

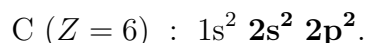
TD C1 – Structure des entités chimiques

Correction

Exercice 1 – Numéro atomique $Z = 6$

On considère l'élément qui a pour numéro atomique $Z = 6$.

1. Il s'agit du carbone de symbole C. Sa configuration électronique est

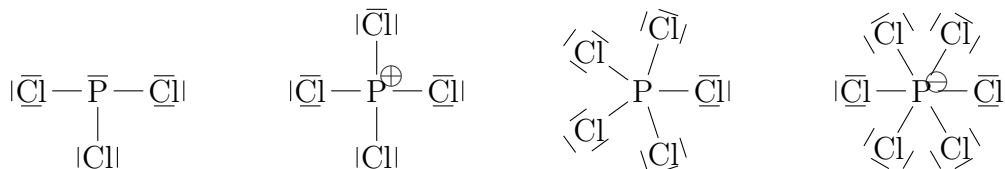


Les électrons de valence sont représentés en gras ci-dessus.

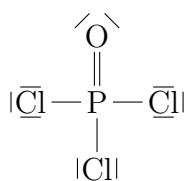
- Pour accéder à la configuration électronique de valence du néon, le carbone doit gagner quatre électrons, ce qui est possible en formant quatre liaisons.
- Le carbone $^{12}_6\text{C}$ et le carbone $^{14}_6\text{C}$ sont deux isotopes du carbone. Le noyau du premier est formé de 6 protons et 6 neutrons, tandis que celui du second contient 8 neutrons et toujours 6 protons.
- Il est dans la deuxième période et appartient à la famille 14. Ce n'est pas un métal. Le silicium et le plomb sont dans la même colonne, le plomb est un métal.

Exercice 2 – Composés du phosphore

1. L'atome de phosphore possède 5 électrons de valence et le chlore en a 7. Par ailleurs, le phosphore appartient à la troisième période : il peut donc être hypervalent. On a donc

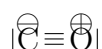


- Comme l'ammoniac donc il présente une structure de Lewis semblable, PCl_3 présente une géométrie **pyramidale à base triangulaire**.
- Au sein d'une même famille, le rayon atomique augmente quand on descend dans la classification périodique. L'angle de valence $\text{X}-\text{P}-\text{X}$ augmente avec la taille de l'halogène X pour minimiser la répulsion entre les nuages électroniques des atomes qui occupent un volume de plus en plus grand.
- Avec 6 électrons de valence pour l'oxygène, la structure de Lewis est celle représentée ci-dessous.



Exercice 3 – Monoxyde de carbone

- O ($Z = 8$) : $1s^2 2s^2 2p^4$.
C ($Z = 6$) : $1s^2 2s^2 2p^2$.
- Pour accéder à la configuration électronique de valence du néon, le carbone doit gagner quatre électrons, ce qui est possible en formant quatre liaisons.
- Le carbone $^{12}_6\text{C}$ et le carbone $^{14}_6\text{C}$ sont deux isotopes du carbone. Le noyau du premier est formé de 6 protons et 6 neutrons, tandis que celui du second contient 8 neutrons et toujours 6 protons.
- L'oxygène appartient à la deuxième période et la seizième famille.
- Le soufre appartient à la même famille que l'oxygène.
- L'oxygène apporte 6 électrons de valence, le carbone 4, il faut donc répartir 5 doublets.



- Dans la classification périodique, l'électronégativité augmente de gauche à droite et de bas en haut, c'est-à-dire quand on se rapproche du fluor.
- Non : l'oxygène est plus électronégatif que le carbone, alors que la charge négative est portée par le carbone.

Exercice 4 – Moment dipolaire du fluorure de dihydrogène

- Le fluor est plus électronégatif que l'hydrogène : il attire les électrons de la liaison covalente vers lui, ce qui entraîne une séparation du barycentre des charges négatives et positives et la formation d'un moment dipolaire.
- On a $\|\vec{\mu}\| = \delta ed$, d'où

$$\delta = \frac{\|\vec{\mu}\|}{ed}$$

A.N. : $\delta = 45\%$.

Exercice 5 – Électronégativité

- On a

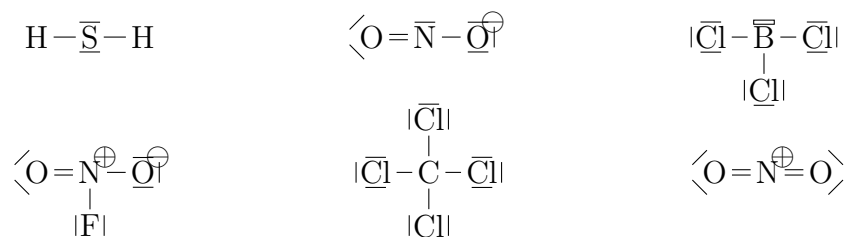
Liaison	C–C	H–H	C–H	C–F	H–F	F–F	O–O	O–H	C–O
\mathcal{E}_ℓ (kJ · mol ⁻¹)	346	432	411	485	565	155	142	358	459
\mathcal{E}_ℓ (eV)	3,59	4,48	4,26	5,03	5,86	1,61	1,47	3,71	4,76

- $\chi_P(\text{C}) = 2,70$.
- Avec la liaison F–H : $\chi_P(\text{F}) = 3,98$.
Avec la liaison C–F et en utilisant la valeur de l'électronégativité du carbone donnée dans le tableau : $\chi_P(\text{F}) = 4,17$.
- Avec la liaison O–H : $\chi_P(\text{O}) = 3,27$.
Avec la liaison C–O, toujours en utilisant la valeur de l'électronégativité du carbone donnée dans le tableau : $\chi_P(\text{O}) = 4,12$.

5. Les résultats obtenus aux questions précédentes donnent le bon ordre de grandeur des électronégativités des éléments. Cependant, les valeurs d'électronégativité qui dépendent des couples choisis montrent le caractère empirique de la définition de l'électronégativité selon Pauling. Les valeurs obtenues en envisageant différentes combinaisons de liaisons ne conduisent pas à une valeur unique et la valeur retenue par la littérature est une valeur moyenne qui tient compte le mieux possible des différentes situations.

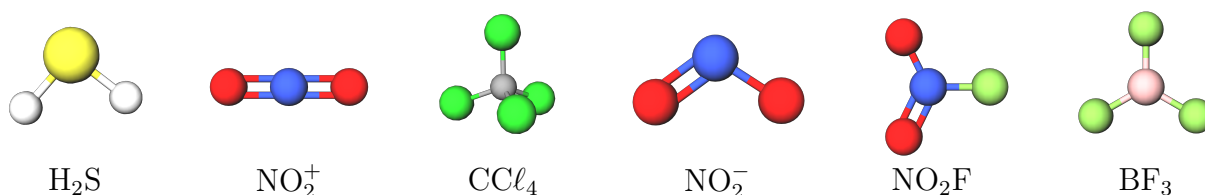
Exercice 6 – Polaire ou apolaire ?

1. On a :



2. H_2S : coudée ; NO_2^- : coudée ; BF_3 : trigonale plan ; NO_2F : trigonale plan ; CCl_4 : tétraédrique ; NO_2^+ : linéaire.

3. Avec ce qui précède, il n'y a plus d'ambiguïté :



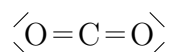
Exercice 7 – Moments dipolaires

1. On indique la charge partielle de l'halogène dans les halogénures d'hydrogène suivants, avec

$$\delta e = \frac{p}{d}.$$

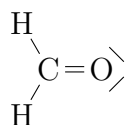
- HF : $-\delta e = -0,412e$;
 - HCl : $-\delta e = -0,174e$;
 - HBr : $-\delta e = -0,116e$;
 - HI : $-\delta e = -0,049e$.
2. Cf. cours. L'élément le plus électronégatif est le fluor, appartenant à la deuxième période et à la dix-septième famille.
3. Dans une même famille, l'électronégativité augmente de bas en haut de la classification. Parmi les quatre halogènes présentés, l'iode est donc le moins électronégatif. L'iode est plus électronégatif que l'hydrogène, donc tous les halogènes situés au-dessus de lui sont. Dans tous les halogénures présentés, l'hydrogène porte une charge partielle positive, tandis que l'halogène porte une charge partielle négative.

4. Le moment dipolaire est toujours orienté de la charge positive vers la charge négative, donc de l'hydrogène vers l'halogène.
5. L'électronégativité diminue quand on descend dans la classification périodique, ce qui diminue la charge partielle portée par l'élément.
6. La structure de Lewis de la molécule de dioxyde de carbone est

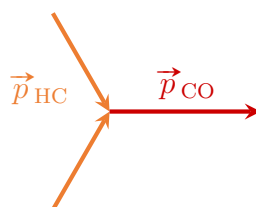


La molécule est linéaire, donc apolaire.

7. La structure de Lewis de la molécule de méthanal est



Compte-tenu des électronégativités des différents éléments, les moments dipolaires sont orientés comme ci-dessous.



On somme les projections des moments dipolaires selon l'axe de la liaison C–O, d'où

$$p_{\text{tot}} = 2p_{\text{HC}} \cos(60^\circ) + p_{\text{CO}} = p_{\text{HC}} + p_{\text{CO}}.$$

A.N. : $p_{\text{tot}} = 2,7 \text{ D}$.

Exercice 8 – Moment dipolaire de l'ammoniac

On appelle μ_{HN} le moment dipolaire associé à une liaison H–N. Par symétrie, le moment dipolaire totale de la molécule d'ammoniac correspond à la somme des projections des trois moments dipolaires associés aux liaisons H–N selon l'axe PN. On a donc

$$\mu = 3\mu_{\text{HN}} \cos \varphi.$$

Par définition,

$$\mu_{\text{HN}} = \delta ed,$$

d'où

$$\delta = \frac{\mu}{3ed \cos \varphi}.$$

A.N. : $\delta = 27 \%$.