

Chapitre 9

1. Introduction

Ce chapitre s'articule autour de l'étude des édifices moléculaires et ioniques, en commençant par l'analyse des schémas de Lewis. Nous examinerons ensuite la géométrie des molécules, en nous appuyant sur les modèles de répulsion des paires électroniques pour expliquer les formes tridimensionnelles adoptées par les édifices moléculaires.

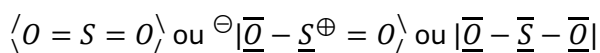
La seconde partie sera consacrée à l'étude des solides. Nous détaillerons la structure cristalline, fondée sur des interactions électrostatiques entre cations et anions, avant d'aborder les mécanismes de dissolution. Cette analyse inclura les processus par lesquels ces solides se dispersent en solution, en lien avec les propriétés des solvants et les forces intermoléculaires en jeu.

Exercices

3/ H_2O

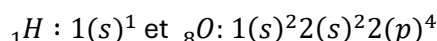
4/ HCN

5/ Quelle est la formule de Lewis la plus stable pour la molécule SO_2 :



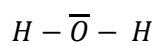
Corrections

3/ Les atomes d'oxygène et d'hydrogène ont pour structure électronique :



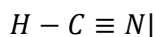
L'atome d'hydrogène a pour structure de Lewis : $\text{H} -$

Quant à l'atome d'oxygène, sa configuration électronique montre qu'il présente $N_e = 6$ électrons périphériques. Puisque $N_e > 4$, la règle de l'octet prévoit que cet atome peut former un nombre N_l de liaisons covalentes, tel que : $N_e + N_l = 8 \Rightarrow N_l = 8 - N_e = 8 - 6 = 2$ liaisons covalentes, de sorte qu'il reste : $N_d = \frac{N_e - N_l}{2} = \frac{6 - 2}{2} = 2$ doublets non liants. Finalement, la molécule d'eau a pour formule de Lewis :



4/ La configuration électronique de l'atome de carbone ${}_6\text{C}$ s'écrit $1(s)^2 2(s)^2 2(p)^2$ et montre qu'il présente $N_e = 4$ électrons périphériques. La règle de l'octet prévoit que cet atome peut former N_l liaisons covalentes. On a donc $N_e + N_l = 8 \Rightarrow N_l = 8 - N_e = 8 - 4 = 4$ liaisons

covalentes, de sorte qu'il reste : $N_d = \frac{N_e - N_l}{2} = \frac{4-4}{2} = 0$ doublet non liant. De la même façon, l'atome d'azote ${}_7N$ a pour configuration électronique $(K)^2(L)^5$, présente $N_e = 5$ électrons périphériques, peut former $N_l = 3$ liaisons covalentes et : $N_d = 1$ doublet non liant. La formule de Lewis de la molécule HCN s'écrit alors :



5/ Reprendre la correction de l'ancien 1 question 3. Enlever (cf question 1) et réponse **b**. C'est-à-dire :

Avec $N_e = 6$ électrons périphériques, on peut envisager plusieurs formules de Lewis pour les atomes d'oxygène et de soufre, qui respectent la règle de l'octet :

- Puisque $N_e > 4$, la règle de l'octet indique que le nombre de liaisons covalentes N_l vérifie :

$$N_e + N_l = 8 \Rightarrow N_l = 8 - N_e = 8 - 6 = 2 \text{ liaisons covalentes}$$

tandis qu'il reste :

$$N_d = \frac{N_e - N_l}{2} = \frac{6-2}{2} = 2 \text{ doublets non liants.}$$

Ainsi ces atomes présentent les formules de Lewis suivantes :



- Les ions O^+ et S^+ présentent la structure de Lewis :



- Les ions O^- et S^- possèdent $N_e = 6 + 1 = 7$ électrons périphériques et, puisque $N_e > 7$, la règle de l'octet prévoit que ces ions forment :

$$N_l = 8 - N_e = 8 - 7 = 1 \text{ liaison covalente}$$

et conservent :

$$N_d = \frac{N_e - N_l}{2} = \frac{7-1}{2} = 3 \text{ doublets non liants.}$$

Ce faisant, ces ions ont pour formules de Lewis :



Parmi les formules de Lewis proposées, il apparaît alors que $= S =$ et $|\overline{O}$ ne correspondent à aucune structure possible. Par conséquent, la formule de Lewis la plus stable envisageable pour SO_2 est :

