

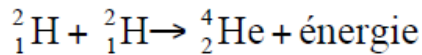
1ère EMD

Exercice 1 : (3 pt)

I. Le chlorure de césium cristallise dans le système cubique centré. La maille élémentaire est un cube d'arête a dont chaque sommet est occupé par un ion de chlorure Cl. Au centre du cube se trouve un ion de césium Cs.

- S'agit-il d'un réseau du type NaCl ?
- Combien d'anions de chlorures (Cl) et de cations césium (Cs) y a-t-il par maille ?

II. Soit la réaction :



- Quel processus cette réaction représente-t-elle?
 - (a) fission
 - (b) fusion
 - (c) transmutation artificielle
 - (d) désintégration alpha

Exercice 2 : (5 pt)

I. Sur la base des diagrammes de Lewis, dans chacune des paires ci-dessous, trouvez le composé stable. Justifiez votre réponse :

- a. NF_5 ou PF_5
- b. OF_6 ou SF_6

II. Les diagrammes de Lewis peuvent servir à expliquer la réactivité de certaines molécules.

- Ecrivez les diagrammes de Lewis pour les réactifs et les produits des réactions suivantes.
- Expliquer la réaction.
 - a. le dioxyde d'azote, NO_2 (ONO) dimérise pour donner le tétraoxyde de diazote (N_2O_4) (ONNO).
 - b. le trifluorure de bore (BF_3), accepte un doublet d'électrons de l'ammoniac (NH_3), pour former BF_3NH_3 .

Exercice 3 : (12 pt)

Partiel :

1. Ecrire la configuration électronique de l'atome d'iode (I) à l'état fondamental ($Z = 53$).
2. Préciser la place de l'élément iode dans la classification périodique. A quelle colonne appartient-il?

3. Donner dans l'ordre le nom des éléments de cette colonne ainsi que leur numéro atomique.

4. Citer une caractéristique (grandeur) de cette famille qui évolue régulièrement dans cette colonne en précisant son évolution.

Partie II :

1. Tracer le diagramme des orbitales moléculaires pour la molécule de diiode I_2 . En déduire l'indice de liaison de cette molécule et ses propriétés magnétiques.
2. Quel est le type de liaison entre les deux atomes ?

Partie III :

1. La molécule d'iodure d'hydrogène HI présente un moment dipolaire de $1,27 \cdot 10^{-30}$ C.m et un caractère ionique partiel de 4,8 %. (charge élémentaire: $1,6 \cdot 10^{-19}$ C).
2. Expliquer qualitativement ce que cela signifie. En déduire en nm la longueur de la liaison iode - hydrogène.
3. Tracer le diagramme des orbitales moléculaires pour la molécule Ne_2 (néon: $Z = 10$) en utilisant le diagramme de la question 3. Qu'en déduisez-vous ?

Bon courage

Corrigé type de la 1ere EMD

Exercice 1 :

1. Non, il ne s'agit pas d'un réseau du type NaCl.

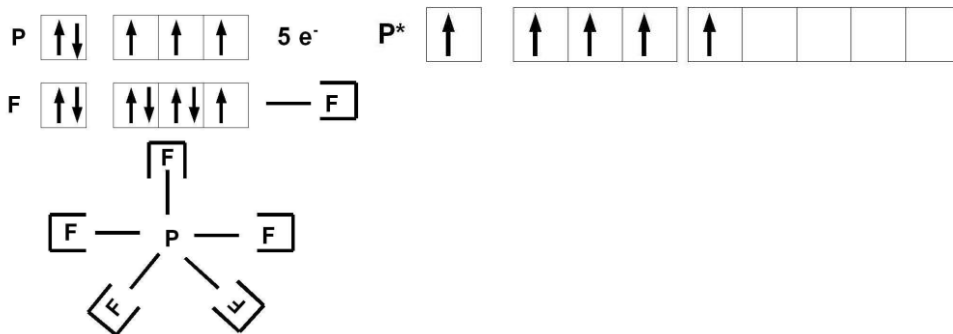
- Nombre d'atome :

Un atome de Cs au centre du cube et 8 atomes de chlore coupés en huitièmes d'atome aux sommets du cube, $8(1/8)$ ce qui fait 1atome de chlore. Donc, nous avons en tout **1motif CsCl**.

2. Il s'agit d'une **fusion nucléaire**.

Exercice 2 :

1. a. PF₅



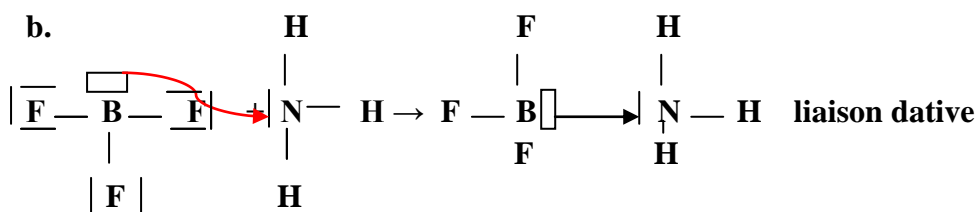
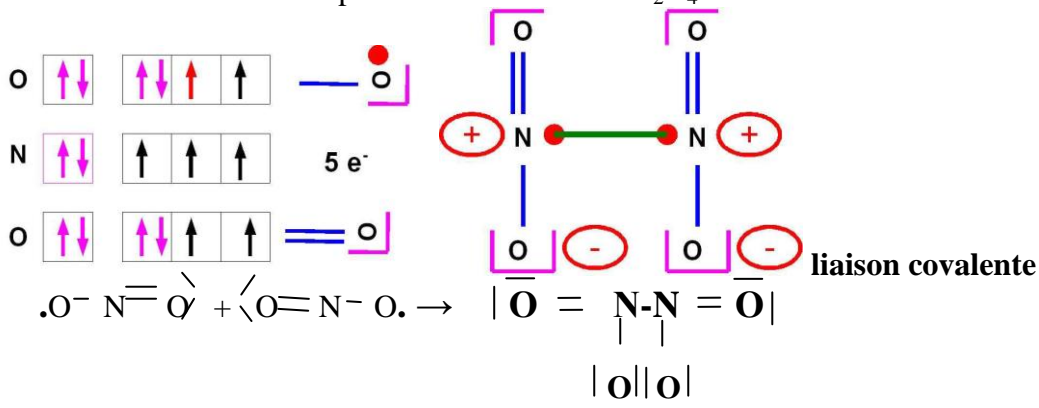
OF₆

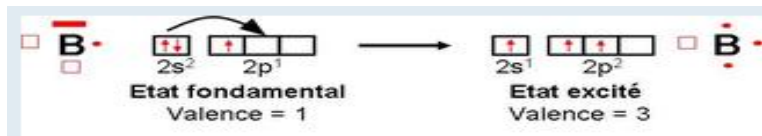
Oxygène ne contient pas de sous couche d car il appartient à la 2eme période donc OF₆ n'existe pas de meme pour NF₅.

On conclue que PF₅ est la plus stable.

II.

a. Deux radicaux NO₂ formeront très facilement une liaison entre eux par mise en commun de leurs électrons célibataires pour donner le dimère N₂O₄.





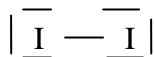
Exercice 3:

Partie I:

- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$
- Colonne des **Halogènes, VII**
- Fluor ($Z=9$), Chlore ($Z=17$), Brome ($Z=35$), Iode ($Z=53$)
- La réactivité des composés halogénés augmente de F vers I. **L'électronégativité diminue de F vers I.**

Partie II :

- Sur le diagramme des orbitales moléculaires, les orbitales $5s^2$ (sigma S pleine et sigma S^* pleine).
 - Les orbitales $5p^5$ sont quasiment remplies : π_x et π_y pleines (donc 4 électrons sur orbitales liantes)
 - SigmaP plein (2 électrons sur orbitales liantes) ; π_x^* et π_y^* pleines (donc 4 électrons sur orbitales antiliantes) SigmaP* vide.
- Indice de liaison = $\frac{\text{nombre électrons orbitales liantes} - \text{nombre électrons orbitales anti liantes}}{2}$
 - $= \frac{6-4}{2} = 1.$
 - spin total nul, donc pas de propriétés paramagnétiques. Il est **diamagnétique**.
- La liaison met 2 e^- en commun donc c'est une **liaison covalente** (sigma).



Partie III :

1. Moment dipolaire :

Lorsque qu'une molécule est constituée de deux atomes d'électronégativité différente. Les électrons seront attirés par l'atome le plus électronégatif, ils ne seront plus également répartis entre les deux atomes, il y aura donc un déséquilibre de charge plus ou moins important en fonction de la différence d'électronégativité qui existe entre ces deux atomes. Ceci se traduira par l'existence d'un moment dipolaire. On dit que la liaison est polaire.

- Moment dipolaire = charge élémentaire * distance séparant les 2 atomes

$$\mu = e \cdot d$$

$$1 \text{ Debye} = 0.33 \cdot 10^{-29} \text{ C.m}$$

$$\mu = 1.6 \cdot 10^{-19} * 0,38 \text{ D}$$

Dans le cas des liaisons N-H, O-H, F-H, I-H le transfert des électrons entre les deux atomes est partiel. Ces liaisons ne sont ni purement covalente, ni purement ionique.

$$\text{CIP} = \frac{\mu_{\text{exp}}}{\mu_i} \text{ avec } \mu_i = d \cdot e$$

$$\text{b. } CIP = \frac{\mu_{\text{exp}}}{d \cdot e} \implies d = \frac{\mu_{\text{exp}}}{CIP \cdot e} = \frac{1,27 \cdot 10^{-30}}{0,048 \cdot 1,6 \cdot 10^{-19}} = 1,65 \cdot 10^{-10} \text{ m.}$$

$$1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$$

$$\text{Donc } d = 1,64 \cdot 10^{-10} \cdot 10^{-9} = 0,164 \text{ nm.}$$

6. Ne = gaz rare donc pour Ne₂ toutes les orbitales sont pleines, ce qui conduit à dire que l'indice de liaison = 0 donc la molécule Ne₂ n'existe pas.