

Exercice 1

Liaison covalente polaire : HCl, CO₂Liaison covalente non polaire : N₂, CH₃-CH₃

Liaison ionique : NaF, CsCl,

Exercice 2 :



Exercice 3 : Pyramide à base triangulaire, polaire

Exercice 4 : polaires : PF₃, SCl₂ ; apolaires BCl₃, SiCl₄Exercice 5 : polaires : NH₃, H₂S, CHCl₃ ; apolaires CCl₄, CO₂Exercice 6 : 3 liaisons sigma dans les deux cas, CH₃⁺ : sp², CH₃⁻ : sp³Exercice 7 : PCl₃ (AX₃E₁), H₂S (AX₂E₂), BF₃ (AX₃), BF₄⁻ (AX₄), SO₂ (AX₂E₁), SO₃ (AX₃)

Exercice 8 : triangulaire plane, hybride de résonance entre des structures équivalentes

Exercice 9

HC≡N : sp, CH₃NH₂ : sp³, CH₃CH₂OH : sp³, H₂C=O : sp², SiH₄ : sp³

Exercice 10_

10.1 : vrai, vrai, faux, vrai

10.2 : vrai, vrai, faux, vrai

10.3 faux, vrai, vrai, faux

10.4 :vrai, faux, faux, faux

Exercice 4 (6.1.7)

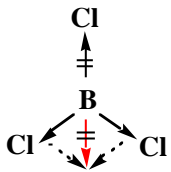
Indiquez si molécules suivantes sont polaires ou apolaires: BCl_3 , PF_3 , SiCl_4 , SCl_2

Solution

1. BCl_3 : code VSEPR de l'atome central : AX_3

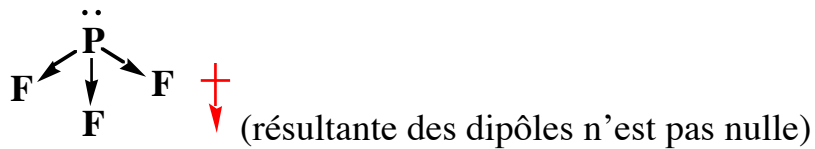
Géométrie moléculaire : triangulaire plane

Molécule apolaire : les trois dipôles de même norme pointant vers les sommets d'un triangle équilatéral s'annulent

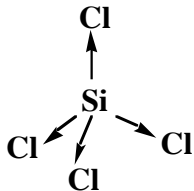


2. PF_3 : code VSEPR de l'atome central : AX_3E_1

Molécule polaire

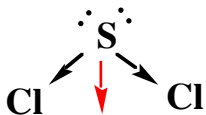


3. SiCl_4 : code VSEPR de l'atome central : AX_4 : tétraédrique



Molécule non polaire : 4 dipôles de même norme pointant vers les sommets d'un tétraèdre régulier, la résultante est nulle par symétrie)

4. SCl_2 : code VSEPR de l'atome central : AX_2E_2 : molécule coudée



Molécule polaire (résultante des dipôles n'est pas nulle)

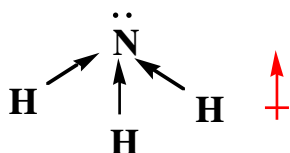
Exercice 5 (6.2.3)

Quels sont les composés polaires dans la liste suivante ?

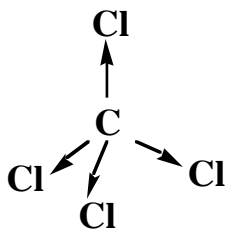
NH₃, CCl₄, H₂S, CO₂, CHCl₃

Solution

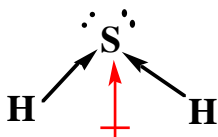
NH₃ : AX₃E₁ : molécule polaire



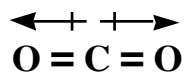
CCl₄: AX₄ (symétrique) **molécule non polaire**



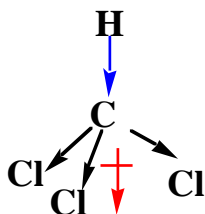
H₂S : AX₂E₂ : molécule polaire



CO₂: AX₂ : **molécule non polaire**



CHCl₃ : AX₄ mais les dipôles n'ont pas tous la même norme (C-H n'est pas égal à C-Cl) :
molécule polaire

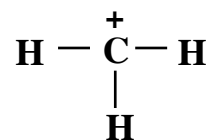


Exercice 6 (6.1.8)

Décrire le type de liaison et l'hybridation du carbone dans les ions CH_3^+ et CH_3^-

Solution

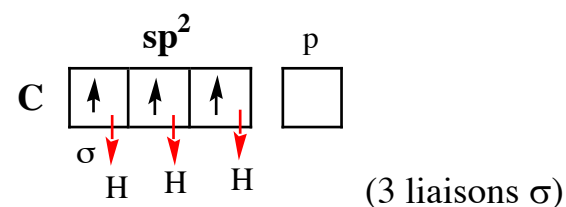
1. CH_3^+ : 6 électrons de valence



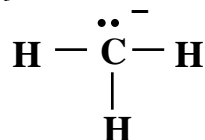
Code VSEPR de C : AX3

Etat d'hybridation : sp^2

3 liaisons σ : recouvrement de chaque orbitale sp^2 de C avec l'orbitale 1s de H



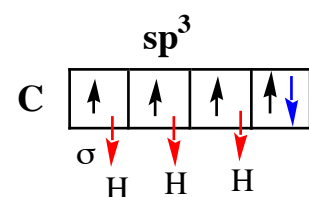
2. CH_3^- : 8 électrons de valence



Code VSEPR de C : AX₃E₁

Etat d'hybridation : sp^3

3 liaisons σ : recouvrement de 3 orbitales sp^3 du C avec les orbitales 1s de trois H



Exercice 7 (6.2.9)

Ecrire la structures de Lewis des molécules ci-dessous, déterminer leur forme géométrique et indiquer l'état d'hybridation de l'atome central :

PCl_3 , H_2S , BF_3 , BF_4^- , SO_2 , SO_3

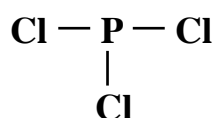
Solution

PCl_3

– Le nombre total d'électrons de valence est :

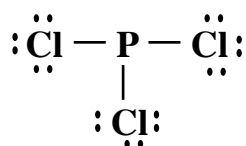
$$5 (\text{P}) + 3 \cdot 7 (\text{Cl}) = 26 \text{ électrons}$$

– Le squelette :



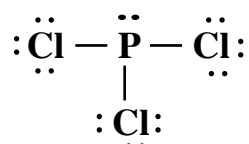
$$\text{Reste d'électrons} = 26 - 6 = 20$$

– L'octet pour les atomes périphériques



$$\text{Reste d'électrons} = 20 - 18 = 2$$

– On place les électrons qui restent sur P



PCl_3 est une pyramide à base triangulaire (AX_3E_1).

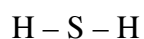
L'état d'hybridation de P est sp^3

H_2S

– Le nombre total d'électrons de valence est :

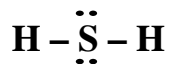
$$6 (\text{S}) + 2 \cdot 1 (\text{H}) = 8 \text{ électrons}$$

– Le squelette :



$$\text{Reste d'électrons} = 8 - 4 = 4$$

- On place les électrons qui restent sur l'atome central



SH₂ est une molécule coudée (AX₂E₂).

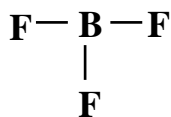
L'état d'hybridation de S est sp³

BF₃

- Le nombre total d'électrons de valence est :

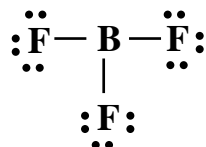
$$3 (\text{B}) + 3 \cdot 7 (\text{F}) = 24 \text{ électrons}$$

- Le squelette :



$$\text{Reste d'électrons} = 24 - 6 = 18$$

- L'octet pour les atomes périphériques



$$\text{Reste d'électrons} = 18 - 18 = 0$$

BF₃ est une molécule triangulaire plane (AX₃).

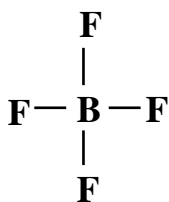
L'état d'hybridation de B est sp²

BF₄⁻

- Le nombre total d'électrons de valence est :

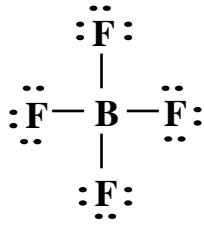
$$3 (\text{B}) + 4 \cdot 7 (\text{F}) + 1 (\text{la charge négative}) = 32 \text{ électrons}$$

- Le squelette :



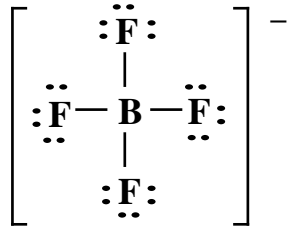
$$\text{Reste d'électrons} = 32 - 8 = 24$$

- L'octet pour les atomes périphériques



$$\text{Reste d'électrons} = 24 - 24 = 0$$

Tous les électrons sont placés et l'atome central (B) a complété son octet. Il reste à placer la charge de l'ion.



BF_4^- est un ion de forme tétraédrique (AX_4)

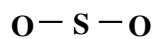
L'état d'hybridation de B est sp^3

SO₂

– Le nombre total d'électrons de valence est :

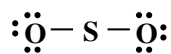
$$6 (\text{S}) + 2 \cdot 6 (\text{O}) = 18 \text{ électrons}$$

– Le squelette :



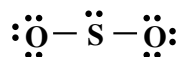
$$\text{Reste d'électrons} = 18 - 4 = 14$$

– L'octet pour les atomes périphériques



$$\text{Reste d'électrons} = 14 - 12 = 2$$

– On place les électrons qui restent sur S



– Mais cet arrangement ne permet pas de compléter l'octet du soufre . On forme une double liaison à partir d'un doublet libre de l'oxygène. Il y a deux structures limites (résonance)



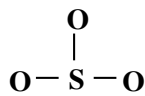
SO₂ :est une molécule coudée (AX₂E₁), l'hybridation de S est sp² (2 atomes liés et 1 doublet non liant)

SO₃

– Le nombre total d'électrons de valence est :

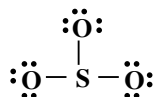
$$6 (\text{S}) + 3 \cdot 6 (\text{O}) = 24 \text{ électrons}$$

– Le squelette :



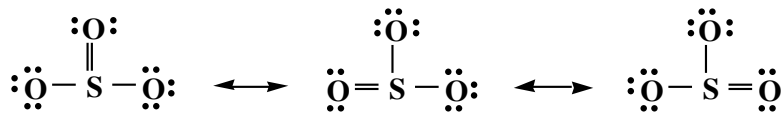
$$\text{Reste d'électrons} = 24 - 6 = 18$$

– L'octet pour les atomes périphériques



$$\text{Reste d'électrons} = 18 - 18 = 0$$

– On déplace un doublet libre de l'un des atomes O pour qu'il forme une autre liaison avec S. Alors, la règle de l'octet est également respectée pour l'atome S



Chacune de ces trois structures est appelée structure de résonance

L'arrangement de 3 doublets d'électrons est triangulaire plane.

SO₃ est une molécule triangulaire (AX₃), l'hybridation de S est sp² (2 atomes liés et 1 doublet non liant). La double liaison étant délocalisée entre 3 structures équivalentes, les trois liaisons de S ont identiques.

Exercice 8 (6.2.11)

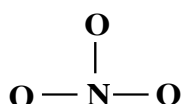
- Déterminer trois structures de Lewis de l'ion NO_3^- ,
- Quelle est la géométrie de cet ion
- Pourquoi les liaisons N – O sont-elles identiques ?

Solution

- a) – Le nombre total d'électrons de valence est :

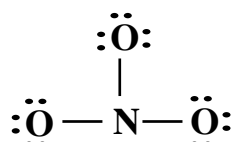
$$5 (\text{N}) + 3 \cdot 6 (\text{O}) + 1 (\text{charge}^-) = 24 \text{ électrons}$$

- Le squelette :



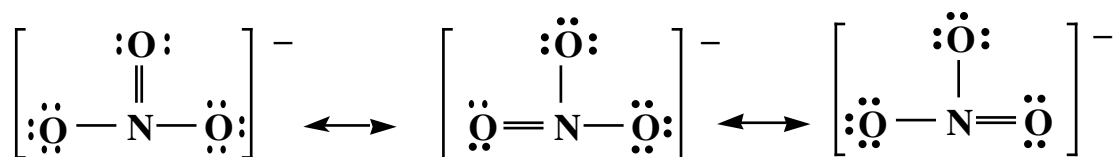
$$\text{Reste d'électrons} = 24 - 6 = 18$$

- L'octet pour les atomes périphériques



$$\text{Reste d'électrons} = 18 - 18 = 0$$

- On déplace un doublet libre de l'un des atomes O pour qu'il forme une double liaison avec N.
- On obtient 3 structures équivalentes qui diffèrent uniquement par la position qu'occupe la liaison double.



La structure correcte appelée hybride de résonance est un hybride des trois structures limites. Ici, les trois structures de résonance sont équivalentes.

- Triangulaire plane (AX_3)
- A cause de la résonance entre trois formes équivalentes de la molécule, la double liaison est délocalisée de manière symétrique sur les 3 liaisons. Chaque liaison ressemble à une liaison intermédiaire entre une liaison simple et liaison double (1.33)

Exercice 9 (6.2.14)

Déterminer le type d'hybridation pour chacun des atomes soulignés dans les molécules suivantes.



Solution

On détermine structure de Lewis des molécules :

molécule	Code VSEPR de l'atome souligné	Etat d'hybridation
$\text{H} - \underline{\text{C}} \equiv \text{N}:$	AX_2	sp
$\text{H}_3\text{C} - \underset{\text{H}}{\overset{\cdot\cdot}{\text{N}}} - \text{H}$	AX_3E_1	sp^3
$\text{H}_3\text{C} - \underset{\text{H}}{\overset{\text{H}}{\text{C}}} - \underset{\cdot\cdot}{\overset{\cdot\cdot}{\text{O}}} - \text{H}$	AX_2E_2	sp^3
$\begin{array}{c} \text{H} \\ \diagdown \\ \text{C} = \underset{\cdot\cdot}{\overset{\cdot\cdot}{\text{O}}} \\ \diagup \\ \text{H} \end{array}$	AX_3	sp^2
$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{Si} \\ / \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{H} \\ \backslash \quad / \\ \text{H} \end{array}$	AX_4	sp^3

Exercice 10 : QCM.

1) Indiquer la ou les affirmation(s) correcte(s) pour l'ion NO_2^- :

- a) le degré d'hybridation de l'atome d'azote N est sp^2
- b) les deux liaisons N-O ont la même longueur
- c) l'angle entre deux liaisons N-O est plus grand que dans NO_3^-
- d) l'angle entre deux liaisons N-O est plus petit que dans NO_2^+

NO_2^- : AX_2E_1 l'angle un peu plus petit que 120° (117)

NO_3^- : 120 et NO_2^+ : 180

NO_2^- : AX_2E_1

NO_3^- : AX_3

NO_2^+ : AX_2

2) Indiquer, dans la liste suivante, la ou les molécule(s) dont l'atome central est hybridé sp^2 :

- a) O_3
- b) CO_3^{2-}
- c) SO_3^{2-}
- d) SO_2

- a) AX_2E_1
- b) AX_3
- c) AX_3E_1
- d) AX_2E_1

3) Indiquer, dans la liste suivante, la ou les molécule(s) dont tous les atomes sont contenus dans un même plan :

- a) SeH_4
- b) ICl_3
- c) XeF_4
- d) XeO_3

- a) AX_4E_1
- b) AX_3E_2
- c) AX_4E_2
- d) AX_3E_1

4) Même si Xe est un élément inerte, il entre dans la composition de certaines molécules. Indiquer la ou les affirmation(s) correcte(s) dans la liste suivante concernant le trioxyde de xénon XeO_3 .

- a) l'hybridation de Xe est sp^3
- b) tous les atomes sont dans le même plan
- c) l'angle entre les différentes liaisons vaut 120°
- d) son moment dipolaire est égal à zéro

AX_3E_1