

## Correction des exercices du chapitre 11 :

Attention les corrections ne sont pas toujours rédigées correctement.  
Les solutions rédigées sont faites en classe ou dans le livre avec les exercices résolus  
P 90-91

### 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.

### Exercices

Appliquer le cours p. 92

#### 4 Déterminer un nombre d'électrons de valence

Colonne 1 : 1 électron de valence ; colonne 2 : 2 électrons de valence ; colonne 13 : 3 électrons de valence ; colonne 17 : 7 électrons de valence.

#### 5 Déterminer une place dans le tableau périodique

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

#### 6 Etablir le schéma de Lewis d'un atome

1. Li (1 e<sup>-</sup>) ; Be (2 e<sup>-</sup>) ; B (3 e<sup>-</sup>) ; C (4 e<sup>-</sup>) ; N (5 e<sup>-</sup>) ; O (6 e<sup>-</sup>) ; F (7 e<sup>-</sup>) ; Ne (8 e<sup>-</sup>).

2. •Li; Be; •B•; •C••; •N••; |O••; |F••; |Ne|

#### 7 Attribuer, à un atome, son schéma de Lewis

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 (b).

#### 8 Etablir le schéma de Lewis d'une molécule

F, Cl et Br : 17<sup>e</sup> colonne ⇒ 7 électrons de valence.



#### 9 Choisir le schéma de Lewis d'une molécule

N appartient à la 15<sup>ème</sup> colonne : l'atome a donc 5 électrons de valence. Le schéma de Lewis du diazote est donc (b).

#### 10 Justifier la charge d'un ion

Dans l'ion oxyde, O possède 8 électrons alors que l'atome isolé n'en possède que 6.

Il a donc gagné 2 électrons.

Dans l'ion chlorure, Cl possède 8 électrons alors que l'atome isolé n'en possède que 7.

Il a donc gagné 1 électron.

#### 11 Proposer le schéma de Lewis d'un ion

Les éléments Li, Na et K appartiennent à la première colonne du tableau périodique. Les atomes ont donc un seul électron de valence, qu'ils peuvent facilement perdre pour former un ion stable ayant la structure électronique du gaz rare les précédant dans le tableau périodique. Les ions formés sont donc Li<sup>+</sup>, Na<sup>+</sup> et K<sup>+</sup>.



#### 12 Représenter une lacune électronique

L'atome d'hydrogène possède un seul électron de valence. H<sup>+</sup> ne possède donc aucun électron de valence ; il lui manque 2 électrons pour obtenir la même configuration que le gaz rare le plus proche ; son schéma de Lewis fait donc apparaître une lacune électronique :  $\square\text{H}^+$

### 13 Justifier la présence d'une lacune électronique

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.

### 14 Proposer le schéma de Lewis d'un ion

- N : 2<sup>e</sup> période et 15<sup>e</sup> colonne ; P : 3<sup>e</sup> période et 15<sup>e</sup> colonne.
- Les atomes d'azote et de phosphore ont le même nombre d'électrons de valence et donc le même schéma de Lewis.

### 15 Choisir le schéma de Lewis d'un ion

Dans les 2 propositions faites, 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 - (et pas +). La bonne proposition est donc (b).

### 16 Nommer une figure géométrique

Tétraédrique.

### 17 Associer un nom à une géométrie

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

### 18 Justifier la géométrie d'une molécule

Sulfure d'hydrogène : coudée ; chlorure de méthanoyle : triangulaire.

### 19 Choisir une molécule

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.



### 20 Prévoir la polarité d'une molécule

La géométrie triangulaire fait que les barycentres des charges positives et négatives sont confondus en B :  $BH_3$  est donc apolaire. L'atome d'azote étant beaucoup plus électronégatif que l'atome d'hydrogène, chaque liaison N-H est polarisée : N porte une charge partielle négative et chaque H porte une charge partielle positive. La géométrie pyramidale à base triangulaire fait que les barycentres des charges partielles négatives et positives ne sont pas confondus :  $NH_3$  est donc polaire.

### 21 Justifier la polarité d'une molécule

La différence d'électronégativité entre les atomes de carbone C et d'hydrogène H est très faible donc on peut considérer que les liaisons C-H ne sont pas polarisées. En revanche, les liaisons C-Cl le sont : l'atome de carbone porte donc une charge partielle positive et les atomes de chlore portent chacun une charge partielle négative. Vu la géométrie tétraédrique de la molécule, les barycentres des charges partielles négatives et positives ne sont pas confondus : le trichlorométhane est donc polaire.

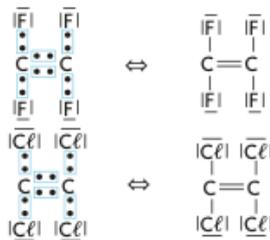
## Exercices

S'entraîner

p. 92

### 22 Connaître les critères de réussite Des schémas de Lewis similaires

1.



2. Les éléments fluor F et chlore Cl sont tous les deux dans la 17<sup>ème</sup> colonne : les atomes ont donc le même nombre d'électrons de valence (7) et le même schéma de Lewis. Les schémas de Lewis des molécules  $C_2F_4$  et  $C_2Cl_4$  sont donc similaires.

### 23 Des espèces nauséabondes

Dans la molécule (a), 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.

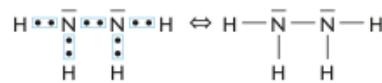
L'atome de carbone est entouré de quatre atomes. La géométrie autour de l'atome de carbone est tétraédrique.

Dans la molécule (b), 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.

L'atome de carbone est entouré de trois atomes. La géométrie autour de l'atome de carbone est triangulaire plane.

### 24 Des dérivés de l'hydrazine

1.



Hydrazine



Diazène

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 -.

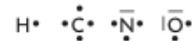
b. L'atome d'azote N qui porte la charge est entouré de 4 électrons « en propre », alors que l'atome seul en porte 5. Il a donc un électron en moins, d'où la charge +.

### 25 À chacun son rythme

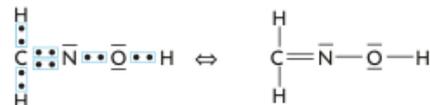
#### Un précurseur du Nylon

Nombre d'électrons de valence : H : 1 ; C : 4 ; N : 5 ; O : 6.

2.

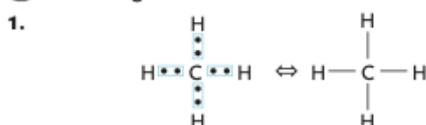


3.



4. et 5. L'atome de carbone C est entouré par 3 atomes et aucun doublet non liant : géométrie triangulaire plane. L'atome d'azote N est entouré par 2 atomes et un doublet non liant : géométrie coudée. O est entouré par 2 atomes et deux doublets non liants : géométrie coudée.

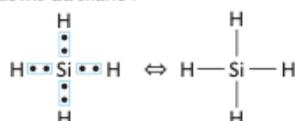
### 26 Des analogues structurels



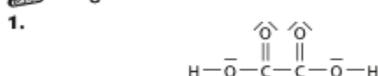
2. Le silicium est dans la même colonne que le carbone : les atomes ont donc le même nombre d'électrons de valence (4) et le même schéma de Lewis :



3. Schéma de Lewis du silane :



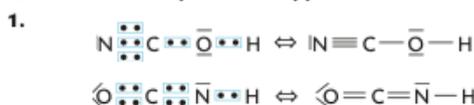
### 27 Un agent de blanchiment



2. (1) : C est lié à 3 atomes et ne possède aucun doublet non liant : la géométrie autour de C est triangulaire.

(2) : O est lié à 2 atomes et possède deux doublets non liants : la géométrie autour de O est coudée.

### 28 Des acides très proches en apparence



2. L'atome de carbone C est entouré par 2 atomes et aucun doublet non liant : géométrie linéaire pour chaque molécule.

3. L'atome d'azote N est entouré formellement de 4 électrons (électrons « en propre »), alors que l'atome seul en porte 5. Il a donc un électron en moins, d'où la charge +.

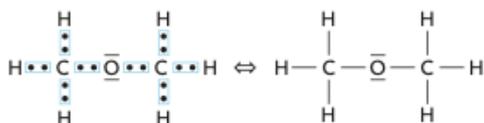
L'atome d'oxygène O est entouré formellement de 7 électrons (électrons « en propre »), alors que l'atome seul en porte 6. Il a donc un électron en trop, d'où la charge -.

### 29 À chacun son rythme

#### Le méthoxyméthane

1. Nombre d'électrons de valence : H : 1 ; C : 4 ; O : 6.

2. Schéma de Lewis de la molécule :



3. et 4. Chaque atome de carbone C est entouré par 4 atomes et aucun doublet non liant : géométrie tétraédrique. L'atome d'oxygène O est entouré par 2 atomes et deux doublets non liants : géométrie coudée.

5. L'électronégativité des atomes de carbone et d'oxygène sont très différentes donc les liaisons sont polarisées.

6. et 7. La charge partielle négative est portée par l'atome d'oxygène O. Les atomes de carbone portent chacun une charge partielle positive. Vue la géométrie coudée autour de l'atome d'oxygène, la position moyenne des charges partielles positives et négatives ne sont pas confondues.

### 30 Polaire ou apolaire ?

Chaque liaison O-H est polarisée. La géométrie de la molécule est telle que la position moyenne des charges partielles positives n'est pas confondue avec celle des charges négatives : la molécule est donc polaire.

### 31 Des espèces fluorées

Il faut établir les schémas de Lewis de chaque molécule :

(a) Polaire car les deux atomes ont des électronégativités différentes.  $\text{H}-\overset{\ominus}{\text{F}}$

(b) L'atome d'oxygène O est entouré par 2 atomes et deux doublets non liants : géométrie coudée.

O et F ont des électronégativités très différentes donc chaque liaison O-F est polarisée : charge partielle positive sur l'atome d'oxygène O et charge partielle négative sur l'atome de fluor F. Vue la géométrie de la molécule, la position moyenne des charges partielles positives n'est pas confondue avec celle des charges négatives. La molécule est donc polaire.

(c) L'atome d'azote est entouré de trois atomes et d'un doublet non-liant. Sa géométrie est pyramidale. La position moyenne des charges partielles positives n'est pas confondue avec celle des charges négatives. La molécule est donc polaire.

(d) L'atome de carbone est entouré de trois atomes. Sa géométrie est triangulaire. La position moyenne des charges partielles positives n'est pas confondue avec celle des charges négatives. La molécule est donc polaire.

(e) L'atome de carbone est entouré de quatre atomes. Sa géométrie est tétraédrique. Les positions moyennes des charges partielles positives et négatives sont confondues. La molécule est donc apolaire.

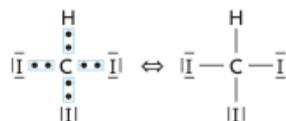
### 32 A désinfectant

1. Hydrogène : 1<sup>ère</sup> période, 1<sup>ère</sup> colonne

Carbone : 2<sup>ème</sup> période, 14<sup>ème</sup> colonne

Iode : 5<sup>ème</sup> période, 17<sup>ème</sup> colonne

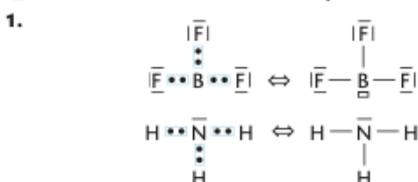
2. Structure de Lewis de la molécule :



Vu la faible différence d'électronégativité entre les atomes de carbone C et d'hydrogène H, la liaison C-H est considérée comme non polarisée. En revanche, les trois liaisons C-I sont polarisées : l'atome de carbone porte une charge partielle positive et les atomes d'iode portent une charge partielle négative.

L'atome de carbone étant entouré de 4 atomes et d'aucun doublet non liant, la géométrie de la molécule est tétraédrique. Trois des quatre liaisons seulement sont polarisées, donc la position moyenne des charges partielles négatives n'est pas confondue avec celle des charges partielles positives. La molécule est donc polaire.

### 33 Liaison covalente et liaison ionique



2.

Molécule AB	HF	HCl	HBr	HI
$\chi(A)$	3,98	3,16	2,96	2,66
$\chi(B)$	2,2	2,2	2,2	2,2
$\Delta\chi$	1,78	0,96	0,76	0,46
P	40	19	14	8

La molécule ayant le plus fort caractère ionique est donc HF.

### 34 Résolution de problème

#### Le cyclo-octasoufre

Étapes de résolutions proposées

#### Étape 1 : S'approprier la consigne ou la question posée

1. Qu'est-ce que la molécule de cyclooctasoufre ?
2. Pourquoi une molécule pourrait-elle ne pas être plane ?

#### Étape 2 : Lire et comprendre les documents

1. La molécule de cyclooctasoufre est formée de 8 atomes de soufre disposés en cycle (doc. 2).
2. La répulsion des paires d'électrons dans une molécule lui confère une géométrie particulière (doc. 1).

#### Étape 3 : Dégager la problématique

- La répulsion des paires d'électrons dans la molécule de cyclooctasoufre peut-elle conduire à une géométrie plane ? Sinon, quelle peut être la disposition dans l'espace des atomes de soufre de cette molécule ?

#### Étape 4 : Construire la réponse

- Observer que les atomes de soufre de la molécule de cyclooctasoufre semblent disposés suivant un octaèdre régulier d'après la formule développée proposée (doc. 2).
- Établir la formule électronique d'un atome de soufre, comptabiliser le nombre de doublets liants et non liants (doc. 2).
- En déduire si le nombre de doublets liants est compatible avec la structure octaédrique supposée (doc. 1 et 2).

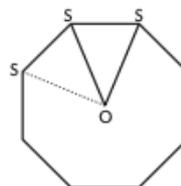
#### Étape 5 : Répondre

- Contexte introduisant la problématique

La molécule de cyclooctasoufre est constituée de huit atomes de soufre qui semblent disposés suivant un octaèdre d'après la formule développée fournie. Cette géométrie est-elle compatible avec la représentation de Lewis de la molécule ?

#### • Mise en forme de la réponse

Si la molécule  $S_8$  est plane, alors l'octaèdre est régulier et l'angle entre le centre de l'octaèdre et deux atomes de soufre consécutifs vaut  $= \frac{360}{8} = 45^\circ$ .



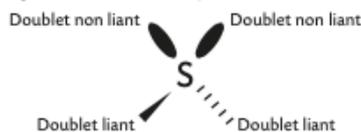
Les angles  $\widehat{OSS}$  valent donc :  $\frac{180 - 45}{2} = 67,5^\circ$ .

Et donc les angles  $\widehat{SSS}$  valent  $67,5 \times 2 = 135^\circ$ .

Les angles réels valant  $108^\circ$ , la molécule ne peut pas être plane. La formule électronique d'un atome de soufre  $_{16}S$  est :  $[Ne] 3s^2 3p^4$ . Il manque donc 2 électrons pour respecter la règle de l'octet : un atome de soufre peut établir deux liaisons covalentes.

Il est ainsi entouré de  $\frac{6-2}{2} = 2$  doublets non liants.

D'après le document 1, un atome entouré de quatre doublets adopte une géométrie tétraédrique :



#### • Conclusion revenant sur la problématique

Ainsi, la seule disposition permettant à tous les atomes de soufre d'adopter une configuration tétraédrique est celle pour laquelle une molécule de cyclooctasoufre est en forme de couronne :

