Corrigé et barème – Stabilité des entités : ions et molécules

Stabilité chimique des gaz nobles et configuration de valence, règles du duet et de l'octet ; ions monoatomiques : prévoir leur charge avec le tableau périodique, les nommer, écrire leur formule ; liaison covalente, doublets liants et non liants, décrire et compléter le schéma de Lewis d'une molécule ($Z \leq 18$) pour justifier sa stabilité ; énergie de liaison

Durée : 60 min – Calculatrice autorisée – Sur 20 points · Physique-chimie 2nde

Exercice 1 – Fluor, néon et sodium ★★ *(4 pts)*

a) F : $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$; Ne : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$; Na : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$. Vérification : $2+2+5=9$; $2+2+6=10$; $2+2+6+1=11$. (1)

b) Le néon : sa couche de valence ($n=2$) contient 8 électrons, elle est saturée (octet). Comme tous les gaz nobles, il n'a pas tendance à perdre, gagner ou partager des électrons. (1)

c) Le fluor a 7 électrons de valence : il en gagne 1 pour l'octet, d'où l'anion F^-, l'ion fluorure. Le sodium a 1 électron de valence ($3s^1$) : il le perd, d'où le cation Na^+, l'ion sodium. (1)

d) F^- a $9+1=10$ électrons et Na^+ en a $11-1=10$: tous deux ont la configuration $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$, celle du néon. Mais F^- garde 9 protons et Na^+ 11 : ce ne sont pas des atomes de néon (10 protons), et ils sont chargés. (1)

Erreur fréquente — Écrire F^+ en pensant que le fluor « perd » son électron en trop, ou croire qu'un ion qui a la configuration du néon devient du néon : le noyau ne change pas.

Exercice 2 – Les couleurs d'un feu d'artifice ★★ *(4 pts)*

a) Colonne 2 : 2 électrons de valence. Le strontium les perd pour prendre la configuration du gaz noble qui le précède : cation Sr^{2+}. (1)

b) Même colonne que le strontium : 2 électrons perdus, ion Ba^{2+}, l'ion baryum. (1)

c) Le chlore (7 électrons de valence) gagne 1 électron : Cl^-, l'ion chlorure. L'ion Sr^{2+} a perdu 2 électrons : $38-2=36$ électrons, autant que le krypton ($Z=36$), le gaz noble qui précède le strontium. (1)

d) Non : la règle du cours ne vaut que pour les colonnes 1, 2, 13 (aluminium), 16 et 17, où l'ion prend la configuration d'un gaz noble. La colonne 11 n'en fait pas partie (le cuivre forme d'ailleurs deux ions, Cu^+ et Cu^{2+}). (1)

Point de méthode — Pour un élément au-delà de $Z=18$, je n'écris pas la configuration : je lis la colonne, qui donne le nombre d'électrons de valence, donc la charge de l'ion.

Exercice 3 – Le méthanol ★★ *(4 pts)*

a) H : $1s^1 \to 1$; C : $1s^2\ 2s^2\ 2p^2 \to 4$; O : $1s^2\ 2s^2\ 2p^4 \to 6$. (1)

b) H : 1 liaison (duet) ; C : $8-4=4$ liaisons ; O : $8-6=2$ liaisons. D'après l'enchaînement, C a 4 voisins (3 H et O) et O en a 2 (C et H) : chaque atome a son compte avec des liaisons simples, aucune n'est multiple. (1)

c) Électrons de valence : $4+4\times1+6=14$, soit 7 doublets. (1)

d) Il reste $7-5=2$ doublets, non liants, placés sur O : $(6-2)\div2=2$. Autour de O : $2\times2+2\times2=8$ électrons ; autour de C : $4\times2=8$; autour de chaque H : 2. Chaque atome a la configuration de valence d'un gaz noble : la molécule est stable. (1)

Erreur fréquente — Oublier les doublets non liants de l'oxygène : il n'aurait que 4 électrons autour de lui, et le total ferait 5 doublets au lieu de 7.

Exercice 4 – Analyse d'une copie ★★★ *(4 pts)*

a) L'oxygène (8 électrons) doit GAGNER deux électrons pour avoir les 10 électrons du néon ; en en perdant deux, il en aurait 6. L'ion formé est O^{2-}. (1)

b) Un ion positif a PERDU des électrons : l'atome de calcium a perdu ses 2 électrons de valence (colonne 2). (1)

c) Électrons de valence : $4 + 5 \times 1 + 5 = 14$, soit 7 doublets ; le schéma n'en montre que 6. L'azote, avec 3 liaisons seulement, n'a que 6 électrons autour de lui : il manque un doublet non liant sur N. (1)

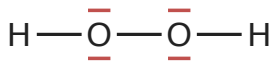
d) C'est l'inverse : il faut fournir $4{,}04 \times 10^{-19}$ J pour ROMPRE la liaison Cl–Cl ; quand elle se forme, cette énergie est libérée. (1)

Point de méthode — Pour juger un schéma de Lewis, je vérifie les deux contrôles : électrons autour de chaque atome (2 ou 8) et nombre total de doublets.

Exercice 5 – L'eau oxygénée ★★★ *(4 pts)*

a) Électrons de valence : $2 \times 1 + 2 \times 6 = 14$, soit 7 doublets. (1)

b) Chaque O forme 2 liaisons (une O–H et la liaison O–O) et garde $(6 - 2) \div 2 = 2$ doublets non liants. Autour de chaque O : $2 \times 2 + 2 \times 2 = 8$; chaque H : 2. Contrôle : 3 liants + 4 non liants = 7 doublets.



(1)

c) 2 liaisons O–H et 1 liaison O–O : $2 \times 7{,}70 \times 10^{-19} + 2{,}32 \times 10^{-19} = 1{,}77 \times 10^{-18}$ J. (1)

d) La liaison O–O ($2{,}32 \times 10^{-19}$ J) est plus de trois fois moins solide que la liaison O–H : c'est elle qui se rompt le plus facilement. Ce maillon fragile explique que la molécule se décompose assez facilement. (1)

Erreur fréquente — Compter une seule liaison O–H, ou oublier la liaison O–O dans le bilan : on additionne l'énergie de TOUTES les liaisons de la molécule.

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).