

La liaison chimique

I Modèle de Lewis.

De l'atome :

- Il dérive de la **structure électronique** de l'atome.
- Sa couche externe est représentée à l'aide de **points** (électrons célibataires) et de **tirets** (doublets électroniques) autour de son symbole.
- La valence** d'un atome correspond au nombre d'électrons célibataires de sa couche externe. C'est le nombre de liaisons qu'il peut former.

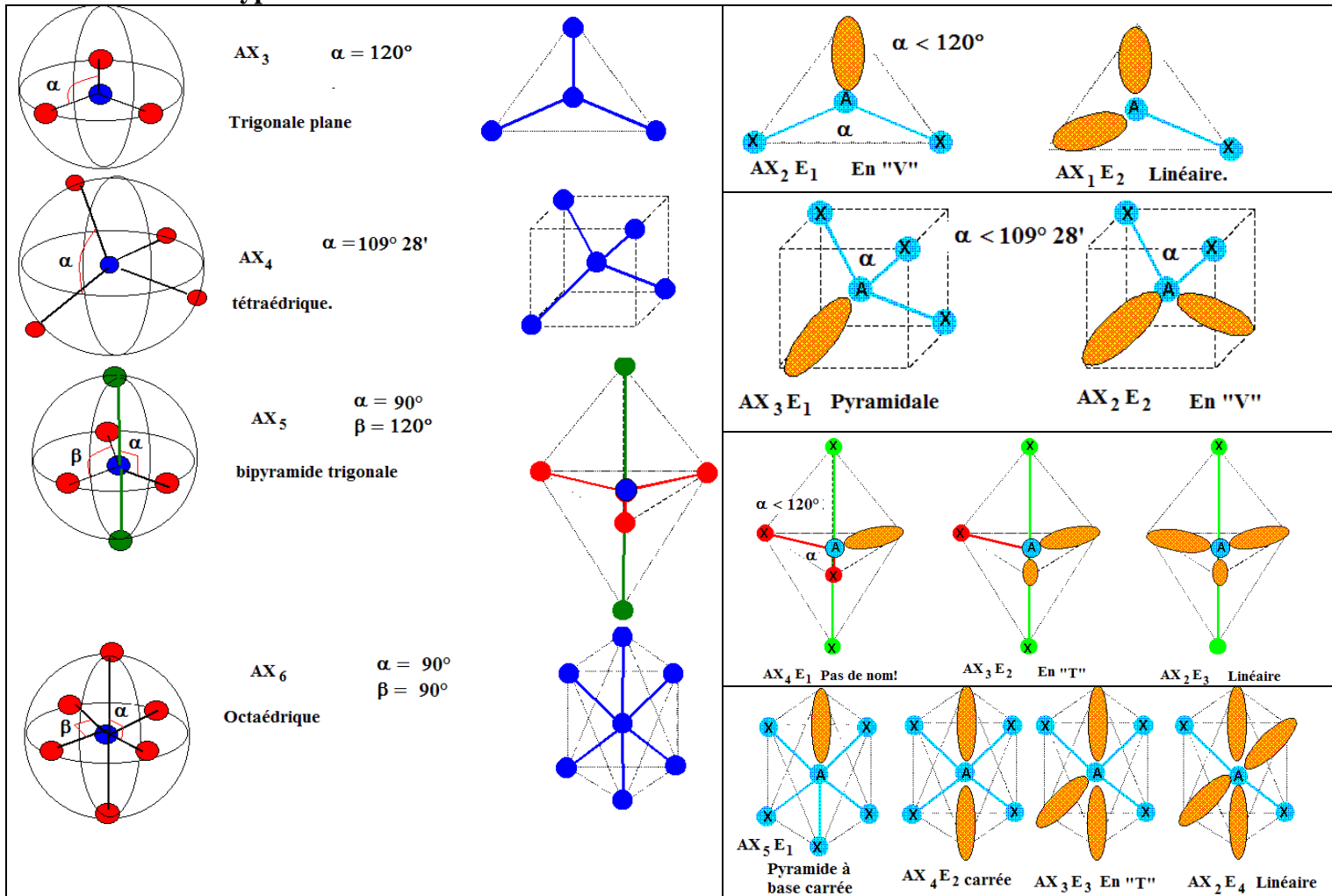
D'une molécule :

- Liaison covalente** : Il s'agit de la mise en commun de deux électrons célibataires externes, par deux atomes différents, afin de créer un doublet liant.
- Liaison de coordination** : Un atome fournit un **doublet** (il est le donneur) à un autre atome qui le reçoit dans **une case quantique vide** (il est l'accepteur).
- Attention !** La valence de certains atomes ne correspond pas à celle prévue par le modèle de Lewis à l'état fondamental. Ex : carbone tétravalent (également P et Al).

II Théorie VSEPR.

- Elle s'applique aux molécules de type **AX_nE_p**. (n : liaisons. p : Doublets non liants de l'atome central.)
- Les **paires électroniques se repoussent** entre elles. Les **doublets non liants** et les **liaisons multiples repoussent plus**, d'où des angles inférieurs dans les molécules « AX_nE_p ».
- Formes des molécules suivant les types : (Les types en AX_nE_p se déduisent de ceux en AX_n.)

Une molécule de type AX₂ est linéaire.



III Liaisons intermoléculaires.

- Il s'agit des liaisons entre molécules, qui assurent la cohésion des liquides ou des solides.
- Elles sont environ 100 fois plus faibles que les liaisons intramoléculaires.
- Ces liaisons électrostatiques, dues à la polarisation des molécules, sont appelées liaisons de Van der Waals.
- Les liaisons hydrogènes, impliquant un atome d'hydrogène, sont notablement plus fortes que les interactions de Van der Waals « classiques ».

Exercice Type : 16 p 27.

