Description des entités chimiques

I) Lewis :

- **Liaison covalente :** C'est la liaison entre deux atomes par deux électrons de valence.
- **Règle de l'octet :** L'association des atomes se fait par liaisons covalentes de façon à ce que chacun des atomes acquière une couche électronique externe identique à celle du gaz noble de la même période.
- **Charge formelle :** $X^{(n+)}$

Charge formelle = N_{e^-} valence (atome isolé) − N_{e^-} en propre dans la molécule.

- **Écarts à la règle de l'octet :**
  - → Manque de doublet d'e^- : composé électrodéficient (BH_3)
  - → Excès : composé hypervalent (PCl_5)
- **Comment écrire la formule de Lewis :**

① L'atome centrale est généralement le moins électronégatif. Rappeler cette variation d'électronégativité ↑ → tableau périodique

② Compter le nbre total d'électrons de valence de l'édifice : (Exemple, CO_2 : $N_{e^-,tot} = N_{e^-,C} + 2N_{e^-,O}$
$= 4 + 2 \times 6$
$= 16$.)

- Si $N_{e^-,tot} = 0\,[2]$: nombre de doublets $= \frac{N_{e^-,tot}}{2}$.
- Si $N_{e^-,tot} = 1\,[2]$, nbre de doublets est $\frac{(N_{e^-,tot} - 1)}{2}$.

③ Écrire les dispositions logiques des atomes. Exemple CO_2 :

O C O ← moins électronégatif

④ Placer un doublet liant entre chaque couple d'atomes voisins.

O : C : O

⑤ Compléter l'octet pour chaque atome en plaçant des doublets électroniques restants :

~~car il faut ici introduire~~

⚠ On commence par les ~~liaisons multiples~~ puis doublet non-liants des autres atomes autres que l'atome central, puis l'atome centrale

⑥ On calcule la charge formelle de chaque atome et on choisit la configuration minimisant les charges formelles.

- **Mésomérie :** C'est lorsqu'une édifice peut être représentée par plusieurs schémas de Lewis. (comme O_3).

II) La géométrie de la molécule et la méthode VSEPR :

- **Principe de VSEPR :**
  - → Les doublets électroniques s'orientent de manière à être les plus éloignés les uns des autres (répulsion minimale).