

QCM p. 89

1. B et C ;
2. A, B et C ;
3. C ;
4. B ;
5. A ;
6. A et B ;
7. B ;
8. C ;
9. A ;
10. B ;
11. A .

Ex 5 p. 92

Le bore est situé à la troisième colonne du tableau périodique simplifié : il possède donc 3 électrons de valence.

Ex 7 p. 92

Le soufre a 6 électrons de valence. Les 4 premiers sont dessinés non appariés, puis on apparie les 2 derniers. Le schéma de Lewis correct est donc le *b*.

Ex 9 p. 92

N appartient à la 5^e colonne du tableau périodique simplifié : l'atome a donc 5 électrons de valence. Le schéma de Lewis du diazote est donc le *b*.

Ex 13 p. 93

L'aluminium est entouré de 6 électrons dans la molécule de chlorure d'aluminium $AlCl_3$. Il lui manque donc 2 électrons pour obtenir une configuration stable. On matérialise ce manque par une lacune électronique

Ex 15 p. 93

Dans les 2 propositions, le soufre est entouré formellement de 7 électrons (électrons « en propre »), alors que l'élément soufre en porte 6 compte tenu de sa configuration électronique. Le soufre porte donc un électron en trop : il a donc une charge $-$. La bonne proposition est donc la *b*.

Ex 17 p. 93

Dans la molécule, les géométries autour des atomes sont les suivantes :

- autour du C (gris) : tétraédrique
- autour du O (rouge) : coudée
- autour du N (bleu) : pyramidale à base triangulaire

Si c'est difficile de le voir dans l'espace, on peut se rappeler que :

- N possède un doublet non-liant ;

- C n'en possède pas ;
- O en possède deux.

Ex 18 p. 93

Sulfure d'hydrogène : coudée
Chlorure de méthanoyle : triangulaire.

Ex 19 p. 93

1. Le phosphore est entouré de 3 atomes (3 liaisons simples) et 1 doublet non liant. La géométrie autour du phosphore est donc pyramidale à base triangulaire : modèle 1.
2. Le carbone est entouré de 2 atomes (1 liaison triple et une simple). La géométrie autour du carbone est donc linéaire : modèle 2.

Ex 21 p. 93

La liaison C-H n'est pas vraiment polarisé ($\Delta\chi = 0,4$).

En revanche les liaisons Cl-C sont polarisé ($\Delta\chi = 0,6$).

Vu la géométrie de la molécule le barycentre des charges δ^+ se situe sur l'atome de carbone, le barycentre des charges δ^- se situe du côté des éléments chlore. Les barycentres ne sont pas confondues : la liaison est polarisée.

Ex 23 p. 93

Dans la molécule (a) :

- L'atome de carbone est entouré de quatre atomes. La géométrie autour de l'atome de carbone est tétraédrique.
- l'atome de soufre S est entouré par deux atomes et deux doublets non liants. La géométrie autour de l'atome de soufre est donc coudée.

Dans la molécule (b) :

- L'atome de carbone est entouré de trois atomes. La géométrie autour de l'atome de carbone est triangulaire plane.
- l'atome de soufre S est entouré par deux atomes et deux doublets non liants. La géométrie autour de l'atome de soufre est donc coudée.

Ex 24 p. 95

- 1.
2. a. L'atome d'azote N qui porte la charge est entouré de 6 électrons « en propre », alors que l'atome seul en porte 5. Il a donc un électron en trop, d'où la charge $-$.
- b. L'atome d'azote N qui porte la charge est entouré de 4 électrons « en propre », alors que l'atome seul en porte 5. Il a donc un électron en moins, d'où la charge $+$

Ex 29 p. 95

1. Nombre d'électrons de valence : H : 1, C : 4, O : 6.
2. Schéma de Lewis de la molécule :
3. Chaque atome de carbone est entouré par 4 atomes et aucun doublet non liant. L'atome d'oxygène est entouré par 2 atomes et deux doublets non liants.
4. Pour le C : géométrie tétraédrique. Pour le O : géométrie coudée.
5. La liaison C–O est polarisée car $\Delta\chi = 0,8 (> 0,4)$.
6. Le barycentre des charges partielles δ^+ est situé entre les deux carbones, le barycentre des charges δ^- est situé sur l'atome d'oxygène. visualisation 3D
7. Les barycentres des charges δ^+ et δ^- n'étant pas confondus, la molécule est polaire.