

Alors reprenons depuis le départ.

Dans un atome, on a le noyau et les petits électrons qui tournent autour. Pour essayer de savoir où diable ils pouvaient bien se trouver à tel moment, « on » a développé des formules mathématiques qui indiquent une probabilité de présence de l'électron : ce sont les fameuses **orbitales atomiques**. Dans chacune d'elle tu peux mettre deux électrons, suivant les règles vues en chimie G

Donc tu as des orbitales atomiques **s, p** (*et d et f mais osef en chimie O*), qui ont une forme particulière déterminée grâce à ces fonctions mathématiques : s → sphérique et p → axial
Ensuite tu réparties ces OA sur plusieurs couches (1, 2, 3...) pour te donner les configurations électroniques que tu connais : 1s² 2s² 2p⁶ 3s² etc etc
Donc ça c'est sur ton atome tout seul.

Maintenant tu veux le lier (pour respecter la règle du duet/de l'octet tout ça tout ça) et créer des molécules. Donc tu associes des **orbitales ATOMIques (s et p de la couche de valence)** pour faire des **orbitales MOLECULaires**.

Pour former tes OM tu peux associer **2 OA s, 1 OA s et 1 OA p** ou **2 OA p**

Lorsque tu associes 1 OA d'un atome avec l'OA de l'autre atome tu crées 2 OM : en fait tu fais une « combinaison linéaire » c'est-à-dire que tu additionnes les deux OA, 1 coup positivement, 1 coup négativement (mais tout ça c'est des notions qui nous dépassent on s'en fout). Bref tu te retrouves avec 2 OM : une sera très haute en énergie et ne pourra pas recevoir d'électrons, l'autre sera basse en énergie et sera donc liante (elle pourra accueillir des électrons)

Si tu as associé 2 OA s ou 1 OA s et 1 OA p → tu formes 2 OM σ (dont 1 seule est liante)

Si tu as associé 2 OA p → tu formes 2 OM π (toujours avec une seule liante). La particularité des OA p c'est qu'elles s'associeront latéralement (perpendiculairement) à ta liaison (on parle de recouvrement latéral)

σ toute seule te donne une liaison simple (2 électrons)

$\sigma + \pi$ te donne une liaison double (4 électrons)

$\sigma + \pi + \pi$ te donne une liaison triple (6 électrons)

L'hybridation maintenant.

On revient sur l'atome tout seul cette fois, et en fait on le « prépare » à aller se lier

Pour ça on associe les OA s et les OA p d'un même atome

En fait les OA s et les OA p n'ont pas la même énergie donc on cherche à créer des orbitales avec les même énergie pour créer ensuite des liaisons « équilibrées », symétriques

On fait donc des **orbitales hybrides (OH)** qui associent 1 OA s avec 1, 2 ou 3 OA p

1 OA s + 1 OA p : hybridation sp

1 OA s + 2 OA p : hybridation sp²

1 OA s + 3 OA p : hybridation sp³

Tous les doublets d'électrons permettent une réactivité :

Les doublets non liants sont situés dans des orbitales atomiques dites « n » et peuvent très bien réagir (mésomérie) : c'est-à-dire que comme les électrons liants, ils peuvent se déplacer (quand les conditions le permettent, alternances tout ca tout ca) et donc être délocalisés ! S'ils ne bougent pas ils sont localisés

Les doublets liants sont ceux situés dans les orbitales σ et π

Les orbitales « v » sont celles qui sont vides → ce sont les cases vacantes, où il n'y a plus d'électron

Donc :

n : doublet non liant

v : case vacante

σ : liaison simple

π : liaison double