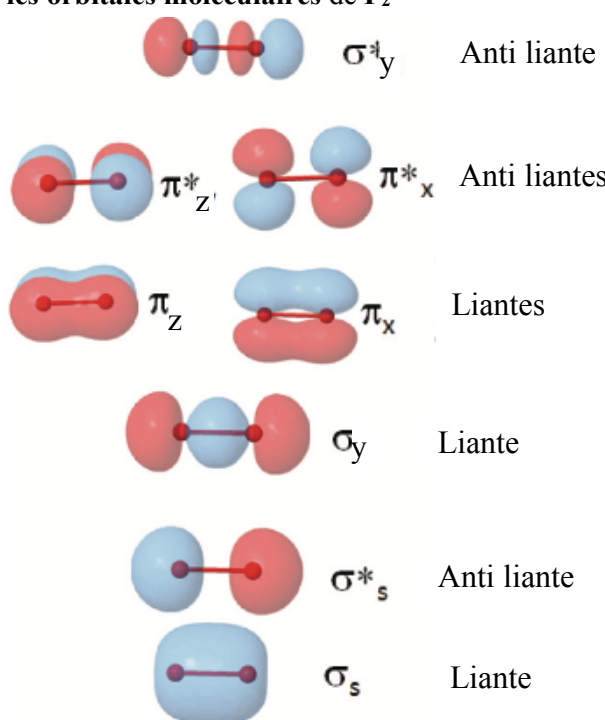
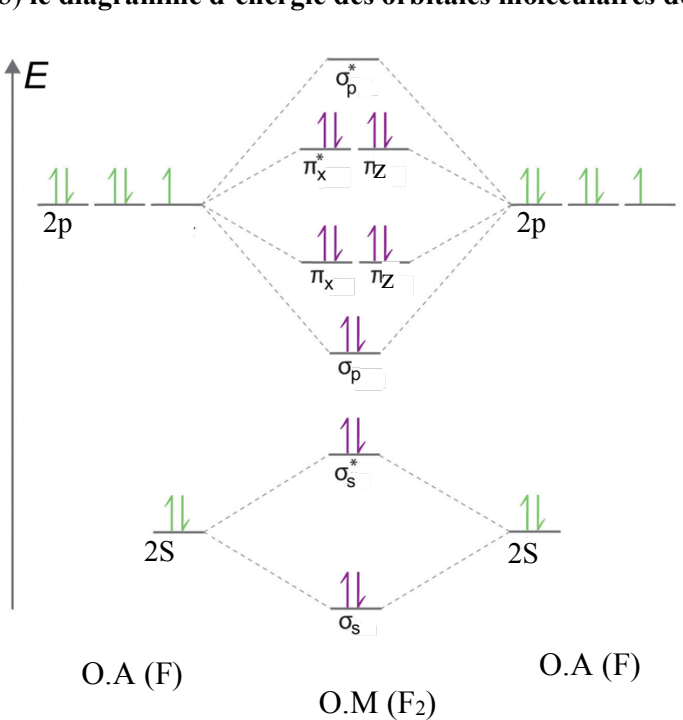


NOM:	PRENOM:	Groupe:
------	---------	---------

Interrogation de Chimie minérale

I. Étude de la molécule de difluor F_2 . $Z(F)=9$

- a) Dessiner les orbitales moléculaires de F_2 , résultantes des interactions entre les orbitales atomiques de valence des deux atomes de fluor. On précise que l'écart énergétique entre les orbitales 2s et 2p est grand. Pour chaque OM, préciser le caractère liant ou antiliant. Donner le nom de chaque O.M.
- b) Construire le diagramme des niveaux d'énergie des orbitales moléculaires de F_2 . Indiquer l'occupation électronique de chaque O.M.

<p>a) les orbitales moléculaires de F_2</p> 	<p>b) le diagramme d'énergie des orbitales moléculaires de F_2</p> 
---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

- c) Donner la configuration électronique de F_2 .
 $\sigma_s^2, \sigma_s^{*2}, \sigma_y^2, \pi_x^2 = \pi_z^2, \pi_x^{*2} = \pi_z^{*2}, \sigma_y^{*0}$.
- d) Calculer l'ordre de liaison de F_2 .
 $OL = (8-6)/2 = 1$
- e) Donner la configuration électronique de F_2^{2+} . Cet ion est-il para ou diamagnétique ?
 $\sigma_s^2, \sigma_s^{*2}, \sigma_y^2, \pi_x^2 = \pi_z^2, \pi_x^{*1} = \pi_z^{*1}, \sigma_y^{*0}$.
paramagnétique
- f) Calculer l'ordre de liaison de F_2^{2+} .
 $OL = (8-4)/2 = 2$
- g) Cette molécule est-elle plus stable ou moins stable que F_2 ? Justifier votre réponse.
 $OL(F_2) < OL(F_2^{2+}) \Rightarrow E(F_2) < E(F_2^{2+})$, lorsque l'indice de liaison augmente, l'énergie de dissociation augmente $\Rightarrow F_2^{2+}$ est plus stable que F_2
- h) Comment évolue la longueur de la liaison F-F lorsque l'on passe de F_2 à F_2^{2+} ? Justifier votre réponse.
 $OL(F_2) < OL(F_2^{2+}) \Rightarrow d(F_2^{2+}) < d(F_2) \Rightarrow$ lorsque l'indice de liaison augmente, la longueur de liaison diminue.

II- Dans la colonne des halogènes, à température ambiante, F₂ et Cl₂ sont gazeux, Br₂ est liquide et I₂ solide. Que peut-on invoquer pour expliquer ces différences?

Les dihalogènes F₂, Cl₂, Br₂ et I₂ sont des molécules **apolaires** => la cohésion entre les molécules est assurée par des interactions de type **Van der Waals** : attractions entre dipôles électriques induits (**London**).

L'interaction **London augmente avec Z**, plus le **nuage électronique est grand plus la polarisabilité est importante**, ce qui conduit à une **polarité importante donc des interactions plus fortes** : ces interactions augmentent du F₂ < Cl₂ < Br₂ < I₂. Ce qui explique que les températures d'ébullition sont plus élevées pour I₂, puis Br₂, puis Cl₂ et enfin F₂, ce qui est en accord avec les états physiques des dihalogènes.

III- Attribuer à chaque composé Cl₂, HCl, HF et NaCl, son pourcentage ionique 17%, 0%, 45% et 100%. En déduire les **charges partielles** portées par les atomes de ces liaisons, et discuter la **nature de la liaison chimique** entre les deux atomes dans chacun de ces composés. $\chi(\text{H})= 2,2$; $\chi(\text{Cl})= 3,16$; $\chi(\text{Na})= 0,93$; $\chi(\text{F})= 3,98$.

$$i\% = \delta \times 100\%$$

Cl₂ : $\Delta\chi=0$; $i\%= 0\%$ => $\delta = 0$ => liaison covalente pure.

$\Delta\chi(\text{HF})=1,78 > \Delta\chi(\text{HCl}) = 0,96$; => $i\% (\text{HCl})= 17\%$ => $\delta =0,17$; liaison covalente polarisée ;

$i\% (\text{HF})= 45\%$, $\delta =0,45$; liaison covalente polarisée.

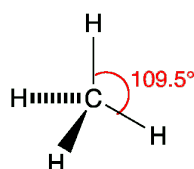
NaCl : $\Delta\chi=2,23$; $i\%= 100\%$, $\delta =1$; liaison ionique.

IV- a)- À l'aide de la théorie V.S.E.P.R. montrer si les deux molécules **CH₄** et **NH₃**, sont polaires.

CH₄ : AX₄ géométrie tétraédrique parfaite,

molécules symétrique => $\mu_{\text{globale}} = 0$

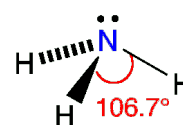
(molécule apolaire)



NH₃ : AX₃E géométrie tétraédrique,

Pyramide trigonale => $\mu_{\text{globale}} \neq 0$

(molécule polaire)



b)-Quelles interactions peut-on prévoir entre les molécules de chaque composé.

CH₄ : molécule apolaire => interactions de type Van der Waals : attractions entre dipôles électriques induits (London)

NH₃ : molécule polaire => interactions de type Van der Waals : attractions entre dipôles permanents (Keesom) et interaction London. En plus des interactions de type Van der Waals, des liaisons Hydrogène (H-N...H) sont présentes dans ce composé.

c)- Attribuer à chaque composé sa température d'ébullition de, **-161,7°C** , **-33,3°C**. Justifier votre réponse.

Avec un Z proche le composé **NH₃** contient des interactions entre les molécules plus fortes que les interactions présentes dans le composé **CH₄** => $T_{\text{eb}}(\text{NH}_3) > T_{\text{eb}}(\text{CH}_4)$ => $T_{\text{eb}}(\text{CH}_4) = -161,7^\circ\text{C}$, $T_{\text{eb}}(\text{NH}_3) = -33,3^\circ\text{C}$.