) ⁶
Nombre de liaisons covalentes établies par un atome	$N_L(C) = 4$ (OCTET) $n_L(O) = 2$ (OCTET)
Le nombre des doublets non liants	$n'_d(C) = 0$ $n'_d(O) = 2$
Placer entre les atomes, autant de doublets liants que possible (il faut respecter les valeurs trouvées précédemment)	$\text{<O} = \text{C} = \text{O>}$
Placer nombre de doublets non liants entourant chaque atome	

III- Géométrie des molécules.

1- Disposition spatiale des doublets.

Les doublets liants et non liants 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.

La molécule	forme	géométrie	Modèle moléculaire
CH ₄	Tétraèdre régulier		
H ₂ O	V Plane coudée		
CO ₂	Linéaire	O=C=O	

2- Représentation en perspective de Cram.

Règles	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 épaissis.	
	Les liaisons en arrière du plan de la feuille sont dessinées en pointillés.	

Exemple

CNH ₄ Cl	NH ₃	CH ₄