

Chimie | Chapitre 3 | Correction TD (C3)

Exercice n°1 • Électrons de valence ☆☆☆

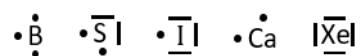
Bore : 3 électrons de valence

Soufre : 6 électrons de valence

Calcium : 2 électrons de valence

Iode : 7 électrons de valence

Xénon : 8 électrons de valence



Exercice n°2 • Ions monoatomiques ☆☆☆

On forme préférentiellement les ions : K^+ , Br^- , Al^{3+} , O^{2-} et Mg^{2+} . Le xénon ne forme pas d'ion (un gaz noble à sa couche de valence pleine).

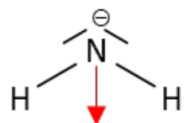
Exercice n°3 • Schémas de Lewis ☆☆☆



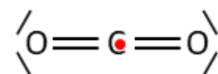
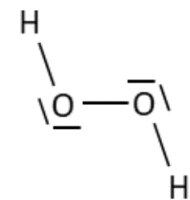
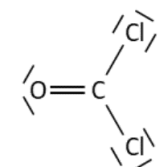
Centre de symétrie : $\vec{\mu} = \vec{0}$



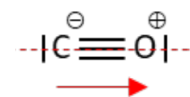
Droite de symétrie. Charge partielle positive sur N.



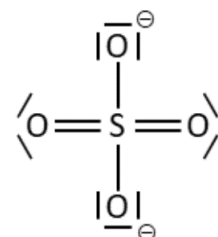
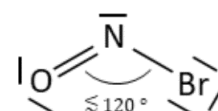
Deux plans de symétrie (plan de la feuille et plan perpendiculaire qui passe par N et le milieu des deux H). des deux plans



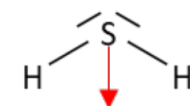
Centre de symétrie.



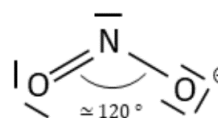
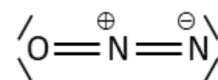
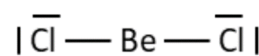
Droite de symétrie.

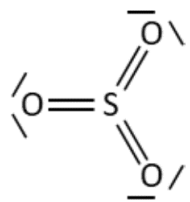


L'atome de S est hypervalent.

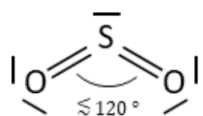


Complètement analogue à H_2O .

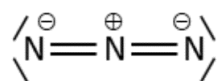
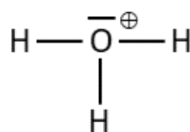




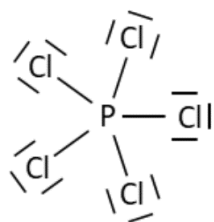
Centre de symétrie.



L'atome de S est hypervalent.



Centre de symétrie.

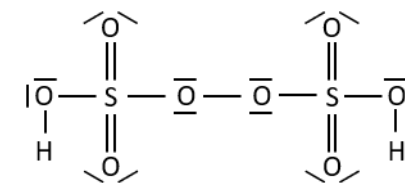
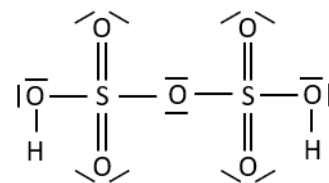
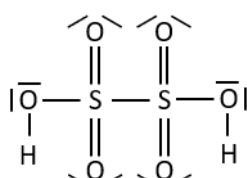
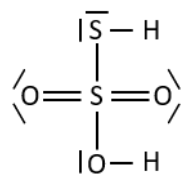
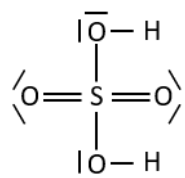


Exercice n°4 • Oxacides



1) Hypervalence : Capacité des éléments se trouvant dans ou au-delà de la troisième période à transgresser la règle de l'octet. Le soufre se trouve sur la troisième période.

2) Dans l'ordre de l'énoncé :



Exercice n°5 • Charges partielles



1) Dans les deux cas, l'hydrogène est moins électronégatif que l'halogène. L'hydrogène possède donc une charge partielle positive et l'halogène une négative. Le dipôle pointe vers H.



2) Le moment dipolaire vaut en norme $\mu = \delta ed$, donc : $\delta = \mu / ed$. AN : $\delta_{\text{HF}} = 0,45$ et $\delta_{\text{HI}} = 0,05$. L'hydrogène porte la charge $+\delta$ et l'halogène porte la charge $-\delta$ puisque l'édifice est neutre.

3) Puisque I est plus bas dans le tableau périodique, son électronégativité ($\chi_{\text{I}} = 2,7$) est inférieure à celle de F ($\chi_{\text{F}} = 4,0$). La liaison est donc beaucoup plus polarisée dans HF.

Exercice n°6 • Température d'ébullition des gaz nobles



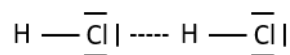
Entre des gaz nobles monoatomiques (donc non polarisés) ne peuvent exister que des interactions de London entre dipôles instantanés. Les températures d'ébullition seront d'autant plus élevées que ces interactions sont importantes, ie. que les atomes sont polarisables. Le seul paramètre à prendre en compte est donc le rayon de l'atome, qui croît avec la période dans une même colonne.

Il faut donc classer les température par ordre croissant. Les températures d'ébullition des gaz nobles He, Ne, Ar, Kr, Xe et Rn sont donc, dans l'ordre cette fois : 4 K, 27 K, 87 K, 120 K, 165 K et 211 K.

Exercice n°7 • Composés hydrogénés



1) Les molécules HX (avec X un halogène) peuvent faire des liaisons H intermoléculaires, ce qui augmente les énergies d'interaction intermoléculaires et donc la température d'ébullition.



2) De HCl à HI, la taille de X et donc sa polarisabilité augmente, ce qui augmente les interactions de Debye et de London, et donc la température d'ébullition.

3) Seul HF fait une liaison ionique. Toutes les autres liaisons sont des liaisons covalentes. Cette première étant plus forte, la température d'ébullition de HF est particulièrement élevée.

Exercice n°8 • Comparaison des alcools et des éthers



Commençons par la solubilité dans l'eau, qui est un solvant polaire et protique.

Soit une liaison hydrogène AH – B avec A et B des atomes électronégatifs. L'atome d'oxygène des alcools peut jouer le rôle de A et de B, alors que l'atome d'oxygène des éthers ne peut jouer que le rôle de B. Ainsi, à nombre d'atomes de carbone équivalent, un alcool peut faire plus de liaisons hydrogène avec l'eau qu'un éther, il est donc plus soluble. Par conséquent :

$$s(\text{Éthanol}) > s(\text{Méthoxyméthane}) \quad \text{et} \quad s(\text{Hexan-1-ol}) > s(\text{1-Propoxypropane})$$

De plus, plus la chaîne carbonée est longue, plus le composé est hydrophobe. On en déduit que :

$$s(\text{Éthanol}) \text{ et } s(\text{Méthoxyméthane}) > s(\text{Hexan-1-ol}) \text{ et } s(\text{1-Propoxypropane})$$

On en déduit finalement :

$$s(\text{Éthanol}) > s(\text{Méthoxyméthane}) > s(\text{Hexan-1-ol}) > s(\text{1-Propoxypropane})$$

Comparons les températures de vaporisation. Pour cela, il faut comparer les interactions intermoléculaires.

Les interactions de Keesom et Debye sont similaires entre les 4 composés. Les interactions de London sont plus énergétiques Keesom et Debye, et sont très différentes entre les 4 composés : plus une chaîne carbonée est longue, plus il y a d'occasion de créer des dipôles instantanés, donc plus les interactions de London sont fortes. Ainsi : $\mathcal{E}_{\text{London}}$ de Hexan-1-ol et de 1-Propoxypropane $>$ $\mathcal{E}_{\text{London}}$ de Éthanol et de

Méthoxyméthane.

Les liaisons H sont moins énergétiques que London, et vont donc pouvoir séparer les ex æquo du paragraphe d'avant. Seuls Éthanol et Hexan-1-ol vont des liaisons H.

On en déduit finalement :

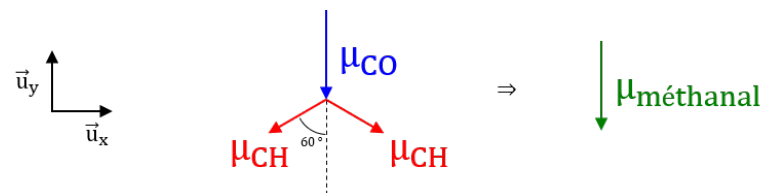
$$\mathcal{E}_{\text{inter}} \text{ Hexan-1-ol} > \text{1-Propoxypropane} > \text{Éthanol} > \text{Méthoxyméthane}$$

Les T_{vap} sont ainsi classées dans le même ordre.

Exercice n°9 • Détermination d'un moment dipolaire



1) Il faut faire la somme des trois vecteurs suivants :



Par symétrie, le vecteur résultant sera vertical. On peut donc directement sommer les projections des trois vecteurs sur l'axe vertical.

$$\mu_{\text{tot}} = \mu_{\text{CO}} + 2 \mu_{\text{CH}} \cos(60^\circ) = \boxed{2,7 \text{ D}}$$

2) On donne les projections des moment dipolaires sur les axes x et y :

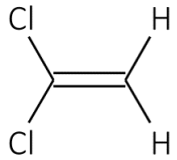
$$\begin{aligned} \mu_{\text{C-Cl}}^{(y)} &= \mu_{\text{C-Cl}} \cdot \sin(60^\circ) \\ \mu_{\text{C-Cl}}^{(y)} &= 1,39 \text{ D} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \mu_{\text{C-Cl}}^{(x)} &= \mu_{\text{C-Cl}} \cdot \cos(60^\circ) \\ \mu_{\text{C-Cl}}^{(x)} &= 0,80 \text{ D} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \mu_{\text{C-H}}^{(y)} &= \mu_{\text{C-H}} \cdot \sin(60^\circ) \\ \mu_{\text{C-H}}^{(y)} &= 0,35 \text{ D} \end{aligned}$$

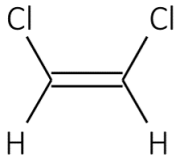
$$\begin{aligned} \mu_{\text{C-H}}^{(x)} &= \mu_{\text{C-H}} \cdot \cos(60^\circ) \\ \mu_{\text{C-H}}^{(x)} &= 0,20 \text{ D} \end{aligned}$$

On en déduit :



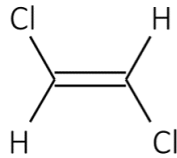
Par symétrie, le moment dipolaire est selon l'axe (Ox), vers la droite et de norme :

$$\mu_{tot} = 2(\mu_{C-H}^x + \mu_{C-Cl}^x) = \boxed{2,0 \text{ D}}$$



Par symétrie, le moment dipolaire est selon l'axe (Oy), vers le bas et de norme :

$$\mu_{tot} = 2(\mu_{C-H}^y + \mu_{C-Cl}^y) = \boxed{3,5 \text{ D}}$$



Par symétrie (symétrie centrale par rapport au centre de la molécule), $\mu_{tot} = 0$

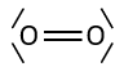
Exercice n°10 • À propos de l'oxygène



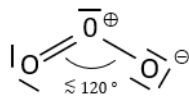
1) Colonne n°6, donc 6 électrons de valence.

2) O^{2-}

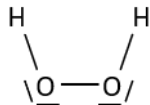
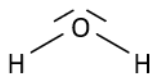
3) Formule de Lewis du dioxygène :



4) Formule de Lewis de l'ozone. La molécule est coude avec un angle légèrement inférieur à 120° .



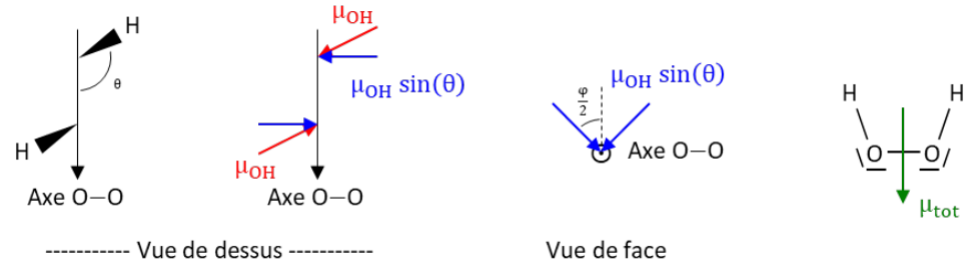
5) Formules de Lewis :



6) Moment dipolaire de l'eau : vertical, vers le haut et de norme

$$\mu_{tot} = 2 \mu_{OH} \cos\left(\frac{\widehat{HOH}}{2}\right) = \boxed{1,86 \text{ D}}$$

Moment dipolaire de l'eau oxygénée :



$$\mu_{tot} = 2 \mu_{OH} \sin(\theta) \cos\left(\frac{\varphi}{2}\right) = \boxed{2,03 \text{ D}}$$

7) La règle électrisée crée un champ électrique qui applique un couple sur les molécules d'eau, de sorte à ce que leur moment dipolaire s'aligne avec le champ (résultat de deuxième année).

Pour expliquer la déviation du jet d'eau, il faut supposer que le champ électrique n'est pas uniforme sur l'épaisseur du jet. Or, un gradient de champ électrique sur un dipôle électrostatique provoque une force attractive (résultat à la limite du programme de deuxième année...), ce qui attire l'eau vers la tige.