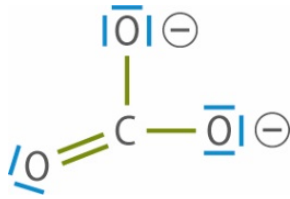


Exercices du chapitre 11 - correction

26 a. Pour le carbone, il manque 4 électrons sur la couche externe et pour l'oxygène il manque 2 électrons.

b. Schéma de Lewis : voir ci-contre.

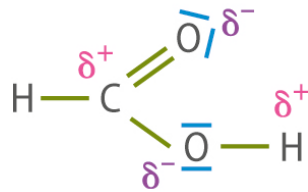
c. L'atome central est entouré de deux liaisons simples et une liaison double, donc l'équivalent de trois doublets : l'ion est triangulaire plan.



28 a. L'atome de carbone est entouré de l'équivalent de trois doublets (deux liaisons simples et une liaison double).

b. Voir ci-contre.

c. La molécule possède des liaisons polarisées et les centres de charges partielles ne sont pas confondus : la molécule est donc polaire.



31 Seul le troisième schéma est juste, un atome d'hydrogène possède deux liaisons dans le premier, et il manque les doublets non liants de l'atome d'oxygène sur le deuxième schéma.

33 a. Cl (Z = 17) a pour configuration électronique :

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

b. Il doit établir une seule liaison.

c. Schéma de Lewis :



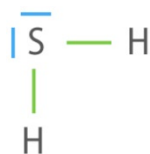
d. La molécule est linéaire.

36 a. Schéma de Lewis : voir ci-contre.

b. L'atome central est entouré de quatre doublets : deux liants et deux non liants.

c. L'environnement géométrique est un tétraèdre.

d. La molécule est coudée.



38 a. La liaison n'est pas polarisée car la différence d'électronégativité entre les deux atomes est trop faible.

b. La molécule n'est pas polaire car elle ne possède pas de liaison polarisée.

40 a. K (Z = 19) a pour configuration électronique :

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

b. L'atome n'est pas stable car il ne possède pas la configuration électronique d'un gaz noble.

c. Schéma de Lewis : voir ci-contre.

d. La sous-couche 4s est vide, donc il possède une lacune.



41 a. Schéma de Lewis ci-contre.

b. Il possède quatre doublets non liants.



42 a. Schéma de Lewis :



b. Chaque atome d'azote porte un doublet non liant.

43 L'atome de carbone doit former quatre liaisons, l'hydrogène une seule et l'oxygène deux.

Le bon schéma est donc le ①.

44 a. B (Z = 5) a pour configuration électronique :

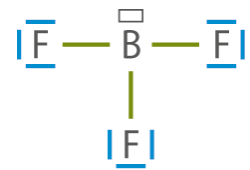
$1s^2 2s^2 2p^1$

b. F (Z = 9) a pour configuration électronique : $1s^2 2s^2 2p^5$

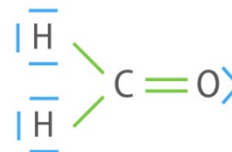
c. Schéma de Lewis ci-contre.

d. Il n'est pas stable car il n'y a que six électrons sur sa couche externe.

e. Il manque donc deux électrons, il faut placer une lacune sur l'atome.



46 a. Schéma de Lewis :

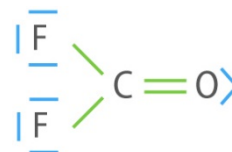


b. La molécule est entourée de l'équivalent de trois doublets (deux liaisons simples et une liaison double).

c. La molécule est triangulaire.

d. Elle est plane.

47 a. Schéma de Lewis :



b. La molécule est entourée de l'équivalent de trois doublets (deux liaisons simples et une liaison double).

c. La molécule est triangulaire.

d. Elle est plane.

48 a. Les atomes sont entourés de l'équivalent de trois doublets.

b. La géométrie est triangulaire.

c. La molécule est plane car les deux triangles sont dans un même plan.

49 a. Les atomes sont entourés de l'équivalent de deux doublets.

b. La géométrie est linéaire et plane.

51 a. L Configurations électroniques : H : $1s^1$; N : $1s^2 2s^2 2p^3$; O : $1s^2 2s^2 2p^4$.

b. L'atome central est celui à qui il manque le plus de d'électrons de valence : ici c'est donc l'azote (N).

c. Schéma de Lewis :



d. La molécule est coudée autour de l'atome d'azote.

e. La molécule est plane.

52 a. L'atome central est entouré de deux doublets.

b. Configurations électroniques : H : $1s^1$; N : $1s^2 2s^2 2p^3$; C : $1s^2 2s^2 2p^2$.

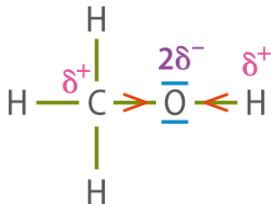
L'atome central est donc l'atome de carbone, à qui il manque le plus d'électrons.

c. Schéma de Lewis :

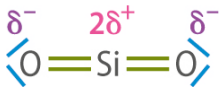


53 Les liaisons sont polarisées si la différence d'électronégativité est supérieure à 0,4 : c'est le cas des liaisons C-O et O-H.

Schéma :



55 a.



b.



c. G^+ et G^- étant confondus, la molécule est apolaire.

56 1. a.



b.



c.

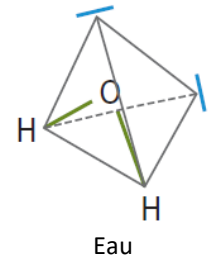
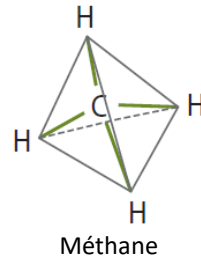


d.



2. Le chlorure d'hydrogène et le cyanure d'hydrogène sont des molécules polaires, les deux autres sont apolaires.

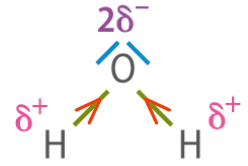
57 a.



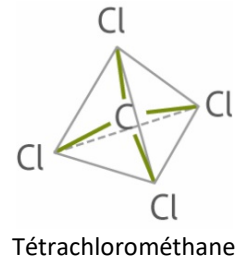
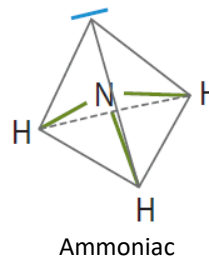
b. La molécule de méthane est tétraédrique alors que la molécule d'eau est plane et coudée.

c. Voir ci-contre.

d. La molécule de méthane ne possède pas de liaison polarisée, elle n'est pas polaire. La molécule d'eau possède des liaisons polarisées et les centres des charges partielles ne sont pas superposés, donc elle est polaire.



58 a.



b. La molécule d'ammoniac est pyramidale à base triangulaire et celle de tétrachlorométhane est tétraédrique.

c. La molécule d'ammoniac possède des liaisons polarisées entre les N et les H.

La molécule de tétrachlorométhane possède des liaisons polarisées entre les C et Cl.

d. La molécule d'ammoniac est polaire car les centres des charges partielles ne sont pas superposés.

La molécule de tétrachlorométhane n'est pas polaire car les centres des charges partielles sont superposés.

59 1. a. Pour se gêner le moins possible, ils se répartissent dans les appartements A_3 , B_2 et B_4 .

b. La figure géométrique formée par les lettres E, G, L et J est un tétraèdre. O est le centre du tétraèdre.

2. Dans une molécule de méthane CH_4 , C se place au centre du tétraèdre (équivalent ici au point O) et les quatre atomes H se répartissent de manière à se gêner le moins possible, le plus loin possible les uns des autres, donc aux sommets d'un tétraèdre (points équivalents aux points E, G, L et J).

60 Elle peut changer en fonction de la valeur de l'électronégativité, soit plus importante, soit moins importante de l'atome voisin.

- 61 a. Le francium étant l'un des atomes les moins électronégatifs, donc étant un des atomes les plus électropositifs, il a toujours une charge partielle δ^+ .
 b. Le fluor étant l'atome le plus électronégatif, il a toujours une charge partielle δ^- .

62 a. Configurations électroniques : O : $1s^2 2s^2 2p^4$; C : $1s^2 2s^2 2p^2$; H : $1s^1$.

b. C'est l'atome de carbone qui est central car il a besoin du plus grand nombre d'électrons pour saturer sa couche externe.

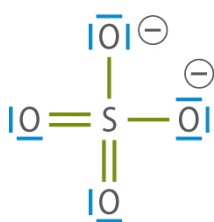
c. Schéma de Lewis :



63 a. Configurations électroniques : O (Z = 8) : $1s^2 2s^2 2p^4$; S (Z = 16) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.

b. Les deux atomes ont besoin d'autant d'électrons sur leur couche externe, donc on ne peut pas déduire quel est l'ion central.

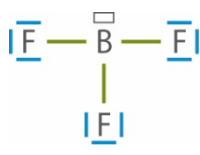
c. Schéma de Lewis :



64 a.



Trifluorure d'azote



Trifluorure de Bore

b. BF_3 n'est pas polaire car les centres des charges partielles se superposent alors que ce n'est pas le cas pour NF_3 qui, elle, est polaire.

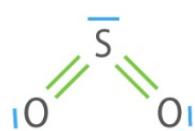
65 a. Il s'agit des molécules de dioxyde de carbone et de dioxyde de soufre.

b. Schéma de Lewis :



c. Cette molécule est linéaire car elle comporte deux liaisons doubles qui, pour la géométrie, comptent comme deux doublets qui se répartissent suivant un segment de droite. La molécule est donc linéaire.

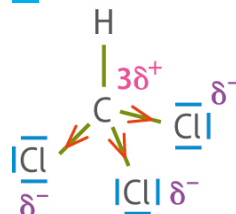
d. Schéma de Lewis :



e. Les liaisons des deux molécules sont polarisées.

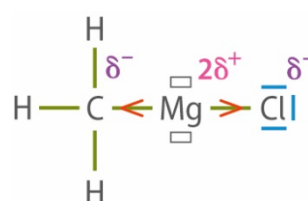
f. La molécule de dioxyde de carbone est apolaire car les centres des charges partielles + et - sont confondus. La molécule de dioxyde de soufre est polaire car les centres des charges partielles + et - ne sont pas confondus.

66 1. a. Schéma de Lewis :



b. Elle possède trois liaisons polarisées entre les C et les Cl.

2. a. Schéma de Lewis :



L'atome de magnésium porte 2 lacunes électroniques.

b. Voir le schéma.

3. La charge partielle du carbone C n'est pas de même signe dans chaque molécule car elle dépend de la nature et de la valeur de l'électronégativité de l'atome voisin.

67 1. a. Schéma de Lewis :



b. La molécule est polaire.

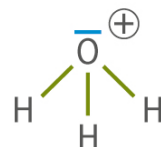
2. a. La molécule d'eau capte un ion H^+ .

b. schéma de Lewis :



Un doublet non liant de la molécule d'eau va venir occuper la lacune de l'ion H^+ .

c. Schéma de Lewis :



3. C'est l'ion H^+ qui est libéré pour passer de H_2O à HO^- .



68 1. a.



b. La molécule est plane et linéaire.

2. a. Les atomes ont des charges opposées car la molécule est électriquement neutre.

b. Dans ce modèle, chaque atome est entouré de quatre doublets et a donc la même structure qu'un gaz noble.

- 69** a. CH_4 peut donner les composés chlorés : CH_3Cl , CH_2Cl_2 , CHCl_3 , CCl_4 .
 b. Elles sont toutes tétraédriques.
 c. Les molécules apolaires sont CH_4 et CCl_4 car les centres des charges partielles sont confondus.

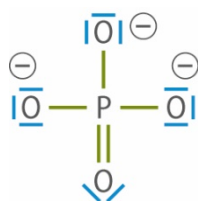
70

Question préliminaire

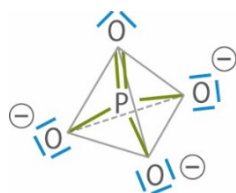
On n'a que des atomes de phosphore et d'oxygène. Les atomes d'oxygène étant les plus électronégatifs, ils porteront à priori les charges négatives.

Problème

L'atome de phosphore étant unique, il va se trouver au centre de l'édifice, lié à quatre atomes d'oxygène. Trois des quatre atomes d'oxygène porteront à priori une charge négative. Cela veut dire qu'ils seront entourés de sept électrons au lieu des six habituels, soit trois doublets non liants et un électron impliqué dans un doublet liant. Ces trois oxygènes chargés négativement seront bien au final entourés de quatre doublets, trois non liants et un liant lié à l'atome de phosphore P. Le dernier oxygène ne portant pas de charge, il sera entouré de six électrons et, étant terminal, il portera deux doublets non liants et les deux électrons restants seront mis en jeu dans deux doublets liants entre O et P. Le dernier oxygène non chargé se trouve lié par une liaison double au phosphore central. On peut proposer ce schéma de Lewis, où les oxygène sont entourés de quatre doublets (règle de l'octet) comme habituellement.



P est entouré de trois liaisons simples et une double, ce qui, pour la géométrie, compte comme $3 + 1 = 4$ doublets. L'édifice est donc tétraédrique :



71

Question préliminaire

- a. D'après le doc. 2, O ($Z = 8$) a pour configuration électronique $1s^2 2s^2 2p^4$. Chacun des atomes d'oxygène va amener six électrons de valence car on a six électrons sur la couche externe.
 b. La molécule étant composé de trois atomes d'oxygène, on devrait avoir : $6 \times 3 = 18$ électrons dans la molécule. 18 électrons correspondent à 9 doublets.

Problème

Les trois atomes seront forcément mis sous la forme O—O—O, la molécule ne pouvant être cyclique (doc. 2). Il faut ensuite répartir les sept doublets restants. Chaque atome sera entouré de quatre doublets. Un atome entouré de six électrons sera neutre. Un atome entouré de sept électrons sera chargé négativement. Un atome entouré de cinq électrons sera chargé positivement. On peut proposer cette structure vérifiant toutes ces propriétés et qui possède une liaison simple, une liaison double et un doublet non liant autour de l'oxygène central soit, pour la géométrie, l'équivalent de deux doublets et un doublet non liant.

La molécule est donc plane coudée (on peut également envisager cette forme en faisant basculer les doublets) :



- 72** F ($Z = 9$) a pour configuration électronique $1s^2 2s^2 2p^5$ et il a sept électrons sur sa couche externe, donc se lie une fois car il lui manque un électron pour avoir une structure de gaz rare. Les six électrons restants forment trois doublets non liants. Au final, chaque F sera entouré de quatre doublets (un liant, trois non liants).

a. Construction de HF

H ($Z = 1$) a pour configuration électronique $1s^1$, donc un électron sur sa couche externe. Il gagne un électron pour acquérir une structure de gaz rare en $1s^2$, donc il se lie une fois. H se lie avec F.

Schéma de Lewis :

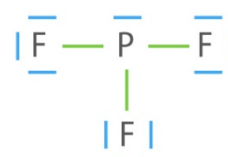


b. Construction de PF_3

P ($Z = 15$) a pour configuration électronique $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ et il a cinq électrons sur sa couche externe, donc se lie trois fois pour avoir une structure de gaz rare. Il lui reste deux électrons sur sa couche externe qui ne se lient pas et forment un doublet non liant.

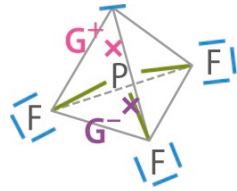
Au final, P sera entouré de quatre doublets (trois liants, un non liant).

On peut proposer comme formule de Lewis :



P étant entouré de quatre doublets, on a un édifice pyramidal à base triangulaire (voir page suivante).

Le centre des charges partielles positives n'étant pas confondu avec celui des charges négatives, la molécule est polaire.



c. Construction de AlF_3

Al ($Z = 13$) a pour configuration électronique $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ et il a trois électrons sur sa couche externe.

Al utilise les trois électrons de sa couche externe pour se lier avec les trois atomes de fluor.

Al étant lié trois fois, il est entouré de trois doublets liants. Il manque le quatrième, la règle de l'octet n'étant pas vérifiée.

Al possède donc une lacune.

On peut proposer comme formule de Lewis :



Al étant entouré de trois liaisons, la molécule est plane :



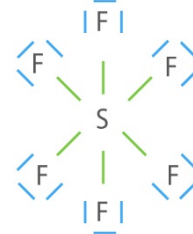
Le centre des charges partielles positives étant confondu avec celui des charges négatives, la molécule est apolaire.

d. Construction de l'hexafluorure de soufre SF_6

S ($Z = 16$) a pour configuration électronique $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ et il a six électrons sur sa couche externe.

S utilise les six électrons de sa couche externe pour se lier avec les six atomes de fluor.

On peut proposer comme formule de Lewis :



L'atome de soufre étant entouré de six atomes de fluor, la molécule est octaédrique :

