Corrigé et barème – De la structure à la polarité d'une entité

Établir le schéma de Lewis d'une molécule ou d'un ion, repérer une lacune électronique, prévoir la géométrie d'une entité, utiliser l'électronégativité pour trouver les liaisons polarisées et décider si une molécule est polaire ou apolaire.

Durée : 60 min – Calculatrice interdite – Sur 20 points · Spécialité Physique-Chimie 1re

Exercice 1 – Sulfure de carbonyle et chloramine ★★ *(4 pts)*

a) H : 1 électron de valence, 1 liaison ; C : 4, 4 liaisons ; N : 5, 3 liaisons ($8-5$) ; O et S : 6, 2 liaisons ; Cl : 7, 1 liaison. (1)

b) $4+6+6=16$ électrons de valence, soit 8 doublets. C doit former 4 liaisons, O et S 2 chacun : O=C=S, soit 4 doublets liants. Les $8-4=4$ doublets restants sont non liants : 2 sur O, 2 sur S. Vérification : 8 électrons autour de chaque atome. (1)

c) $5+2\times1+7=14$ électrons, soit 7 doublets. N forme 3 liaisons : 2 N–H et 1 N–Cl (3 doublets liants). N garde 1 doublet non liant, Cl en porte 3 : $3+1+3=7$. N et Cl ont leur octet, chaque H son duet. (1)

d) Son schéma compte 2 doublets liants + 3 + 3 doublets non liants = 8 doublets : le total est juste. Mais le carbone n'est entouré que de $2\times2=4$ électrons : il n'a pas son octet (il ne forme que 2 liaisons au lieu de 4). Le bon schéma est O=C=S. (1)

Erreur fréquente — S'arrêter au nombre total de doublets : il faut aussi vérifier l'octet de CHAQUE atome, en particulier celui du carbone, qui forme 4 liaisons.

Exercice 2 – Deux ions et une lacune ★★ *(4 pts)*

a) $5+2\times1+1=8$ électrons (on ajoute 1 électron pour la charge $-$), soit 4 doublets : 2 liaisons N–H et 2 doublets non liants sur N. Schéma entre crochets, charge $-$ en exposant. (1)

b) Charge de N : $5-2-2\times2=-1$; chaque H : $1-1=0$. La charge négative est portée par l'azote. (1)

c) $4+3\times1-1=6$ électrons (on retire 1 électron pour la charge $+$), soit 3 doublets : les 3 liaisons C–H. Le carbone n'est entouré que de 6 électrons : il lui en manque 2 pour l'octet, il porte une lacune électronique (et la charge : $4-3-0=+1$). (1)

d) La lacune du carbone peut accueillir un doublet non liant de l'oxygène de HO^- : une liaison C–O se forme (on obtient CH_3–OH, le méthanol). Le carbone est alors entouré de $4\times2=8$ électrons : il a son octet. (1)

Erreur fréquente — Ajouter un électron pour un cation : pour CH_3^+, on RETIRE un électron ($4+3-1=6$), ce qui fait apparaître la lacune.

Exercice 3 – Géométrie de quatre entités ★★ *(4 pts)*

a) C est lié à 2 atomes (deux liaisons doubles, une direction chacune), sans doublet non liant : 2 directions, molécule linéaire, angle O–C–S de 180°. (1)

b) N est lié à 3 atomes et porte 1 doublet non liant : 4 directions dont un doublet non liant, molécule pyramidale à base triangulaire, angles un peu inférieurs à 109,5°. (1)

c) N est lié à 2 atomes et porte 2 doublets non liants : 4 directions dont deux doublets non liants, ion coudé, angle H–N–H nettement inférieur à 109,5°. (1)

d) C est lié à 3 atomes, sans doublet non liant ; la lacune ne compte pas comme une direction : 3 directions, ion triangulaire plan, angles de 120°. (1)

Erreur fréquente — Compter la lacune de CH_3^+ comme une direction et annoncer une forme pyramidale : une lacune est une place vide, elle ne repousse rien.

Exercice 4 – Électronégativité et liaisons ★★★ *(4 pts)*

a) L'électronégativité traduit l'aptitude d'un atome à attirer vers lui le doublet d'une liaison covalente. Elle augmente de gauche à droite sur une période et de bas en haut dans une colonne. (1)

b) C=O : $3{,}44 - 2{,}55 = 0{,}89$; C=S : $2{,}58 - 2{,}55 = 0{,}03$; N–H : $3{,}04 - 2{,}20 = 0{,}84$; N–Cl : $3{,}16 - 3{,}04 = 0{,}12$. (1)

c) C=O (0,89) et N–H (0,84) sont polarisées : $C^{\delta+}{=}O^{\delta-}$ et $N^{\delta-}{-}H^{\delta+}$. C=S (0,03) et N–Cl (0,12) sont sous 0,4 : non polarisées. (1)

d) C=S (0,03) < N–Cl (0,12) < N–H (0,84) < C=O (0,89). (1)

Erreur fréquente — Croire que le chlore, très électronégatif, polarise toujours ses liaisons : face à l'azote, $\Delta\chi$ ne vaut que 0,12.

Exercice 5 – Polarité : une copie à corriger ★★★ *(4 pts)*

a) Une molécule est apolaire si les barycentres G+ des charges partielles positives et G− des charges partielles négatives sont confondus (ou si elle n'a aucune liaison polarisée). (1)

b) Seule la liaison C=O est polarisée (C=S ne l'est pas) : δ− sur O, δ+ sur C. G− est sur l'oxygène, G+ sur le carbone : ils sont distincts, OCS est polaire. (1)

c) Les deux liaisons N–H sont polarisées : δ− sur N, δ+ sur chaque H ; N–Cl ne l'est pas. La molécule est pyramidale : G− est sur N, G+ au milieu des deux H. Les deux points sont distincts : NH_2Cl est polaire. (1)

d) Une molécule linéaire n'est apolaire que si elle est symétrique : O et S sont différents, les effets ne se compensent pas. Une liaison non polarisée ne rend pas la molécule apolaire : il suffit que d'autres liaisons polarisées ne se compensent pas. (1)

Méthode — Pour la polarité, on regarde toutes les liaisons polarisées ET la géométrie : ni « linéaire » ni « une liaison non polarisée » ne suffisent pour conclure.

Ce document est la propriété intellectuelle de Ben, professeur particulier (benprofparticulier.fr), protégée par le Code de la propriété intellectuelle (art. L. 111-1 et L. 122-4). Il est mis à disposition pour un usage personnel de révision. Toute reproduction, diffusion, mise en ligne ou revente, totale ou partielle, sans autorisation écrite est interdite et constitue une contrefaçon (art. L. 335-2).