

FICHE ATOMISTIQUE

Réalisée par Emma GUTKNECHT – TQ et RM d'UE1 Chimie à l'ATP 2013/2014

Validée par M. BADIA

Rappels de cours :

Il faut **bien connaître les couches de valence** des atomes : $\cdot\cdot\bar{\text{C}}\cdot$ et $\cdot\cdot\text{C}\cdot$ et faire la différence entre l'état fondamental et l'état excité, notamment pour le carbone ! (cf A-a-3 du cours)
Et faire le lien entre les électrons de la couche de valence et la représentation de Lewis.

Comment définir la couche de valence ?

Pour tous les atomes **SAUF** les métaux de transition : couche de valence = couche la plus externe.
Pour les **Métaux de transition** : couche de valence = couche la plus externe (n) + la (n-1)d car ici la sous couche d se remplit et entre en jeu notamment pour la formation de complexes !

Exemples :

${}_4\text{Be} : 1s^2 2s^2 \Rightarrow$ couche de valence = la couche 2 (elle contient 2 électrons)

${}_6\text{C} : 1s^2 2s^2 2p^2 \Rightarrow$ couche de valence = la couche 2 (elle contient 4 électrons)

${}_{21}\text{Sc} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1 \Rightarrow$ couche de valence = la couche 4 + la sous couche 3d (3 électrons)

Petit moyen mnémotechnique pour les PACES : (pour métaux de transition)

${}_{21}\text{Sc} : \dots 3d^1$

${}_{22}\text{Ti} : \dots 3d^2$

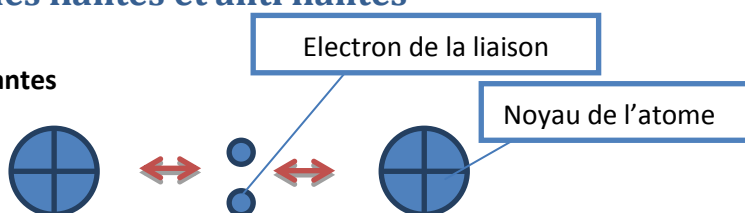
${}_{23}\text{V} : \dots 3d^3$

Sauf pour ${}_{24}\text{Cr} : \dots 3d^5$ et ${}_{29}\text{Cu} : \dots 3d^{10}$

Les Orbitales liantes et anti liantes

Définition :

Les orbitales liantes



Lorsque deux atomes forment une liaison, ils mettent **en commun des électrons** et ceci se fait par **recouvrement d'orbitales**.

Les **noyaux** des atomes sont chargés **positivement** car ils possèdent des **protons** : cette notion permet de faire la différence entre liaison liante et non liante (cf suite).

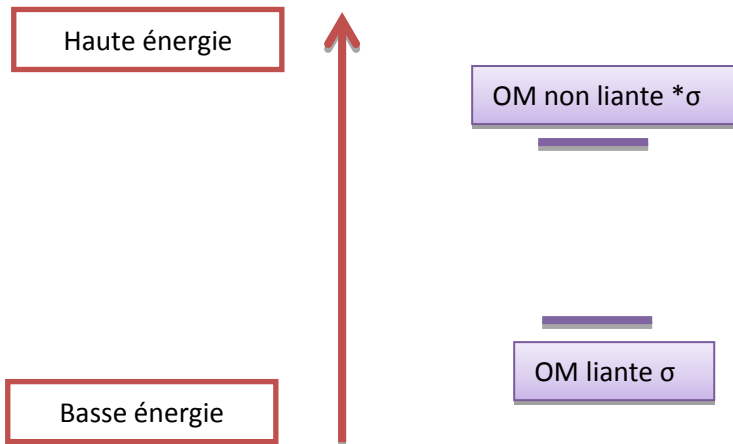
Ici nous avons les **électrons** qui se retrouvent **entre les deux noyaux**, les forces électrostatiques qui s'exercent entre les électrons et les noyaux ont tendance à **fortifier la liaison, à la stabiliser !!** Du coup une **orbitale liante sera de faible énergie !**

C'est l'inverse pour les orbitales non liantes :



Ici les **électrons ne sont pas entre les noyaux**, du coup les attractions électrostatiques entre les électrons et les noyaux ont tendance à **déstabiliser la liaison** entre les deux atomes. Les **orbitales moléculaires non liantes (notées avec une *) sont d'énergie plus élevée !**

Représentation sur un **diagramme énergétique** :



Les OM σ correspondent un recouvrement axial d'orbitales $s + s$, ou $s + p$, ou orbitale hybride avec une autre orbitale.

Principe et exemples :

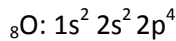
Repérer l'atome et voir s'il est plus ou moins chargé !

Li Be B N

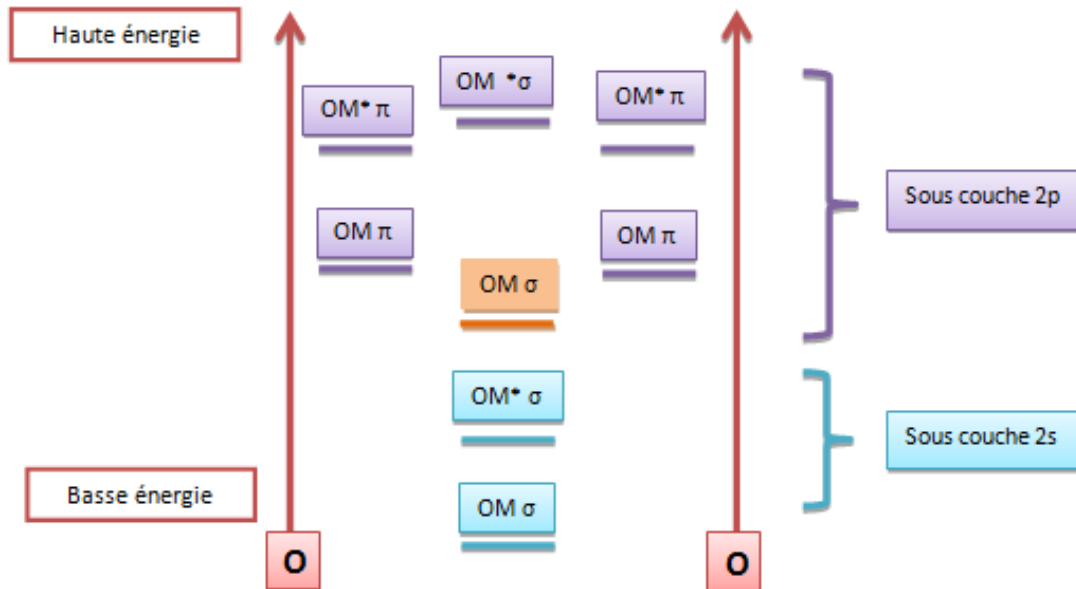
Noyaux peu chargés +
car peu de protons !
noyaux attirent beaucoup moins les
électrons du coup les OM σ LIANTES sont
d'énergie plus élevée

O F

Noyaux très chargés +
car plus de protons !
noyaux attirent beaucoup les électrons du
coup les OM σ LIANTES sont d'énergie
plus basse

Cas du O₂:**1. Configuration électronique de l'oxygène:****2. Couche de valence et ses électrons :**

La **couche de valence** est la couche **2** (2s et 2p), elle contient **6 électrons**.

3. Schéma sur le diagramme énergétique des OM issues des OA de valence :

Ici c'est la même chose que pour N₂ sauf que l'**Oxygène** est un atome qui a un **noyau plus chargé que l'azote**, donc les **couches profondes** de l'atome sont **plus attirées** par ce noyau, et leur **énergie s'abaisse**, ce éloigne les OA 2s des OA 2p, l'**OM σ liante** aura donc la place de se mettre **SOUS** les OM π liantes.

4. Remplissage des électrons de valence selon le gradient énergétique croissant

C'est la même chose que pour N₂ sauf qu'ici attention !! L'OM σ liante sera remplie avant les OM π liantes.

5. Calcul de l'ordre de liaison : N (/!\ ≠ du symbole de l'azote)

$$\text{Ici } N = [(2+2+2+2) - (1+1+2)] / 2 = [8 - 4] / 2 = 4/2 = 3$$

6. Cas de l'ion superoxyde O₂^{•-} : c'est un radical chargé négativement

C'est la même chose qu'O₂ sauf que nous rajoutons un électron de valence ! Dans le diagramme énergétique des OM, l'électron ajouté va se retrouver dans une OM non liante, il aura tendance à déstabiliser la molécule !

Cas de NO_2 et NO_3^- :

Méthode à suivre par les PACES :

Passer par **VSEPR** pour avoir la géométrie de la molécule.

Choisir l'**hybridation** qui est compatible avec la géométrie de la molécule.

L'hybridation trouvée, on réalise le **rapprochement des orbitales**.

Les orbitales **non liantes ne seront pas dessinées** par souci de place, **mais elles existent** bel et bien !

Bien faire attention : tous les atomes avant le soufre respectent la règle du duet ou de l'octet : ils ont au maximum huit électrons autour d'eux !!

C'est pourquoi ici l'**azote** fait une **liaison dative** avec l'**oxygène** pour avoir **au plus 8 électrons autour de lui** ! (les électrons de l'oxygène s'organisent de telle sorte à laisser une orbitale vide).