

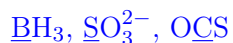
6 FORMALISME DE LEWIS

GÉOMÉTRIE MOLÉCULAIRE

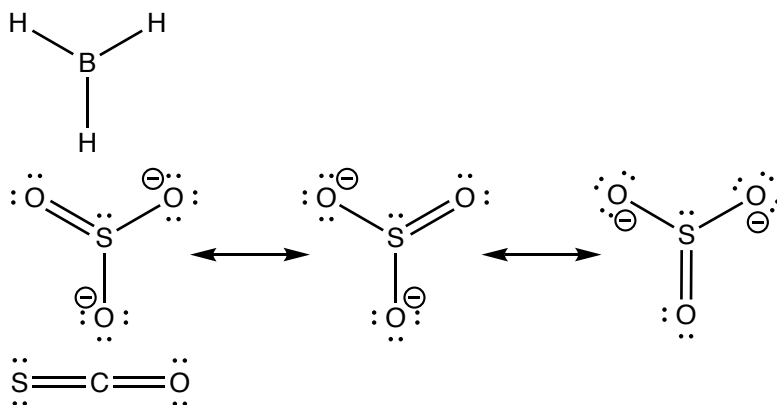
MODÈLE DES ORBITALES HYBRIDES

Exercice 6.1

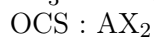
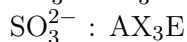
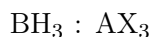
Déterminer, pour chacun des composés suivants, dans lesquels l'atome central est souligné :



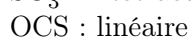
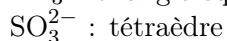
1. Le schéma de Lewis (lorsque le cas se présente, écrire les diverses formes mésomères).



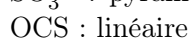
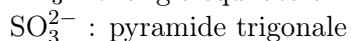
2. L'environnement électronique de l'atome central en utilisant la nomenclature de Gillespie (AX_nE_m).



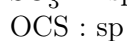
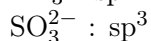
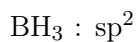
3. Le nom de la figure de répulsion des doublets électroniques.



4. La géométrie de la molécule (nom, schéma et valeur approximative des angles de liaison).

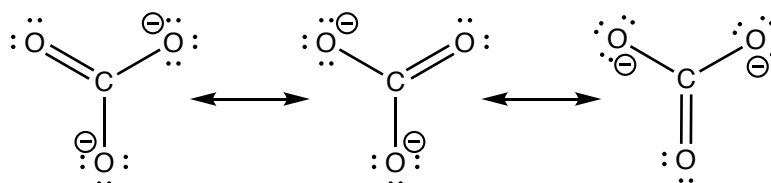


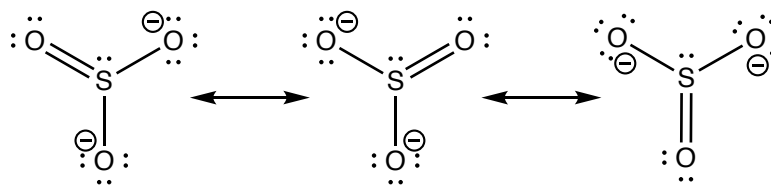
5. L'hybridation de l'atome central.



Exercice 6.2

1. Ecrire la structure de Lewis la plus stable des ions carbonate CO_3^{2-} et sulfite SO_3^{2-} .





2. En appliquant les règles de Gillespie, déterminer lequel de ces deux ions présente un moment dipolaire (*justifier*).

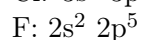
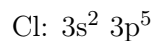
La figure de répulsion de l'ion CO_3^{2-} est un triangle équilatéral. La somme des dipôles des liaisons C-O est nulle, la molécule est donc non polaire.

La figure de répulsion de l'ion SO_3^{2-} est un tétraèdre, dont une branche est occupée par le doublet non liant. Dans ce cas, la somme des dipôles des liaisons S-O n'est pas nulle. La molécule est polaire.

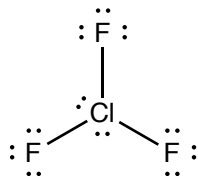
Exercice 6.3

1. On considère la molécule ClF_3 (Cl est l'atome central).

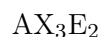
- (a) Donner la structure électronique de valence des atomes de chlore et de fluor.



- (b) Etablir la structure de Lewis de la molécule ClF_3 .

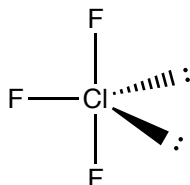


- (c) Donner la structure de l'environnement électronique de l'atome de chlore dans la nomenclature VSEPR.



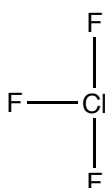
- (d) Donner la figure de répulsion de la molécule ClF_3 .

La figure de répulsion est une bipyramide trigonale. Les doublets non liants occupent des positions équatoriales pour minimiser la répulsion électrostatique.



- (e) Donner la géométrie de la molécule, en justifiant si nécessaire la position du (des) doublet(s) non liant(s) sur l'atome central.

La géométrie de la molécule est en forme de T avec des angles de liaison de 90° :



(f) Donner l'état d'hybridation de l'atome de chlore.

L'état d'hybridation de l'atome de chlore est sp^3d .

2. On considère les molécules AH_3 , où $A = N, P, As, Sb$. Les angles de liaison HAH sont donnés ci-dessous (en degrés) pour chacune des molécules :

NH_3	PH_3	AsH_3	SbH_3
107,3	93,3	91,8	91,3

Comment peut-on expliquer l'évolution de l'angle de liaison dans cette série ?

L'angle diminue de NH_3 à SbH_3 car l'électronégativité de l'atome central A diminue. Les électrons de la liaison A-H sont de plus en plus localisés du côté de H, ce qui entraîne une fermeture de l'angle.

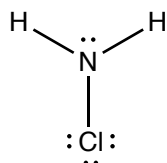
Exercice 6.4

1. Ecrire les configurations électroniques des atomes N et Cl, en précisant le nombre d'électrons célibataires et de doublets non liants sur la couche de valence.

Cl: $3s^2 3p^5$

N: $2s^2 2p^3$

2. Ecrire la structure de Lewis de la molécule H_2NCl .



3. A partir du modèle VSEPR, déterminer sa géométrie en précisant la valeur théorique des angles de liaison.

Le type VSEPR de l'atome N est AX_3E . La figure de répulsion est un tétraèdre. La valeur théorique des angles de liaison est de $109,5^\circ$.

4. En réalité, l'angle H-N-H diffère légèrement de l'estimation théorique. Sera-t-il inférieur ou supérieur ? Pour quelle(s) raison(s) ?

En réalité, l'angle H-N-H sera légèrement inférieur à $109,5^\circ$, car la présence du doublet électronique non liant, plus répulsif qu'un doublet liant, entraîne une fermeture de l'angle.

5. Donner l'état d'hybridation de l'atome d'azote dans cette molécule.

sp^3