

Liaisons chimiques

→ Une liaison chimique est la **mise en commun de deux électrons entre deux atomes**. Ces deux atomes sont situés à une certaine distance l'un de l'autre appelée **distance d'équilibre**.

I - Le modèle de Lewis d'un atome

→ il va nous permettre une description spatiale de la formation des molécules (donc de leur forme).

→ Ici on prendra uniquement en compte les **électrons de valence** (\neq de ceux de cœurs).

1) Lien avec le diagramme de Klechkowski

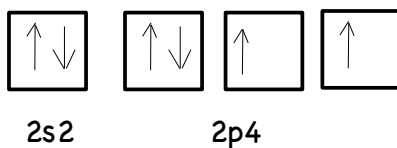
□ **Valence** = nombre de liaisons que peut engendrer un atome = nombre d'électrons célibataires.

□ **Couche de valence** = couche ayant le n le plus élevé dans la configuration électronique

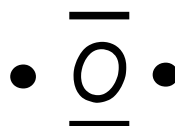
□ **Electrons de valence** = électrons appartenant à la couche de valence

Application avec l'oxygène :

□ *Klechkowski avec donc $Z=8$ soit $1s^2 2s^2 2p^4$*



On a donc deux e^- célibataires et deux doublets non-liant, on va pouvoir les représenter de cette façon :



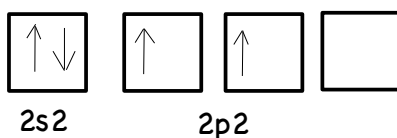
2) Notion d'hypervalence

→ on va parler d'hypervalence lorsque l'atome va casser un doublet non-liant (donc constitué de $2e^-$) afin de former 2 liaisons avec un (ou plusieurs) atome(s).

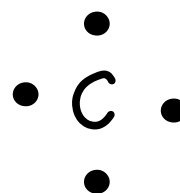
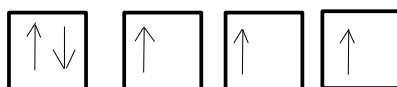
□ On parlera de **valence primaire** lorsque l'on casse une liaison et de **valence secondaire** lorsque l'on en casse 2 !

Application avec le carbone :

□ $Z=6$ soit $1s^2 2s^2 2p^2$



En passant en valence secondaire on va passer à :



Pour le prof on parle d'hypervalence aussi bien pour la valence primaire que pour la valence secondaire.

Pour réaliser l'hypervalence, il faut respecter certaines conditions :

- posséder au minimum un **doublet non-liant**
- avoir une **case quantique vide** (c'est toujours possible)
- que cette case quantique possède le **même nombre quantique principal (n)** que les cases qui la précède.

3) Exceptions

Il y a donc 3 cas pour lesquels on ne pourra pas passer en valence secondaire :

□ Dans le cas où l'atome ne possède **pas de dnl**

ex : l'hydrogène (H)

□ Dans le cas où l'atome est **stable naturellement** et ne possède pas d'intérêt à casser ses dnl

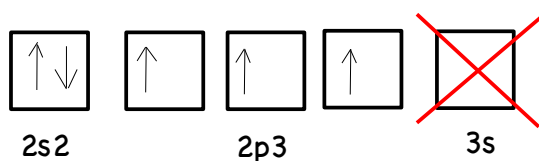
ex : les gaz rares

□ Dans le cas où il n'existe **pas de case quantique libre possédant le même n**

ex : l'azote , le néon et le fluor

Application avec l'azote:

□ $Z=7$ soit $1s^2 2s^2 2p^3$



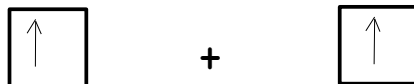
Ici les orbitales 2p ne sont pas libres et étant donné qu'il n'existe pas de case « 2d », la valence secondaire est impossible !

II – Le modèle de Lewis pour les molécules

1) La liaison covalente

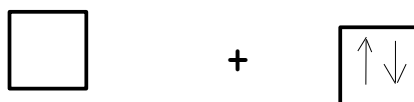
□ C'est la liaison chimique formée par la mise en commun de 2 e⁻ célibataires entre deux atomes.

□ Les doublets non-liants n'entrent pas en jeu dans la liaison covalente. Ils restent localisés sur leur atome d'origine.



2) La liaison par coordinence

□ c'est la liaison chimique formée par la mise en commun d'un doublet non liant et d'une case quantique vide.



3) La liaison ionique

→ dû à une différence d'électronégativité (voir chimie orga), elle a lieu entre deux ions de charges opposées

III – Structure tridimensionnelle des molécules

1) Théorie VSEPR

→ C'est un modèle qui permet de prédire la structure tridimensionnelle d'une structure moléculaire quelconque.

→ Elle est particulièrement adaptée aux atomes des 3 premières lignes du tableau périodique.

→ Le type VSEPR de l'atome central se note **AX_nEm**.

Avec : A pour l'atome central

n le nombre d'atomes liés à A ($1 \leq n \leq 6$)

m le nombre de dnl portés par A

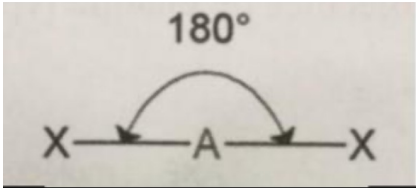
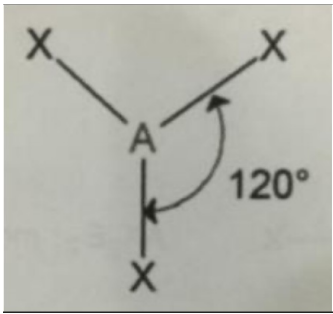
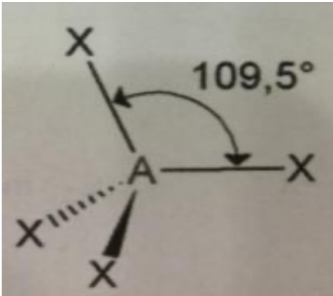
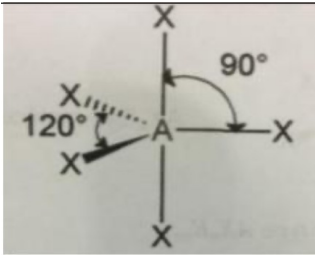
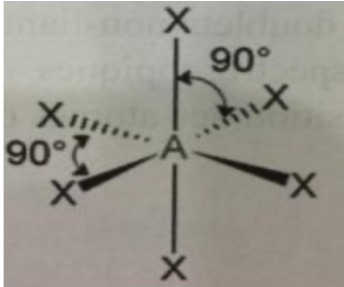


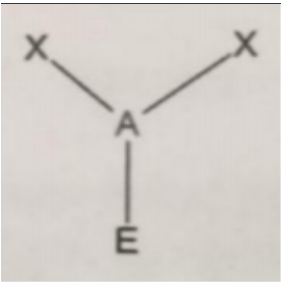
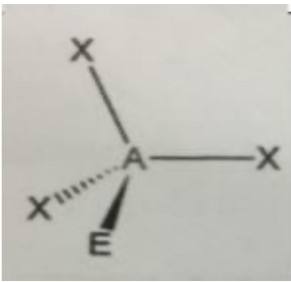
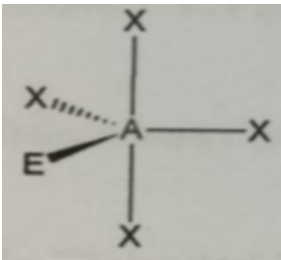
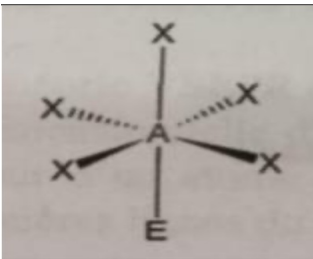
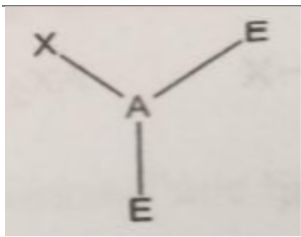
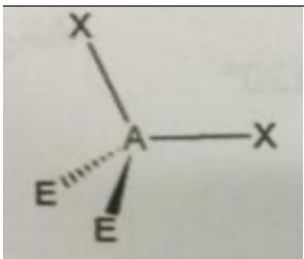
Attention : quand on détermine n, une double liaison (ou une triple liaison) comptera comme 1.

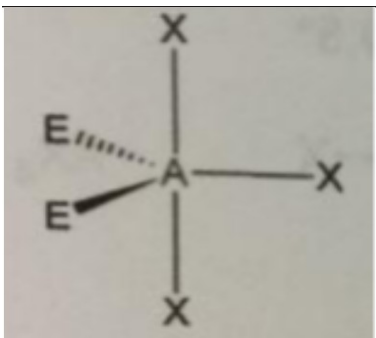
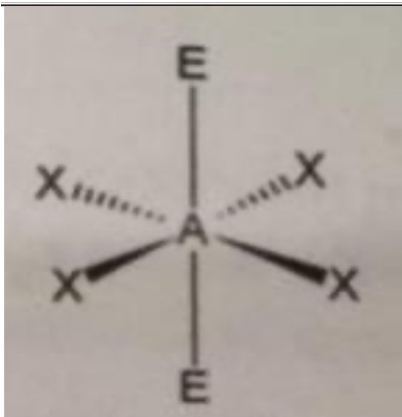
Petit tableau que vous connaîtrez pas cœur pour les 3 premières lignes à force et qui se retrouve grâce au diagramme de Klechkowski + la réalisation des cases quantiques :

| | | | | | | | |
|------|------|------|-------|-------|-------|-------|-----|
| H · | | | | | | | He |
| Li · | Be · | B · | ·C · | ·N · | ·O · | ·F · | ·Ne |
| Na · | Mg · | Al · | ·Si · | ·P · | ·S · | ·Cl · | ·Ar |
| K · | Ca · | Ga · | ·Ge · | ·As · | ·Se · | ·Br · | ·Kr |
| Rb · | Sr · | In · | ·Sn · | ·Sb · | ·Te · | ·I · | ·Xe |
| Cs · | Ba · | Tl · | ·Pb · | ·Bi · | ·Po · | ·At · | ·Rn |
| Fr · | Ra · | | | | | | |

2) Structures de type AX_n (à connaître +++)

| Représentation spatiale | Type VSEPR | Type VSEPR |
|---|------------|--------------------------------|
|  | AX_2 | Linéaire |
|  | AX_3 | Trigonale |
|  | AX_4 | Tétraédrique |
|  | AX_5 | Bipyramide à base triangulaire |
|  | AX_6 | Bipyramide à base carrée |

| | | |
|---|-----------|------------------------------|
|  | AX_2E | Coudée |
|  | AX_3E | Pyramide à base triangulaire |
|  | AX_4E | À bascule |
|  | AX_5E | Pyramide à base carrée |
|  | AXE_2 | Linéaire |
|  | AX_2E_2 | Coudée |

| | | |
|---|-----------|--------|
|  | AX_3E_2 | En T |
|  | AX_4E_2 | Carrée |

Les molécules **planes** sont les molécules dont l'atome central est de type VSEPR :

- ☐ AX_2 (linéaire)
- ☐ AX_3 (trigonale plan)
- ☐ AXE_2 (linéaire)
- ☐ AX_2E (coudée)