DM 13+

Entraînement

Du bachotage, comme on aime...

1/ Iode $Z = 53$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$.
La sous-couche partiellement remplie est une sous-couche p et comporte 5 électrons, il s'agit donc de l'avant dernière colonne soit la famille des **halogènes**. Cette sous-couche appartient à la couche de nombre principal $n = 5$ donc l'iode appartient à la **cinquième période**.

2/ Dubnium $Z = 105$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^{14} 6d^3$.
La sous-couche partiellement remplie est une sous-couche d et comporte 3 électrons, il s'agit donc de la cinquième colonne et l'élément dubnium est donc un **élément de transition**. La sous-couche s de plus haut nombre principal n est la $7s$ donc le dubnium appartient à la **septième période**.

3/ Plutonium $Z = 94$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^6$.
La sous-couche partiellement remplie est une sous-couche f et comporte 6 électrons, il s'agit donc du sixième lanthanide ou actinide. La sous-couche s de plus haut nombre principal n est la $7s$ donc le plutonium est le **sixième actinide**.

4/ Francium $Z = 87$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^1$.
La sous-couche partiellement remplie est une sous-couche s et comporte 1 électron, il s'agit donc de la première colonne, c'est un **alcalin**, le plus réactif de tous avec l'eau. La sous-couche s de plus haut nombre principal n est la $7s$ donc le francium appartient à la **septième période**.

5/ Baryum $Z = 56$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$.
La sous-couche la plus haute est une sous-couche s et comporte 2 électrons, il s'agit donc de la deuxième colonne de la classification, le baryum est donc un **alcalino-terreux**. La sous-couche s de plus haut nombre principal n est la $6s$ donc le baryum appartient à la **sixième période**.

6/ Ion antimoine Sb^{3+} : La structure électronique de l'antimoine est $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^3$, soit $[Kr] 5s^2 4d^{10} 5p^3$.
La formation de Sb^{3+} donne la structure : $[Kr] 4d^{10} 5s^2$. Ainsi, cet ion est plutôt stable car sa sous-couche de plus haute énergie est remplie, ce qui tend à stabiliser l'ensemble.

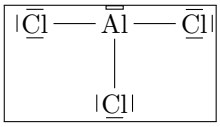
7/ Ion hafnium Hf^{4+} : La structure électronique de l'hafnium est $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^2$, soit $[Xe] 6s^2 4f^{14} 5d^2$.
La formation de Hf^{4+} donne la structure : $[Xe] 4f^{14}$. Ainsi, cet ion est plutôt stable car sa sous-couche de plus haute énergie est remplie, ce qui tend à stabiliser l'ensemble.

8/ Ion iridium Ir^{3+} : La structure électronique de l'iridium est $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^7$, soit $[Xe] 6s^2 4f^{14} 5d^7$.
La formation de Ir^{3+} donne la structure : $[Xe] 4f^{14} 5d^5 6s^1$. Les deux sous-couches de plus haute énergie de l'ion sont à moitié remplies, l'ion est donc relativement plus stable que l'atome dans son état fondamental (en accord avec la règle de Hund notamment).

9/ Ion mercurique Hg^{2+} : La structure électronique du mercure est $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10}$, soit $[Xe] 6s^2 4f^{14} 5d^{10}$.
La formation de Hg^{2+} donne la structure : $[Xe] 4f^{14} 5d^{10}$. Cet ion est stable car toutes ses sous-couches sont remplies.

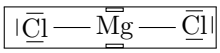
10/ Ion ruthénium Ru^{3+} : La structure électronique du ruthénium est $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^6$, soit $[Kr] 5s^2 4d^6$.
La formation de Ru^{3+} donne la structure : $[Kr] 4d^5$. La sous-couche partiellement remplie de cet ion est à moitié remplie exactement, ce qui lui confère une certaine stabilité (en accord avec la règle de Hund notamment).

11/ Trichlorure d'aluminium : Aluminium $\longrightarrow$ 3 électrons de valence / Chlore $\longrightarrow$ 7 électrons de valence.
$N_V = 7 \times 3 + 3 = 24$ électrons de valence $\longrightarrow$ $D = 12$ doublets.



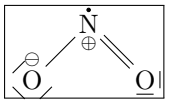
Il y a une lacune électronique sur l'aluminium car il ne respecte pas la règle de l'octet ici (exception). On s'en aperçoit quand on apparie ses électrons de valence, il reste une orbitale atomique vacante.

12/ Difluorure de magnésium : Magnésium $\longrightarrow$ 2 électrons de valence / Fluor $\longrightarrow$ 7 électrons de valence.
$N_V = 7 \times 2 + 2 = 16$ électrons de valence $\longrightarrow$ $D = 8$ doublets.

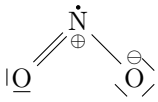


Il y a deux lacunes électroniques sur le magnésium car il ne respecte pas la règle de l'octet ici (exception). On s'en aperçoit quand on apparie ses électrons de valence, il reste deux orbitales atomiques vacantes.

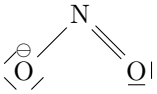
13/ Dioxyde d'azote : Oxygène $\longrightarrow$ 6 électrons de valence / Azote $\longrightarrow$ 5 électrons de valence.
$N_V = 6 \times 2 + 5 = 17$ électrons de valence $\longrightarrow$ $D = 8,5$ doublets.
Ici, on a un petit souci car on a un nombre non entier de doublets, il y aura donc un électron <u>célibataire</u>.



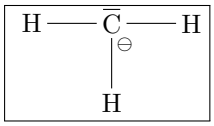
L'atome d'azote central comporte un électron célibataire. Ici, l'azote et l'oxygène sont chargés, ce qui donne une charge totale nulle, cohérent avec le fait qu'on a affaire à une molécule.
Cette formule est d'ailleurs une des deux formules mésomères possibles, l'autre étant :



Attention, ne pas confondre cette molécule avec l'ion nitrate :

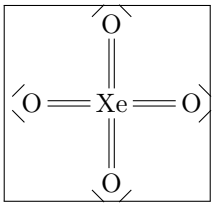


14/ Ion méthyle : Carbone $\longrightarrow$ 4 électrons de valence / Hydrogène $\longrightarrow$ 1 électron de valence.
$N_V = 4 \times 1 + 3 = 7$ électrons de valence $\longrightarrow$ $D = 4$ doublets.



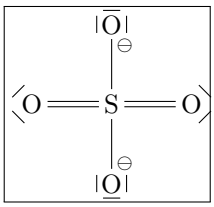
Le doublet non-liant sur l'atome de carbone induit une charge formelle négative ce qui est cohérent avec le fait qu'on étudie un ion.

15/ Tétraoxyde de xénon : Xénon $\longrightarrow$ 0 électrons de valence (pour faire des liaisons il faut trouver des électrons de valence... On va donc mobiliser les 8 électrons de la couche de plus haut nombre quantique, ici $n = 5$) / Oxygène $\longrightarrow$ 6 électrons de valence.
$N_V = 6 \times 4 + 8 = 32$ électrons de valence $\longrightarrow$ $D = 16$ doublets.



Le xénon ne fait pas facilement de liaisons ce qui confère à cette structure une certaine instabilité tout de même...

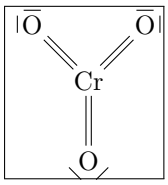
16/ Ion sulfate : Soufre $\longrightarrow$ 6 électrons de valence / Oxygène $\longrightarrow$ 6 électrons de valence.
$N_V = 6 \times 4 + 6 = 30$ électrons de valence $\longrightarrow$ $D = 16$ doublets.



Le soufre étant hypervalent, pas de soucis.

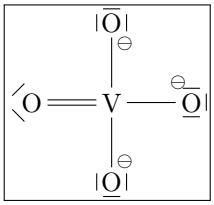
17/ Difluorure de magnésium : Déjà fait.

18/ Trioxyde de chrome : Chrome $\longrightarrow$ 6 électrons de valence / Oxygène $\longrightarrow$ 6 électrons de valence.
$N_V = 6 \times 3 + 6 = 24$ électrons de valence $\longrightarrow$ $D = 12$ doublets.



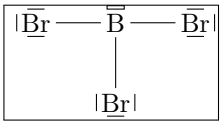
Le chrome étant hypervalent, pas de soucis. À noter que nous observons un cas rare de molécule formée avec un élément de transition, c'est quelque chose qu'on fait assez peu souvent en MPSI.

19/ Ion métavanadate : Vanadium $\longrightarrow$ 5 électrons de valence / Oxygène $\longrightarrow$ 6 électrons de valence.
$N_V = 6 \times 4 + 5 = 29$ électrons de valence $\longrightarrow$ $D = 16$ doublets.



Intéressant de voir que la différence entre l'ion sulfate et celui-ci tient au fait que le soufre et le vanadium font un nombre maximum de liaisons compte tenu du nombre d'électrons de valence qu'ils ont.

20/ Tribromure de bore : Brome $\longrightarrow$ 7 électrons de valence / Bore $\longrightarrow$ 3 électrons de valence.
$N_V = 7 \times 3 + 3 = 24$ électrons de valence $\longrightarrow$ $D = 12$ doublets.



On s'est simplement déplacé dans les familles de l'aluminium et du chlore depuis le trichlorure d'aluminium. Les deux molécules ont donc des structures similaires.