Corrigé des applications de cours du chapitre C3

Application n° 1 : Établir des schémas de Lewis

CO_2

$N_v(C) = 4$
$N_v(O) = 6$
$\Big\}\ N_v = 4 + 6\times 2 = 16$ ev

Il faut donc placer 8 doublets.

$$O = C = O$$

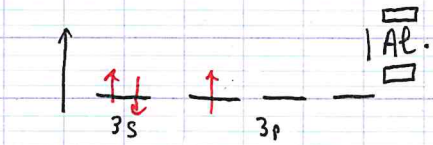
HCN

$N_v(H) = 1$
$N_v(N) = 5$
$N_v(C) = 4$
$\Big\}\ N_v = 10$ ev il faut donc placer 5 doublets

$$H - C \equiv N|$$

$AlCl_3$

$Al\ (Z = 13) : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1 \ ;\ N_v(Al) = 3$
$Cl\ (Z = 17) : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \ ;\ N_v(Cl) = 7$
$\Big\}\ N_v = 3 + 3\times 7 = 24$ ev



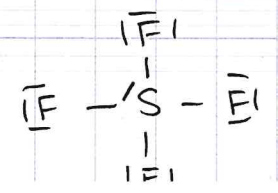
Il faut donc placer 12 doublets



SF_4

$S\ (Z = 16) : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 \ ;\ N_v(S) = 6$
$F\ (Z = 9) : 1s^2 2s^2 2p^5 \ ;\ N_v(F) = 7$
$\Big\}\ N_v = 6 + 4\times 7 = 34$ ev

Il faut placer 17 doublets. Le soufre peut être hypervalent car il appartient à la 3ème période :

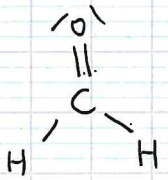


C3

CH_2O

$N_v(C) = 4$
$N_v(H) = 1$
$N_v(O) = 6$

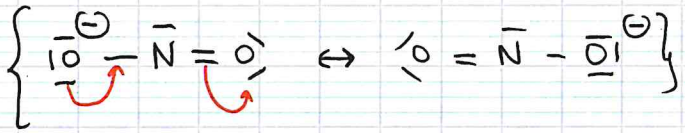
$\Big\}$ $N_e = 12$ ev : 6 doublets.



$NO_2^{\ominus}$

$N_v(N) = 5$
$N_v(O) = 6$

$\Big\}$ $N_v = 5 + 2\times 6 + 1 = 18$ ev $\Rightarrow$ 9 doublets

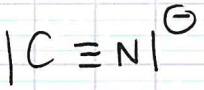


NB : Il y a deux schémas de Lewis possibles. On appelle ces deux schémas de Lewis des formes mésomères.

$CN^{\ominus}$

$N_v(C) = 4$
$N_v(N) = 5$

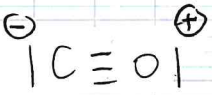
$\Big\}$ $N_v = 4 + 5 + 1 = 10$ ev $\Rightarrow$ 5 doublets



CO

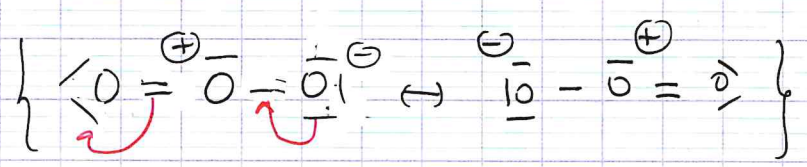
$N_v(C) = 4$
$N_v(O) = 6$

$\Big\}$ $N_v = 10$ ev $\Rightarrow$ 5 doublets



O_3 (ozone)

$N_v(O) = 6 \rightarrow N_v = 18$ ev : 9 doublet



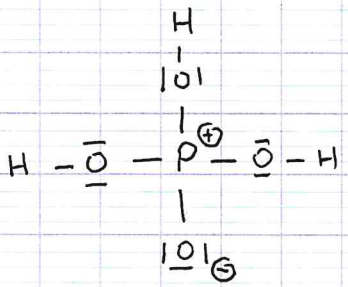
H_3PO_4

$N_v(H) = 1$

$P(Z = 15) : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 \therefore N_v(P) = 5$

$N_v(O) = 6$

$\Big\} N_v = 3 + 5 + 24 = 32$ ev ↳ 16 doublets

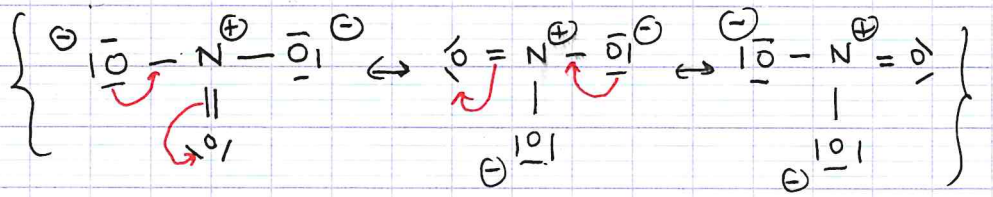


$NO_3^{\ominus}$

$N_v(N) = 5$

$N_v(O) = 6$

$\Big\} N_v = 5 + 3\times6 + 1 = 24$ ev ↳ 12 doublet

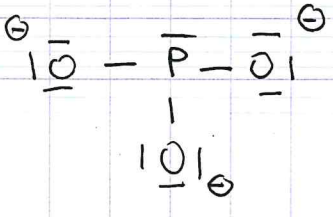


$PO_3^{3\ominus}$

$N_v(P) = 5$

$N_v(O) = 6$

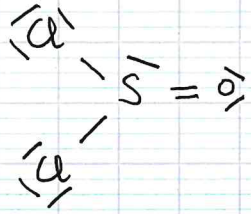
$\Big\} N_v = 5 + 3\times6 + 3 = 26$ ev ↳ 13 doublets



$SOCl_2$

$N_v(S) = 6$
$N_v(O) = 6$
$N_v(Cl) = 7$

$N_v = 12 + 14 = 26$ ev donc 13 doublets.

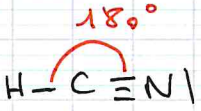


S est hypervalent.

Application n°2 : Prévoir la géométrie d'une entité

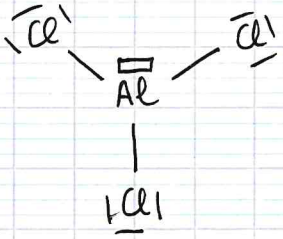
- CO_2 : déjà fait
- HCN : $H - C \equiv N|$

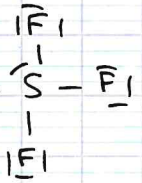
Formule VSEPR : AX_2E_0 → linéaire



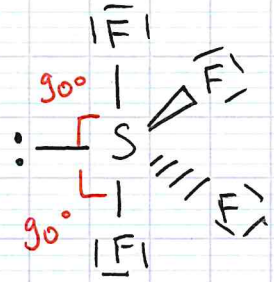
- $AlCl_3$: 

Formule VSEPR : AX_3E_0 → triangulaire plane

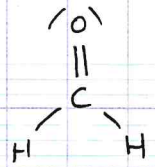


- SF_4 : 

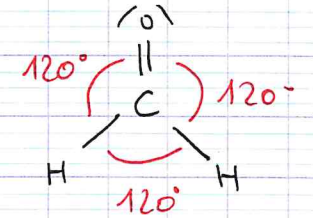
Formule VSEPR : AX_4E_1 → tétraèdre irrégulier



- CH_2O :

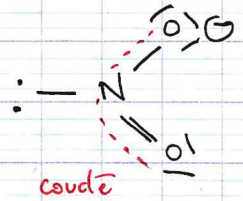


Formule VSEPR : AX_3E_0 → triangulaire plane



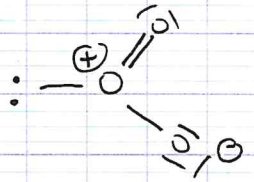
- $NO_2^\ominus$: $\ddot{O} - \ddot{N} = \ddot{O}$ $^\ominus$

Formule VSEPR : AX_2E_1 → coudée



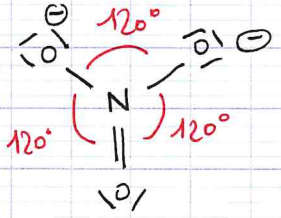
- O_3 : $\ddot{O} = O^\oplus - \ddot{O}^\ominus$

Formule VSEPR : AX_2E_1 → coudée



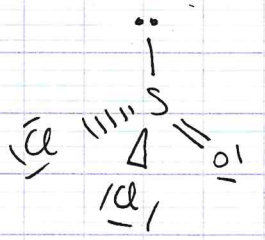
- $NO_3^\ominus$: $\ddot{O} - N^\oplus - \ddot{O}^\ominus$ (avec $\ddot{O}$ en double liaison)

Formule VSEPR : AX_3E_0 → triangulaire plane



- $SOCl_2$: $\ddot{Cl} - \ddot{S} = \ddot{O}$ avec $\ddot{Cl}$

Formule VSEPR : AX_3E_1 → pyramide à base triangulaire



Application n° 3 : Moments dipolaires

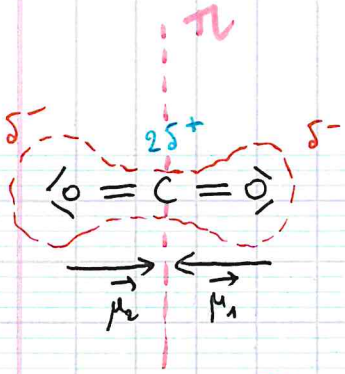
Q1) $\overset{\delta+}{H} - \overset{\delta-}{Cl}$ avec $\vec{\mu}$

$\chi(Cl) > \chi(H)$: $\Delta\chi = 1,0 > 0,4$: liaison polarisée

En norme : $\mu = \delta e l$ AN : $\mu = 0,20 \times 1,6 \times 10^{-19} \times 125 \times 10^{-12}$

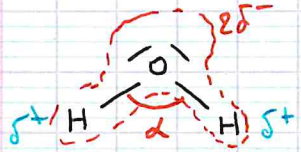
$\Rightarrow \mu = 4,0 \times 10^{-30}$ C.m

$\Rightarrow \mu = 1,2$ D

q2) 

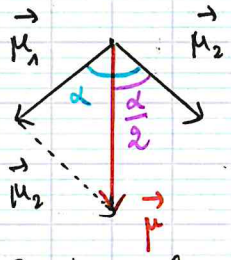
$\vec{\mu} = \vec{\mu_1} + \vec{\mu_2}$ avec $\vec{\mu_1} = -\vec{\mu_2}$.

D'où $\vec{\mu} = \vec{0}$. (plan de symétrie π)

q3) 

$l = OH = 100\ pm$.

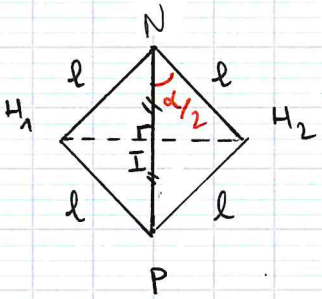
$\alpha = \widehat{HOH} = 105°$.



$\vec{\mu} = \vec{\mu_1} + \vec{\mu_2}$ avec $\mu = 1,85\ D$

Déterminons δ.

Représentons les points de départ et d'arrivée des vecteurs ainsi que les normes des vecteurs.



NP = ? Par construction géométrique dans un losange, NP = NI + IP = 2NI.

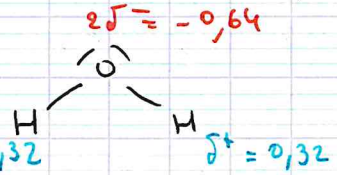
On a $\cos\left(\frac{\alpha}{2}\right) = \frac{NI}{l}$ d'où $NI = l\cos\left(\frac{\alpha}{2}\right)$ et donc $NP = 2l\cos\left(\frac{\alpha}{2}\right)$.

D'où $\mu = \delta e NP \Leftrightarrow \mu = 2e\delta l\cos\left(\frac{\alpha}{2}\right)$

$$\Leftrightarrow \delta = \frac{\mu}{2el\cos\left(\frac{\alpha}{2}\right)}$$

AN : $$\delta = \frac{1,85 \times 3,33 \times 10^{-30}}{2 \times 1,6 \times 10^{-19} \times 100 \times 10^{-12} \times \cos\left(\frac{105 \times \pi}{2 \times 180}\right)}$$

$\Rightarrow \delta = 0,32 = 32\ \%$



Application n°4 : Températures d'ébullition des hydrures moléculaires

Q1) CH_4, SiH_4, GeH_4 et SnH_4 sont toutes des molécules symétriques, donc apolaires. Seules des interactions de van der Waals de type London existent (dipôle induit / dipôle induit).
Ces interactions sont d'autant ⊕ grdes que le nuage électronique augmente, or, le nbr d'$e^\ominus$ augmente proportionnellement avec le numéro atomique.
Comme $Z(Sn) > Z(Ge) > Z(Si) > Z(C)$, les interacOs de van der Waals type London sont peu prononcées entre des H de SnH_4 que CH_4.
Donc la température d'ébullition θ_{eb} augmente en f° de Z (numéro atomique), comme observé sur le graphe.

Q2) Ce sont des molécules polaires (liaisons de vdW de type Keesom et London) et elles ont la possibilité de former des liaisons H.
Ces deux facteurs expliquent une température d'ébullition anormalement élevée.

Q3) La molécule d'eau possédant 2 atomes d'hydrogène, elle peut former davantage de liaisons H que la molécule HF, d'où le fait que sa température d'ébullition soit ⊕ élevée