

CT2 : Représentation de Lewis des molécules

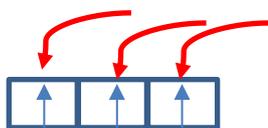
1 Définition

La représentation de Lewis d'une molécule est la représentation de l'ensemble des électrons de valence des différents atomes de la molécule montrant comment ces atomes sont liés ensemble.

1- Méthode pour établir la représentation de Lewis des molécules

1. On fait donc en **premier** lieu le **calcul du nombre total d'électrons de valence** à placer sur la structure.
2. Ensuite, on écrit le schéma de Lewis des atomes constitutifs qui nous rappelle la valence normale de ces atomes. On peut aussi s'aider de ceux des ions associés.

L'atome cherche à avoir un **niveau de stabilité maximale donc à avoir une couche de valence saturée**. Les électrons apportés par les liaisons vont compléter les cases quantiques qui ne sont donc pas complètes.



Exemple : **cas de l'azote N** : N possède 5 électrons de valence dont 3 électrons célibataires : il fera naturellement 3 liaisons. Chaque liaison lui apporte 1 électron (flèches rouges) donc en tout 3 électrons sont ajoutés aux 5 électrons de valence de N. N est bien entouré d'un octet d'électrons.

Cela a donné naissance à la règle du duet pour les atomes d'hydrogène et d'hélium (saturation d'une seule case quantique 1s) et la **règle de l'octet** pour les autres (saturation de 4 cases quantiques, une case ns et 3 cases np).

Remarque : Toujours pour obtenir la stabilité maximale, soit satisfaire à la règle de l'octet, certains atomes perdent ou gagnent facilement un ou deux électrons et se transforment en ions.

N° colonne	C1	C2	C16	C17
<i>Ion stable formé ayant la structure du gaz rare le plus proche</i>	X ⁺	X ²⁺	X ²⁻	X ⁻

Enfin, on **répartit les électrons mis sous forme de doublets sans dépasser un octet d'électrons** autour d'un atome de la **ligne 2** en respectant la valence normale. Pour dénombrer cet octet d'électrons, on comptera les doublets libres portés par l'atome et les doublets de liaison qu'il engage.

3. L'atome central est celui qui a la plus grande valence.

Exemples : Quelques molécules et ions à connaître

Nom	Méthane	Eau	Ammoniac	Ion ammonium	Ion permanganate	Ion hypochlorite	Ion nitrite
Structure	CH ₄	H ₂ O	NH ₃	NH ₄ ⁺	MnO ₄ ⁻	ClO ⁻	NO ₂ ⁻
Elément central	C	O	N	N	Mn		N

- Il peut arriver qu'en ayant un octet d'électrons autour de lui, l'atome ne vérifie plus sa valence normale : en fait, le nombre d'électrons affectés à l'atome (un électron par liaison et deux électrons par doublet libre) ne correspond pas à son nombre d'électrons de valence : il a donc soit gagné soit perdu des électrons par rapport à sa situation d'atome neutre. On doit alors lui affecter une charge pour montrer cette différence. Cette charge n'est pas réelle puisque la totalité des électrons de l'atome ont été pris en compte (cf point 1.) : on l'appelle **charge formelle**.
- La somme des charges formelles est égale à la charge de l'édifice : zéro pour une molécule neutre, la charge globale de l'ion pour un ion polyatomique.**
- Une charge moins est préférentiellement portée par l'atome le plus électronégatif de la liaison c'est-à-dire celui qui attire le plus les électrons de la liaison vers lui) : F puis O puis Cl.

Exemples : Cherchons à établir la structure de Lewis des molécules et des ions polyatomiques d'usage courant qu'il faut connaître pour ne pas passer pour un idiot en société....ou dans un labo de chimie !! Classons-les par élément central :

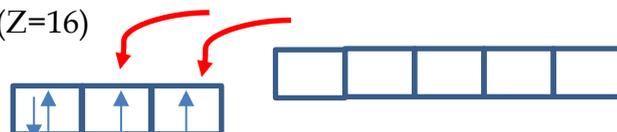
Nom	Ion carbonate	Ion hydrogénocarbonate	Ion nitrate	Acide nitrique	Ion amidure	Ozone (non cyclique)
Structure	CO ₃ ²⁻	HCO ₃ ⁻	NO ₃ ⁻	HNO ₃	NH ₂ ⁻	O ₃
Elément central	C	C	N	N	N	O

2. Hypervalence

Quand la couche de valence a un nombre quantique principal $n \geq 3$, alors les éléments du bloc p possèdent, dans leur couche de valence, une sous-couche d entièrement vide. Ils vont pouvoir exciter un ou plusieurs électrons de valence dans cette sous-couche afin de désappairier les doublets d'électrons libres et ainsi augmenter leur valence : on parle alors d'hypervalence : la règle de l'octet n'est plus satisfaite.

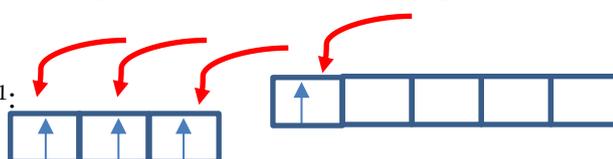
Application : Déterminer les hypervalences du soufre S (Z=16)

$[S]=[Ne]3s^23p^4$ valence normale de 2

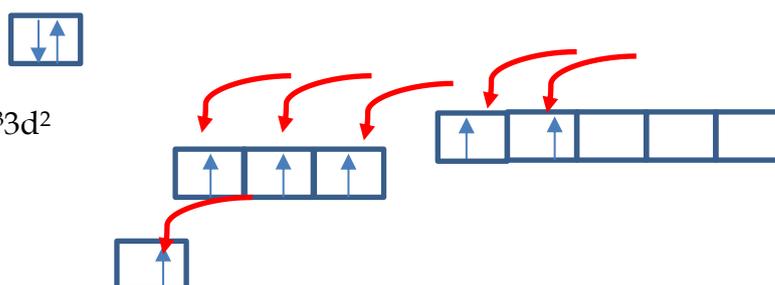


S a, dans sa couche de valence, une sous-couche 3d vacante. Il va pouvoir exciter des électrons dans cette sous-couche pour désappairier les doublets et augmenter ainsi le nombre d'électrons célibataires.

Hypervalence 4 en $3s^23p^33d^1$:



Hypervalence 6 en $3s^13p^33d^2$



Structure de Lewis à trouver et ions à connaître !

Nom	Ion sulfate	Ion hydrogénosulfate	Ion sulfite	Acide sulfurique	Ion thiosulfate	Ion phosphate	Acide phosphorique
structure	SO_4^{2-}	HSO_4^-	SO_3^{2-}	H_2SO_4	$S_2O_3^{2-}$	PO_4^{3-}	H_3PO_4
Elément central	S	S	S	S	S	P	P