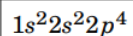


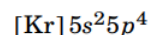
□ Exercice 9.1. La famille de l'Oxygène

1 - L'oxygène a pour numéro atomique $Z = 8$, donc sa structure électronique est



Il appartient à la 2^e période et à la 16^e colonne.

2 - Tous les chalcogènes appartenant à la même famille, ils ont la même structure de valence de type $ns^2 np^4$ et une augmentation de n de une unité à la fois quand Z augmente. Puisque les éléments sont donnés par ordre de Z croissant, on trouve pour le tellure $n = 5$, d'où la structure électronique :

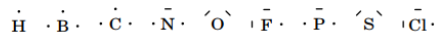


3 - Il faut aux chalcogènes un gain de deux électrons pour atteindre l'octet, ils formeront donc aisément des ions de type A^{2-} .

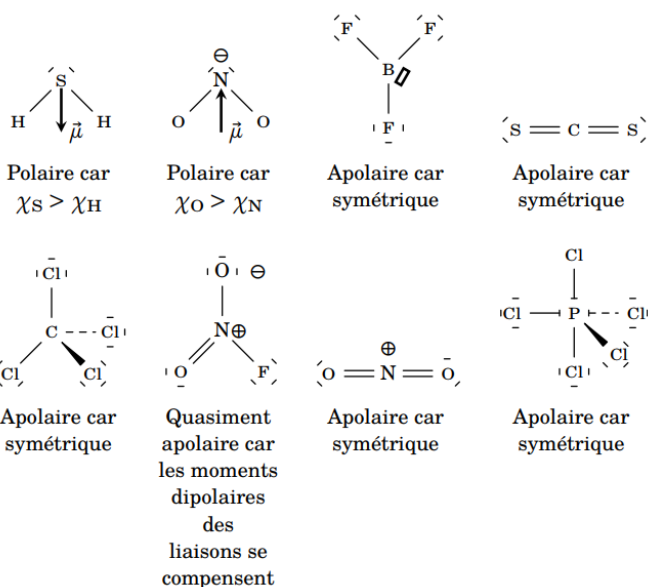
4 - Plus l'atome est gros (Z augmente), plus les électrons sont éloignés du noyau positif, et donc attirés moins fortement : **l'électronégativité diminue donc quand Z augmente dans une même famille**, ce que l'on constate sur le tableau donné.

□ Exercice 9.2. Lewis et polarité

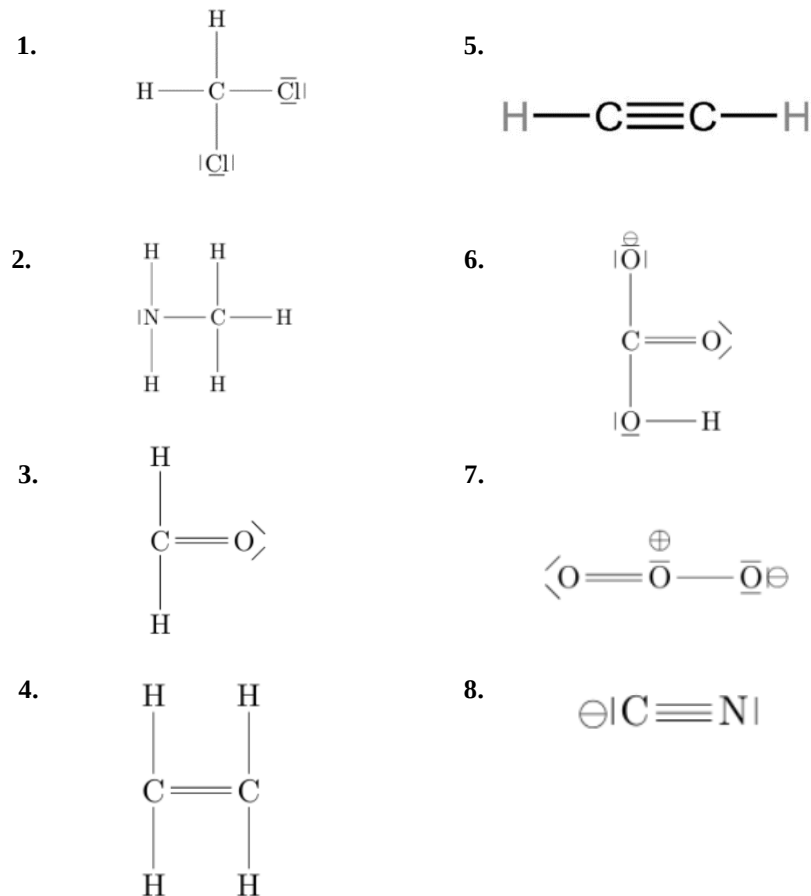
On commence par trouver la représentation de Lewis de chaque atome présent :



On peut alors compléter les schémas de Lewis des édifices.



□ Exercice 9.3. Schéma de Lewis



□ Exercice 9.4. Solubilité des gaz

On rappelle pour tout l'exercice que l'eau est un solvant fortement polaire. Il s'ensuit que les gaz avec un fort moment dipolaire permanent auront une plus grande solubilité que ceux sans moment dipolaire.

1 – Parmi les trois composés de ce premier tableau, aucun n'a de moment dipolaire permanent ; les interactions qui vont expliquer une plus ou moins grande solubilité dans l'eau sont donc des interactions de type dipôle permanent-dipôle induit. Or, plus une molécule est grosse, plus sa polarisabilité est importante ; le moment dipolaire induit (et donc la solubilité dans l'eau) sera donc plus importante pour l'éthane que pour le méthane, et plus pour le méthane que pour le dihydrogène.

2 –

Puisque CO_2 est une molécule linéaire, sa géométrie conduit à l'annulation de son moment dipolaire : sa solubilité est assurée par des liaisons de type dipôle permanent-dipôle induit. En revanche, la structure coudée de SO_2 lui permet de présenter un moment dipolaire permanent, d'où une solubilité assurée par des interactions de type dipôle permanent-dipôle permanent, plus fortes. On en conclut que SO_2 **a une bien plus grande solubilité dans l'eau que** CO_2 .

3 – Celle-ci est beaucoup plus importante et s'explique par la possibilité de **liaisons hydrogène** : en effet NH_3 possède des hydrogènes liés à un atome plus électronégatif (ici l'azote), de même que l'eau, ce qui rend possible les liaisons hydrogène entre ces deux espèces.

□ Exercice 9.5. Température de changement d'état

1 – Plus le composé est gros, plus il est polarisable et plus les liaisons de Van der Waals de type dipôle induit-dipôle induit sont importantes, ce qui implique une température d'ébullition plus élevée. Cela explique le tableau fourni.

2 – Ici, la polarisabilité est comparable, c'est la différence de moment dipolaire qui implique de plus fortes interactions dipôle permanent-dipôle permanent pour H_2S que pour PH_3 , donc une température d'ébullition plus élevée pour le premier.

3 – L'hélium n'a pas de moment dipolaire permanent et est très peu polarisable étant donné sa petitesse : c'est donc l'élément avec la plus basse température de fusion. À l'inverse, seul l'acide éthanóïque CH_3COOH peut former des liaisons hydrogène (un hydrogène étant lié à un oxygène, et les oxygènes ayant deux doublets non liants) : il s'agit donc du composé avec la plus haute température de fusion.

4 – Le second composé ayant ses groupements OH proches, il pourra se former des liaisons hydrogène intramoléculaires, ce qui diminue le nombre de liaisons hydrogène intermoléculaires par rapport au premier composé ; ceci implique que l'énergie de cohésion entre molécules du premier composé est bien plus grande que pour le second, d'où finalement une température d'ébullition plus élevée.