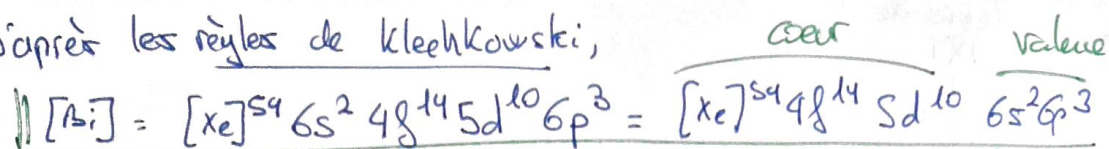


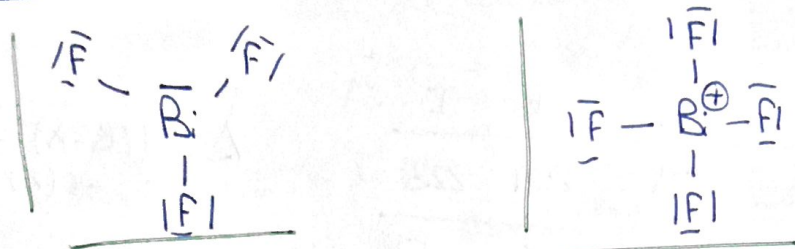
Exercice 1 :

1. D'après les règles de Klechkowski,



Le Bismuth fait partie de la 6^e ligne et de la 15^e colonne.
(colonne de l'azote)

2. Formules de Lewis :

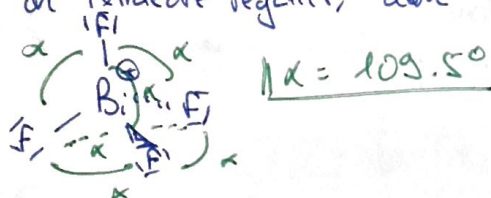


3) Géométrie : En notation de Gillespie,

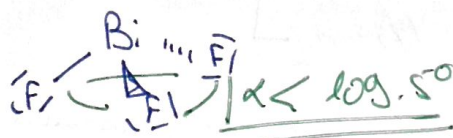
AX_3E_1
Pyramidale à base
triangulaire

AX_4
Tétrahédrique

3. BiF_4 forme un tétraèdre régulier, donc



BiF_3 forme des angles tel que.



4. Par définition, le moment dipolaire électrique vaut

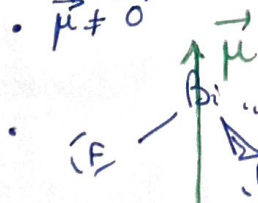
$$|| \vec{\mu} \hat{=} \sum_i z_i e \vec{r}_i$$

avec i : l'ensemble des charges ($10q + e^-$)
 z_i : la charge du corps i en unité e .

Le tétraèdre étant régulier, on a immédiatement $|| \vec{\mu} (\text{BiF}_4^+) = 0$

Dans le cas de BiF_3 , on peut prédire que :

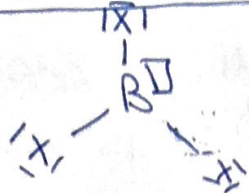
• $\vec{\mu} \neq 0$



avec $\vec{\mu}$ le long de l'axe de rotation de $\frac{2\pi}{3}$ de la molécule

Exercice 2 :

1) Formule de Lewis de BX_3 :



Cette est un acide de Lewis car il possède une lacune électronique

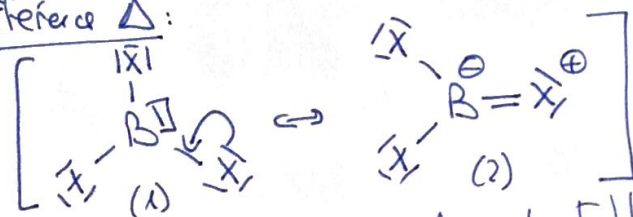
2) Complétons le tableau

Élément	F	Cl	Br	I
$r(B) + r(X)$ en pm	161	189	204	223
n	2	3	4	5
$d(B-X)$ en pm	130	175	187	210
Δ	-31	-24	-17	-13

$$\Delta = d(B-X) - r(B) - r(X)$$

Évolution : Comme prévu, on a bien une augmentation de la longueur de liaison avec l'augmentation du nombre quantique principal de l'atome halogène.
Ceci est lié à l'augmentation du rayon de covalence du dit atome

Différence Δ :

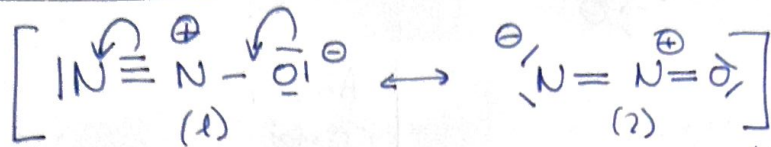


Lorsque l'on descend dans le tableau périodique, la forme mésomère (2) devient moins importante. On perd donc ce caractère de double liaison ce qui explique que l'on se rapproche des longueurs caractéristiques de simple liaison.

La forme (2) est donc d'autant plus forte que les nombre quantiques n de B et X sont proches

Exercice 1 :

1. Formes de Lewis :



2. On a un moment dipolaire extrêmement faible (ex $\mu(\text{H}_2\text{O}) \sim 1.8 \text{ D}$)
Or si on considère que les deux formes de Q1 sont équiprobables

also $\vec{\mu} \approx \frac{\vec{\mu}(1) + \vec{\mu}(2)}{2}$

or $\vec{\mu}(1) \approx -\vec{\mu}(2)$

or $\mu(1) \approx -\mu(2)$
donc ces bilan, leur moment dipolaire se compensent presque!

3. On prend ici une longueur d'onde de l'onde $\lambda \approx 170 \text{ pm}$

$\mu \approx 10^2$

A.N $\mu_2 = \frac{120 \times 10^{-12} \times 1.6 \times 10^{19}}{\frac{1}{3} \times 10^{-29}}$

$$\mu' \approx 5.76 D$$

On a $\underline{\mu' \gg \mu}$, ce qui vérifie l'hypothèse de Q2.

Exercise 2:

1. VSEPR: On regarde la réulsion entre paires électroniques
à déterminer: Cill At. Em

- la notació de Gillespie Ax_n Em

n : nombre de l'aison

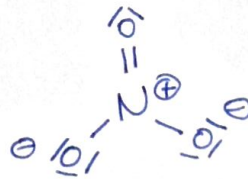
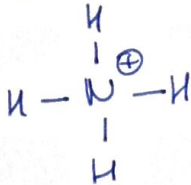
n : nombre de lignes
 m : nombre de double non liant

- $n+m$ définit la figure de répulsion

- $n+m$ définit la figure de répulsion
- à partir de la figure de répulsion, on en déduit la géométrie en maximisant la distance entre:

→ DN2 / DN2

→ nur DNZ / lichtsicht



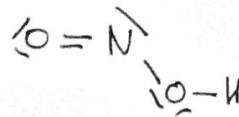
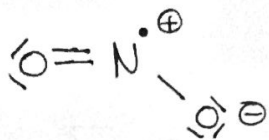
Formules de Levits :

Geometrie:

Ax4
Tetraédrique

AX_3
Trigonometrie plan

2) Lewis:



Géométrie

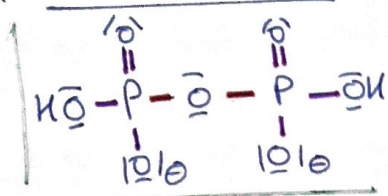
Non prévue en
VSEPR

AX₂E₁
Coudée

3) NO₂ est un radical (elle possède un e⁻ célibataire). Ces espèces ont un faible temps de vie et réagissent très rapidement.

Exercice 1

1. Structure de Lewis :



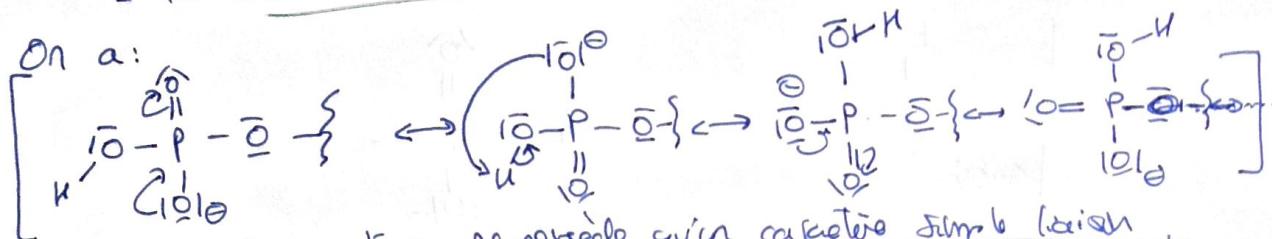
$$\begin{array}{l} \text{---} i = \frac{4}{3} \\ \text{---} i = 1 \end{array}$$

avec i = indice de liaison

On remarque immédiatement que les liaisons P-O externes sont équivalentes à cause de :

- la délocalisation électronique
- la mobilité des deux protons

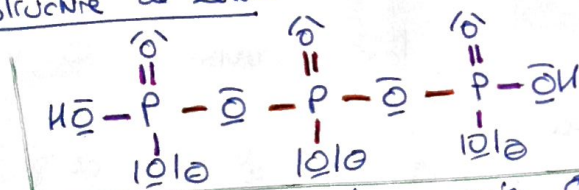
On a :



La liaison P-O interne ne possède qu'un caractère simple liaison, elle sera donc plus longue que les P-O externes

$$\text{c-à-d } d(\text{PO ext}) < d(\text{PO int})$$

2. Structure de Lewis



$$\begin{array}{l} \text{---} i = \frac{3}{2} \\ \text{---} i = 1 \\ \text{---} i = \frac{4}{3} \end{array}$$

On a la même conclusion qu'à Q1. avec ici 3 types de liaisons

Exercice 2

1. D'après les règles de Klechkowski :

$$[P] = [\text{Ne}]^{10} 3s^2 3p^3$$

$$[N] = [\text{He}]^2 2s^2 2p^3$$

$$[As] = [\text{Ar}]^{18} 4s^2 3d^{10} 4p^3 = [\text{Ar}]^{18} 3d^{10} 4s^2 4p^3$$

Les trois atomes possèdent la même structure de valence. Ils sont dit isoelectroniques.

2. Schéma de Lewis des 3 atomes

P, As dispose de sous-couche d vides, il pourrait former entre 3 liaisons et 5 liaisons (hypervalence)

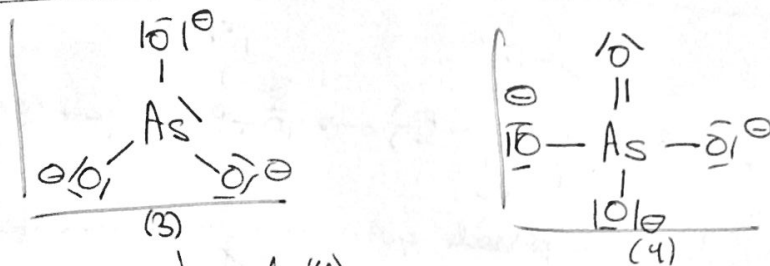
N ne dispose pas de sous-couche d vide. Il ne peut former que 3 liaisons.

3. Formule de Lewis :

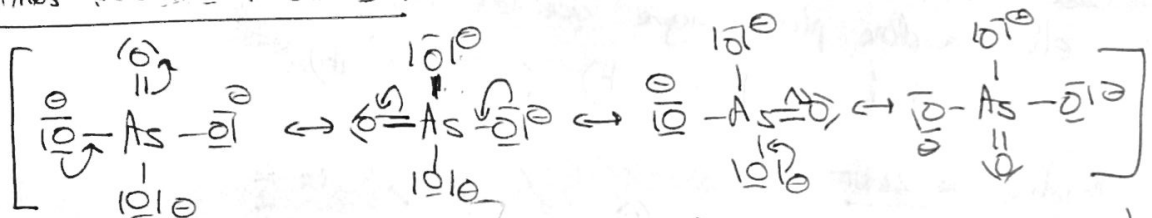


On ne peut pas obtenir (2) avec l'acide d'après Q2

4. Formule de Lewis :



5. Formes résonnantes de (4) :



Dans le cadre de (3) et (4), toutes les liaisons As-O sont équivalentes pour une molécule donnée.
 Les liaisons de (4) sont plus courtes que (3) à cause du caractère double liaison.

6. Arsenite de $\left\{ \begin{array}{l} \text{sodium } \text{Na}_2\text{AsO}_3 \\ \text{calcium } \text{Ca}_3(\text{AsO}_3)_2 \\ \text{aluminium } \text{AlAsO}_3 \end{array} \right.$

7. L'eau est un solvant - polaire - protique.

- Du fait que l'électronégativité $\chi(\text{N})$ est plus grande que $\chi(\text{As})$, NH_3 est plus polaire que AsH_3 .
- Liaisons eau-arsène sont durs à former (hydrogène)

Au bilan, NH_3 a plus d'affinité pour H_2O (like dissolves like)