

DS n°4. Chimie

Ex 1

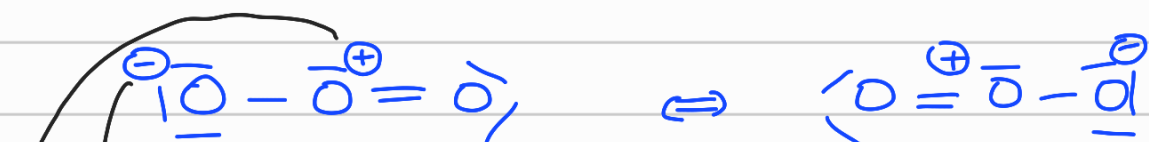
Q1 a) $Z(O) = 8$

$\Rightarrow$ structure électronique $1s^2 2s^2 2p^4$

$\Rightarrow 6e^-$ de valence.

Donc $6 \times 3 = 18 e^-$ de valence dans la molécule O_3 .

$\Rightarrow 9$ doublets

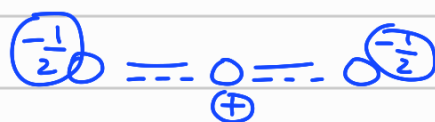


charge formelle -1 car l'atome isolé possède $6e^-$ de valence, et $7e^-$ sont attribués à cet atome.

charge formelle $+1$ car l'atome isolé possède $6e^-$ de valence, et $5e^-$ sont attribués à l'atome.

Rq (pas demandé)

ces 2 formes mésomères interviennent avec un poids identique dans la formule de la molécule $\Rightarrow$ hybride de résonance :



b) $Z(S) = 16$

$\Rightarrow$ structure électronique $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

$\Rightarrow 6e^-$ de valence

$Z(N) = 7$

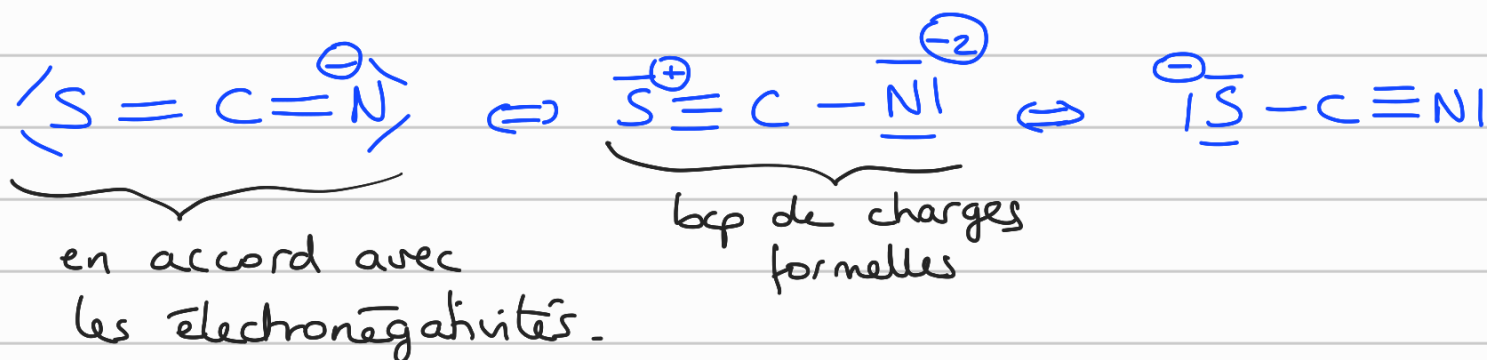
$\Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^3 \Rightarrow 5e^-$ de valence

$Z(C) = 6 \Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^2$ (ou $1s^2 2s^2 2p^2$)

$\Rightarrow 4e^-$ de valence

Au total dans SCN^- : $6 + 5 + 4 + 1 = 16e^-$

Donc 8 doublets



$\chi(S) = 2,58 \approx \chi(C) = 2,55$

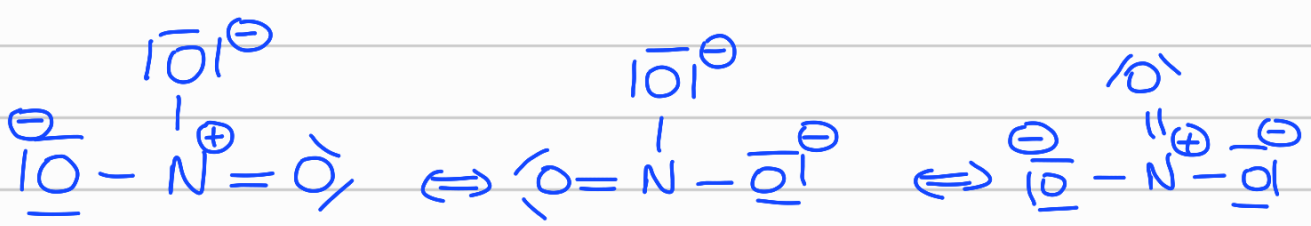
$\chi(N) = 3,04 > \chi(C) = 2,55$

La forme mésomère la plus contributive est donc $\langle S = C = \overset{\ominus}{N} \rangle$

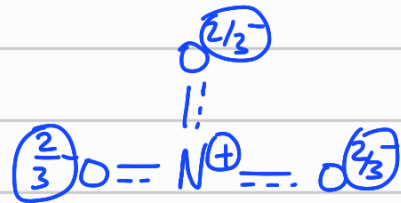
c) $Z(N) = 7$ $5e^-$ de valence

$Z(O) = 8$ $6e^-$ _____

Au total dans l'ion NO_3^- : $5 + 3 \cdot 6 + 1 = 24e^-$
 donc 12 doublets



Idem : hybride de résonance car les 3 formules ont le même poids dans la représentation de la molécule :

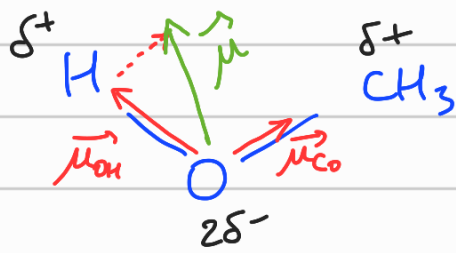


Q2. CH_4 : la molécule a une géométrie tétraédrique (AX_4), les 4 atomes de carbone pointent vers les sommets d'un tétraèdre régulier.
Le moment dipolaire de la molécule est nul (et les moments dipolaires des liaisons sont très faibles car les électronégativités de C et H sont proches)
 $\Rightarrow$ molécule apolaire.

C_2H_6 pour les mêmes raisons de symétrie C_2H_6 est apolaire.

CH_3OH : O est plus électronégatif que C et H donc les liaisons O-H et C-O sont polarisées, les autres le sont très peu, on les néglige.

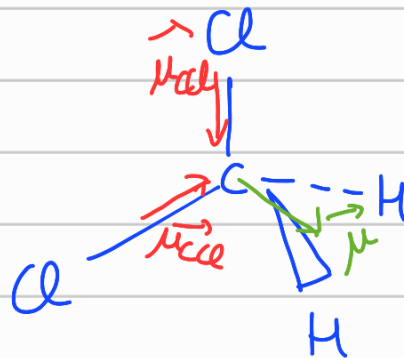
* liaison C-O : modérément polarisée
* liaison C-H : très fortement polarisée.



⇒ molécule polaire

CH_2Cl_2 : Cl est beaucoup plus électro-négatif que C ⇒ liaison C-Cl polarisée.

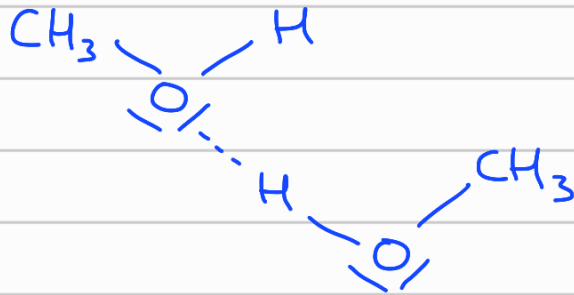
On néglige la polarisation des liaisons C-H.



⇒ molécule polaire.

- Q3. Le méthane, l'éthane et le butane sont des molécules apolaires
 ⇒ liaisons de London uniquement dans ces liquides.
 Ces interactions augmentent avec la polarisabilité des molécules donc avec leur taille.
 Du méthane au butane les forces intermoléculaires augmentent, ce qui explique une température d'ébullition qui croît du méthane au butane

Q4. Le méthane est apolaire alors que le méthanol est polaire.
Les forces de Van der Waals sont donc beaucoup plus importantes pour le méthanol (de type Keesom - Debye - London) que pour le méthane (seulement London).
Les molécules de méthanol peuvent aussi faire des liaisons hydrogène



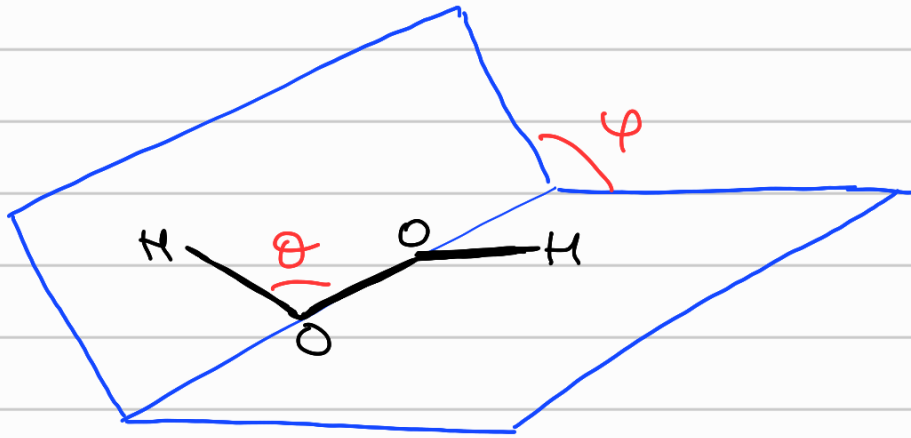
Cela explique une température d'ébullition beaucoup plus élevée pour le méthanol.

Q5. Méthane : soluté apolaire
Méthanol et dichlorométhane : solutés polaires,
donc se dissolvent mieux dans les solvants polaires comme l'eau.

De plus dans le cas du méthanol il y a possibilité de former des liaisons hydrogène avec les molécules de solvant (protique) alors que ce n'est pas le cas pour le dichlorométhane.

Q6 Le dichlorométhane est un bon solvant d'extraction des huiles organiques et des graisses car il les dissout. Etant presque non miscible avec l'eau, il pourra donc être utilisé pour extraire ces molécules d'une solution aqueuse

Q7.



$$\mu_{\text{H}_2\text{O}_2} = 2 \mu_{\text{OH}} \cdot \sin \theta \cdot \cos \left(\frac{\varphi}{2} \right)$$

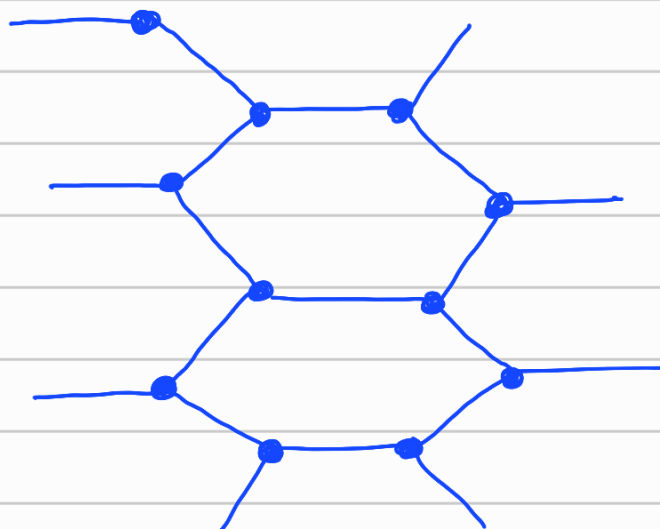
$$\text{AN: } \mu_{\text{H}_2\text{O}_2} = 2 \cdot 1,52 \cdot \sin(101,5) \cos\left(\frac{94}{2}\right) = \underline{\underline{2,03 \text{ D}}}$$

Exercice 2 :

Q1. Structure électronique du carbone : $Z=6$
 $1s^2 2s^2 2p^2$

⇒ Cet atome possède donc 4 électrons de valence. Pour gagner en stabilité, il forme 4 liaisons covalentes qui pointent vers les sommets d'un tétraèdre.

Q2



Chaque atome C forme 3 liaisons covalentes dans une structure en feuillets.

Il y a donc 1 électron délocalisé par atome C. (La délocalisation est liée au fait que les 3 liaisons sont partiellement doubles).

Q3. Interactions de Van der Waals :

- Forces de Keesom : entre dipôles permanents
- Forces de Debye : entre 1 dipôle permanent et 1 dipôle induit.
- Forces de London : entre 2 dipôles induits.

Dans le cas du graphite ce sont des forces de London (pas de moment dipolaire à cause des symétries des liaisons).

Q4. Des isotopes sont des nucléides du même élément (donc même Z) mais possédant un nombre de masse A différent (ils diffèrent par le nombre de neutrons de leur noyau).

Q5 Soit x la fraction massique de $^{12}_6\text{C}$
$$n(\text{C}) = x n(^{12}_6\text{C}) + (1-x) n(^{13}_6\text{C})$$

$$n(\text{C}) - n(^{13}_6\text{C}) = x (n(^{12}_6\text{C}) - n(^{13}_6\text{C}))$$

$$x = \frac{n(^{13}_6\text{C}) - n(\text{C})}{n(^{13}_6\text{C}) - n(^{12}_6\text{C})}$$

$$\text{AN : } x = \frac{130000 - 120111}{13000 - 12000} = 0,9889$$

soit 98,89% de carbone 12

et 1,11% de carbone 13.

Q6. $Z(\text{O}) = 8$ donc sa structure électronique est $1s^2 2s^2 2p^4 \Rightarrow 6 e^-$ de valence
Et celle de C : $1s^2 2s^2 2p^2 \Rightarrow 4 e^-$ de valence

Nombre d'électrons de valence dans la molécule CO : 10 donc 5 doublets



Charges formelles :

Il faut compter les électrons attribués à l'atome dans la molécule moins les électrons de valence.

La liaison CO mesure 113 pm dans la molécule CO, ce qui est très proche de la valeur donnée pour une triple liaison. On peut donc dire que la forme mésomère qui décrit le mieux la molécule CO est $\overset{\ominus}{\text{C}}\equiv\overset{\oplus}{\text{O}}$.

Q7. Le carbone est situé dans la période 2 (2 couches électroniques occupées) et dans la colonne 14 (4 électrons) de valence

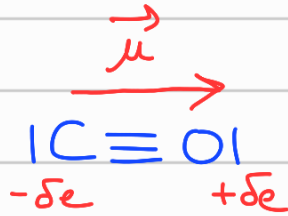
L'oxygène appartient à la même période mais est dans la colonne 16 (6 électrons de valence).

On en déduit que l'atome O est plus électronégatif que l'atome C.

⇒ la distribution des charges formelles

n' est donc pas en accord avec les électronégativités.

Q8.



$$\|\vec{\mu}\| = \delta \cdot e \cdot d_{C=O}$$

$$\Rightarrow \delta = \frac{\|\vec{\mu}\|}{e d_{C=O}}$$

$$\text{AN: } q = \delta e = \frac{0,146 \times 336 \cdot 10^{-30}}{113 \cdot 10^{-12}} = 4,3 \cdot 10^{-21} \text{ C} \\ (\text{soit } 0,027 \cdot e)$$

$\Rightarrow$ Cette valeur est assez éloignée de la charge formelle : O porte la charge 0,027e et non e à cause de son caractère électro-négatif

