

DS1 – Structures et propriétés des entités

Correction

Exercice 1 – Molécules diatomiques homonucléaires

1. Les composés du tableau sont des composés **apolaires** : les seules interactions de Van der Waals à considérer sont les **interactions de London**, dont l'intensité augmente avec la **polarisabilité** de la molécule. Or la polarisabilité augmente avec le volume de la molécule.

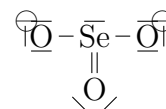
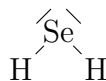
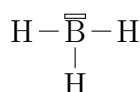
Ceci est cohérent avec les températures indiquées car plus les interactions sont fortes, plus les températures de changement d'état sont élevées. De plus la taille des atomes augmente en descendant dans la classification périodique. On a donc bien

$$T_{\text{éb}}(\text{H}_2) < T_{\text{éb}}(\text{N}_2), T_{\text{éb}}(\text{O}_2), T_{\text{éb}}(\text{F}_2) < T_{\text{éb}}(\text{Cl}_2) < T_{\text{éb}}(\text{Br}_2).$$

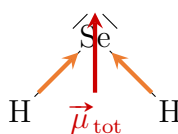
Au sein d'une même période, l'évolution du rayon atomique est plus complexe, mais tend à diminuer de gauche à droite. Ceci permet d'expliquer les résultats observés entre N_2 , O_2 et F_2 .

Exercice 2 – Autour du sélénium

1. On a



2. L'hydrogène est plus électronégatif que le sélénium. Chaque hydrogène de SeH_2 est porteur d'une charge partielle négative $-\delta e$ et le sélénium est porteur d'une charge partielle $2\delta e$.



3. Par définition

$$\vec{\mu} = \delta e l_0, \quad \text{d'où} \quad \boxed{\delta = \frac{\mu}{e l_0}}$$

A.N. : $\delta = 3,4\%$.

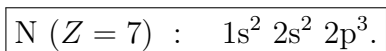
4. On a

$$\boxed{\mu_{\text{tot}} = 2\mu \cos 90^\circ = \mu\sqrt{2}}$$

A.N. : $\mu_{\text{tot}} = 0,35 \text{ D}$

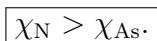
Exercice 3 – Arsenic

1. La configuration électronique de l'azote dans son état fondamental est

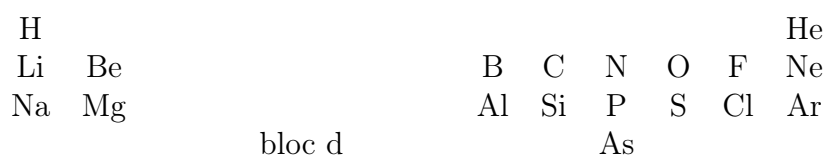


L'azote possède **5 électrons de valence**, comme l'arsenic puisqu'ils appartiennent tous deux à la même famille.

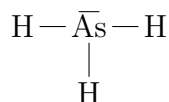
2. L'arsenic appartient à la **15^{ème} colonne** et au **bloc p**.
3. Au sein d'une même famille, **l'électronégativité diminue quand on descend dans la classification**. On a donc



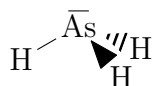
4. Schématiquement :



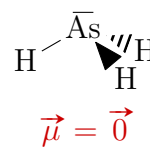
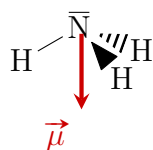
5. Avec 5 électrons de valence pour As et 1 électron de valence pour chaque atome d'hydrogène, la molécule d'arsine comporte 4 doublets. Sans surprise, sa structure de Lewis est semblable à celle de l'ammoniac :



6. À nouveau, comme l'ammoniac, sa géométrie est en pyramide trigonale.



7. La **répulsion entre le doublet non liant et les doublets liants des liaisons simples est plus forte** que la répulsion entre les doublets liants, ce qui a pour effet de rapprocher les atomes d'hydrogène dans l'arsine.
8. Puisque l'azote est plus électronégatif que l'hydrogène, les liaisons N–H dans l'ammoniac sont polarisées, avec un moment dipolaire orienté de l'azote vers l'hydrogène. En revanche, puisque l'arsenic et l'hydrogène ont des électronégativités proches, la liaison As–H n'est pas polarisée et la molécule d'arsine est apolaire.



9. L'eau est un **solvant polaire et protique** : l'**ammoniac**, qui est **polaire** et peut former des **liaisons hydrogènes** y est donc très soluble. L'**arsine** est **apolaire** et **ne peut pas former de liaisons hydrogène** avec le solvant : elle est donc peu soluble dans l'eau.

10. Les halogènes appartiennent à la **17^{ème} colonne** de la classification périodique. Ils possèdent donc **7 électrons de valence**.
11. Pour atteindre la configuration électronique du gaz noble le plus proche, les halogènes peuvent gagner un électron et former ainsi les ions halogénures X^- .
12. Au sein d'une même période, l'électronégativité augmente quand on se déplace vers la droite dans la classification : on a donc

$$\chi_{\text{Br}} > \chi_{\text{As}}$$

13. Avec 5 électrons de valence pour As et 7 électrons de valence pour chaque atome de brome, les molécules AsBr_3 et AsBr_5 comportent respectivement 13 et 20 doublets. On en déduit



L'azote peut former le composé NBr_3 mais pas NBr_5 car il n'est jamais hypervalent.

14. AsH_3 est apolaire : ces molécules n'interagissent que par des interactions de **London**. AsBr_3 est plus volumineuse, donc plus polarisable ce qui implique que les interactions de London entre ces molécules sont plus importantes qu'entre les molécules d'arsine. De plus, AsBr_3 est polaire : ces molécules interagissent aussi par interaction de **Keesom et Debye**. Aucun de ces composés n'est susceptible de former des **liaisons hydrogène**. Les interactions entre molécules AsBr_3 sont donc plus fortes que celles qui existent entre molécules d'arsine, ce qui implique que **les températures de changement d'état de AsBr_3 sont plus élevées que AsH_3** .

15. Les ions AsO_3^{3-} et AsO_4^{3-} comportent respectivement 13 et 16 doublets.

