



## 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 coordinence

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  $\text{Cl}$  (forte électronégativité)  $\rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$

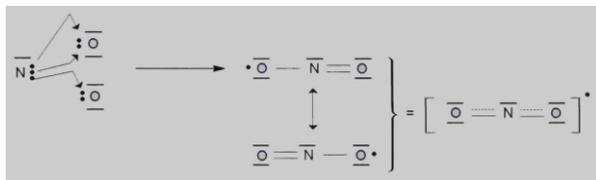
(Rappel : sur le tableau périodique des éléments, l'électronégativité croît vers le haut et vers la droite)

## II. Résonance et mésomérie

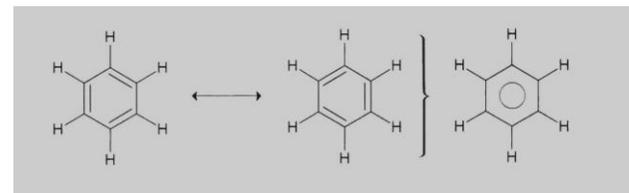
Pour certaines molécules, il existe plusieurs façons de représenter leur structure de Lewis. Ce sont des « formes mésomères » parce qu'on dit qu'elles « résonnent » ensemble

La forme hybride de résonance 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 :  $\text{NO}_2$



Exemple : Benzène

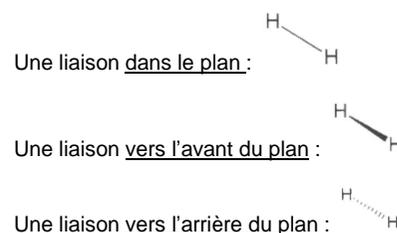


(On appelle les formes mésomères du Benzène : « Kékulé »)

## 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

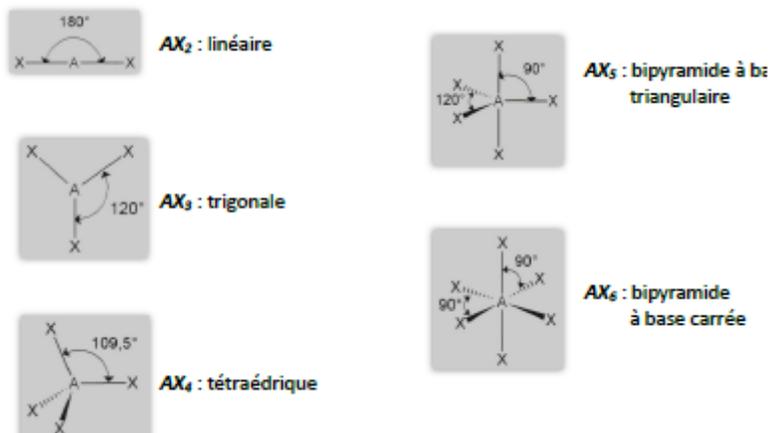
### 1. Notation

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 $AX_n$

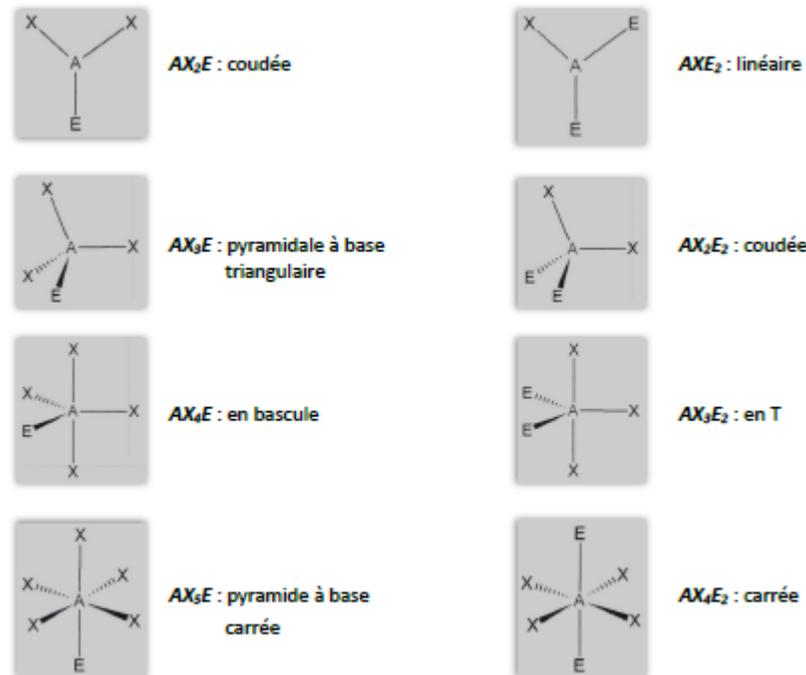


### 3. Structure de type $AX_nE_m$

Lors de la dénomination de la géométrie de la molécule (coudée, linéaire...), les DNL 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 DNL 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°