

I. Le modèle de Lewis

A. Modèle de Lewis pour les atomes

Dans ce cas de figure, on ne prend en compte que les électrons de valence.

Classification périodique réduite

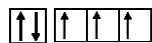
colonnes périodes	1	2	13	14	15	16	17	18
1	H							He
2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca						

Voici la représentation de Lewis des principaux atomes en valence primaire.

Démarche à suivre :

- 1) Ecrire la configuration électronique et identifier les électrons de valence via la couche de valence.
- 2) Inclure les électrons de valence dans les cases quantiques des OA
- 3) Noter le symbole chimique de l'élément en y ajoutant autant de points que d'électrons célibataires et autant de doublets non liants (DNL) que de paires d'électrons dans la valence

Exemple : ${}_7N : 1s^2 2s^2 2p^3 \rightarrow$ la couche de valence $n = 2$ (à gauche = électrons de cœur, à droite électrons de valence) donc 5 électrons de valence



Voici la couche de valence avec $2s^2 2p^3$

\rightarrow 3 électrons célibataires = 3 liaisons

\rightarrow 1 case quantique pleine = 1 DNL

Donc on a bien la représentation de Lewis telle que le tableau nous le présente c'est-à-



1. Notion de valence

La valence d'un élément est le nombre de liaisons (simples) que peut engager cet élément. Elle correspond donc à son nombre d'électrons célibataires.

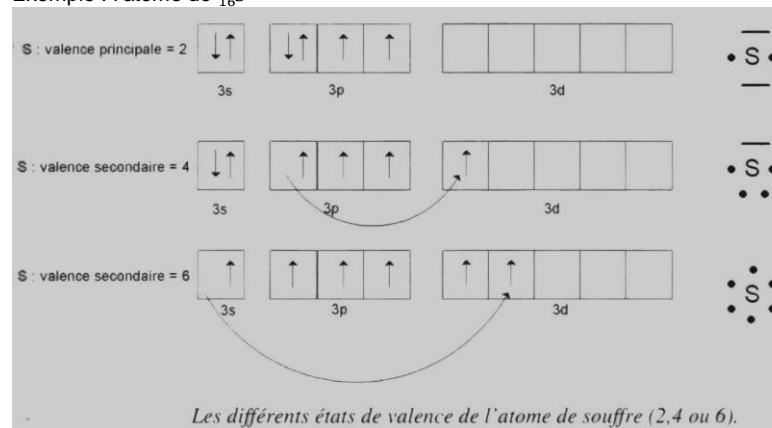
2. Hypervalence

Attention : cette partie est différente entre la Chimie G et la Chimie Orga. En Chimie G, on considère qu'il y a plusieurs valences secondaires. Alors quand Chimie Orga, on considère une valence secondaire, une tertiaire, une quaternaire...

Une ou des valence(s) secondaires peuvent s'observer sur un élément si une condition est remplie : cet élément doit posséder dans son orbitale de valence des cases quantiques vides, partageant le même nombre quantique principal que les OA de valence.

Dans ce cas, les DNLs de valence peuvent se séparer en 2 électrons célibataires, en empruntant des cases quantiques vides. On va parler d'un **atome hypervalent**

Exemple : l'atome de ${}_{16}S$



B. Le modèle de Lewis pour les molécules

1. La liaison covalente

La mise en commun d'électrons célibataires entre 2 atomes va créer une liaison covalente représentée par un trait entre les 2 atomes.

Les DNLs restent localisés sur leurs atomes respectifs.

2. La liaison par coordination

C'est un **mode alternatif de liaison**. Elle combine un DNL et une case quantique vide d'un autre atome. Le résultat est le même qu'avec une liaison covalente.

On peut aussi l'appeler « **liaison dative** »

3. La liaison ionique

Lors que la différence d'électronégativité entre les 2 atomes est importante, la liaison entre eux est dominée par le caractère électrostatique. On parle de liaison ionique comme si la liaison a lieu entre des ions de charges opposées.

Exemple : $\text{Na-Cl} \rightarrow \text{Na}$ (faible électronégativité) et Cl (forte électronégativité) $\rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$

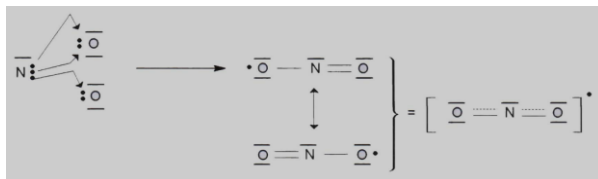
(Rappel : sur le tableau périodique des éléments, l'électronégativité croît vers le haut et vers la droite)

II. Résonnance et mésomérie

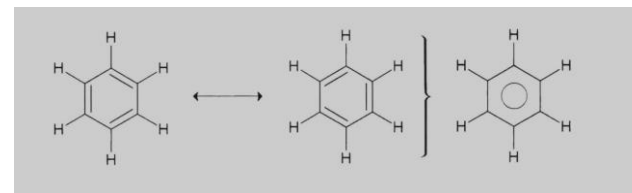
Pour certaines molécules, il existe plusieurs façons de représenter leur structure de Lewis. Ce sont des « formes mésomères » parce qu'on dit qu'elles « résonnent » ensemble

La forme hybride de résonnance représente des liaisons à mi-chemin entre simple et double liaison, et le caractère radicalaire de la molécule est porté par l'ensemble de la structure, représentée entre crochets.

Exemple : NO_2



Exemple : Benzène

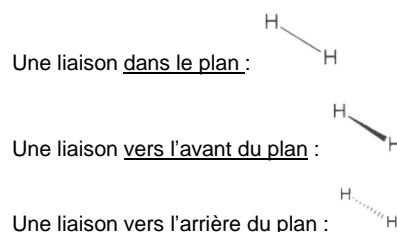


(On appelle les formes mésomères du Benzène : « Kékulé »)

III. Structure tridimensionnelle des molécules

A. Notation de Cram

La notation de Cram permet d'illustrer l'orientation d'une liaison chimique :



B. Théorie VSEPR

Elle permet, à partir du nombre de paires d'électrons autour d'un atome, de **prédire la structure tridimensionnelle** d'un édifice poly atomique. Elle est adaptée aux atomes des **3 premières lignes (SAUF LE SODIUM)**

La règle générale : les paires d'électrons (de valence) se disposent autour d'un atome central afin de **minimiser leurs répulsions**.

Une paire d'électron est soit une connexion chimique vers un autre atome (liaison simple, double, triple) ou un DNL

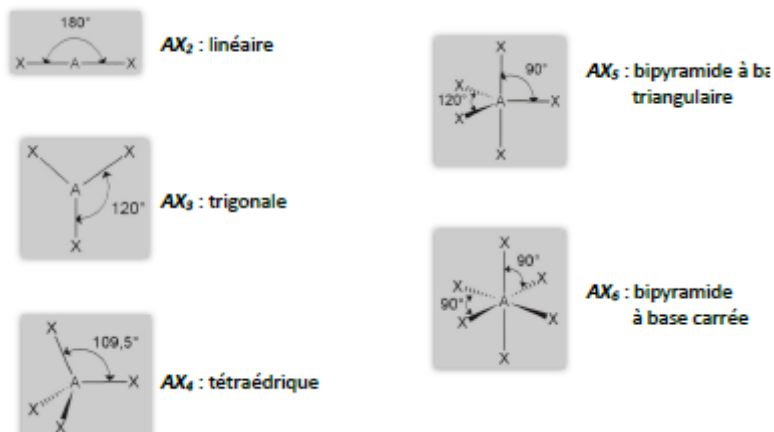
1. Notation

Le type VSEPR de l'atome central se note AX_nE_m avec :

- A : l'atome central
- n : le nombre d'atomes (X) liés à l'atome A
- m : le nombre de DNL (E) portés par l'atome A

L'encombrement autour de A dépendra donc uniquement du nombre « **n+m** » parce qu'on considère que les DNL et les liaisons vers les atomes périphériques sont de même taille

2. Structure de type AX_n

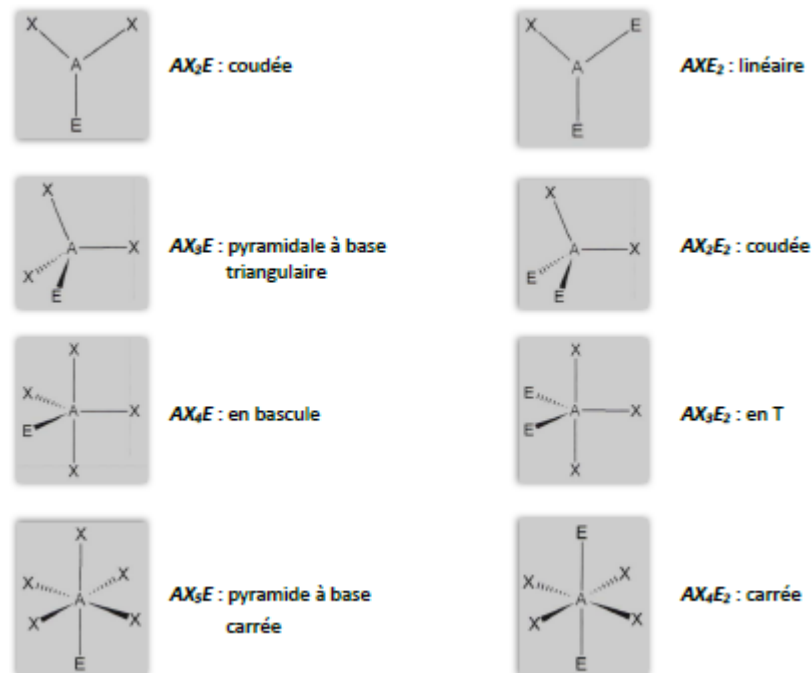


3. Structure de type AX_nE_m

Lors de la dénomination de la géométrie de la molécule (coudée, linéaire...), les DNLs ne sont pas visibles (non pris en compte), contrairement à la dénomination de type VSEPR

Dans les modèles à 5 et 6 groupes encombrants, le ou les DNL occupent préférentiellement les positions générant **une répulsion minimale** :

- **Position équatoriale** pour AX_4E et AX_3E_2
- **Position axiale** pour AX_5E et AX_4E_2



(Non dit dans le livre : AX_2E_3 = molécule linéaire)

C. Extension du modèle VSEPR

Dans la réalité, les DNLs de l'atome central sont plus volumineux que les liaisons vers d'autres atomes. En conséquence, les formes de la théorie VSEPR peuvent être légèrement déformées à cause de cette particularité.

Les DNL vont avoir tendance à repousser davantage les atomes périphériques et ainsi **diminuer l'angle X-A-X qui les séparent**.

On peut illustrer cet effet au travers de molécules de type AX_4 qui verront leurs angles A-X-A être inférieurs à 109,5°