
TD de chimie générale (Atomistique)

Série 5

Exercice 1 :

1- La nature des liaisons dans les molécules suivantes :

$\text{H} - \text{H}$, $\text{H} - \text{Cl}$, $\text{K} - \text{Br}$, CaCl_2 , CH_4 , NH_3 .

La nature des liaisons est due à la différence d'électronégativité ;

$\text{H} - \text{H} \Rightarrow$ liaison covalente apolaire

$\text{H} - \text{Cl} \Rightarrow$ liaison covalente polaire

$\text{K} - \text{Br} \Rightarrow$ liaison ionique

$\text{CaCl}_2 \Rightarrow$ liaison ionique

$\text{CH}_4 \Rightarrow$ liaison covalente polaire

$\text{NH}_3 \Rightarrow$ liaison covalente polaire

2- Classer par ordre de polarité croissante les liaisons suivantes:

$\text{H} - \text{Cl}$, $\text{H} - \text{F}$, $\text{H} - \text{Br}$, $\text{Br} - \text{Br}$

$\text{H} - \text{F} > \text{H} - \text{Cl} > \text{H} - \text{Br} > \text{Br} - \text{Br}$ par ordre décroissant

$\text{Br} - \text{Br} < \text{H} - \text{Br} < \text{H} - \text{Cl} < \text{H} - \text{F}$ par ordre croissant

Exercice 2 :

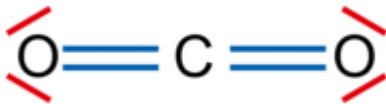
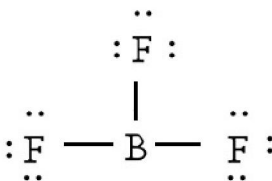
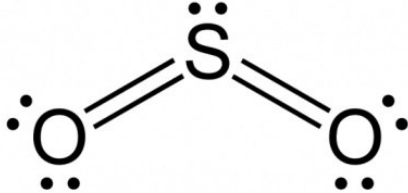

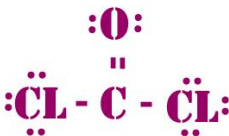
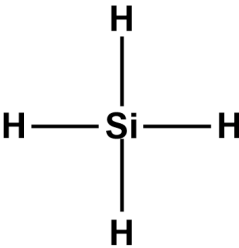
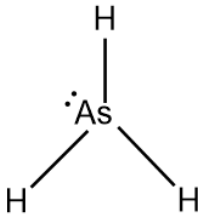
1- Diagramme de Lewis des molécules suivantes et ions suivantes:

AlCl_3 , PCl_5 , PCl_3 , HNCS , H_2S , CCl_4 , H_3O^+ , HOCl , NH_3 ,




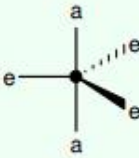

<div><div>Al</div><div><div><div>↑↓</div><div>↑</div><div></div><div></div></div></div></div> <div><div>3 Cl</div><div><div><div>↑↓</div><div>↑↓</div><div>↑↓</div><div>↑</div></div></div></div> <div><div>Al³⁺</div><div><div><div>↑</div><div></div><div></div><div></div></div><div><div><div>↑</div><div>↑</div><div>↑</div><div></div></div></div></div><div><div><div><div><div>↑</div><div>↓</div></div><div>Cl</div></div><div><div><div>↑</div><div>↓</div></div><div>Cl</div></div><div><div><div>↑</div><div>↓</div></div><div>Cl</div></div></div></div><div><div><div><div><div><div>↑</div><div>↓</div></div><div>Cl</div></div><div><div><div>↑</div><div>↓</div></div><div>Al</div></div><div><div><div>↑</div><div>↓</div></div><div>Cl</div></div></div></div><div><div>Schéma de Lewis</div><div>Geométrie de type AX₃ autour de Al</div></div></div><div><div><div><div><div><div><div>↑</div><div>↓</div></div><div>Cl</div></div><div><div><div>↑</div><div>↓</div></div><div>Al</div></div><div><div><div>↑</div><div>↓</div></div><div>Cl</div></div></div></div><div><div>Molécule plane "triangle équilatéral"</div><div><div><div>120°</div><div>120°</div><div>120°</div></div></div></div></div></div></div>	<div><div>P</div><div><div><div>↑</div><div>↓</div></div><div><div><div>↑</div><div>↑</div><div>↑</div><div></div></div></div></div></div> <div><div>Cl</div><div><div><div>↑</div><div>↓</div></div><div><div><div>↑</div><div>↓</div></div><div><div><div>↑</div><div>↓</div></div><div>↑</div></div></div></div></div> <div><div>Cl</div><div><div><div>↑</div><div>↓</div></div><div><div><div>↑</div><div>↓</div></div><div><div><div>↑</div><div>↓</div></div><div>↑</div></div></div></div></div> <div><div>Cl</div><div><div><div>↑</div><div>↓</div></div><div><div><div>↑</div><div>↓</div></div><div><div><div>↑</div><div>↓</div></div><div>↑</div></div></div></div></div> <div><div><div><div><div><div>↑</div><div>↓</div></div><div>Cl</div></div><div><div><div>↑</div><div>↓</div></div><div>P</div></div><div><div><div>↑</div><div>↓</div></div><div>Cl</div></div></div></div><div><div>Schéma de Lewis de PCl₃</div></div></div>	
<div><div><div>p*</div><div><div><div>↑</div><div></div><div></div><div></div><div></div><div></div></div></div></div><div><div><div>c_ℓ</div><div><div><div>↑↓</div><div>↑↓</div><div>↑↓</div><div>↑↓</div><div>↑↓</div><div>↑↓</div></div></div></div><div><div><div>c_ℓ</div><div><div><div>↑↓</div><div>↑↓</div><div>↑↓</div><div>↑↓</div><div>↑↓</div><div>↑↓</div></div></div></div><div><div><div>c_ℓ</div><div><div><div>↑↓</div><div>↑↓</div><div>↑↓</div><div>↑↓</div><div>↑↓</div><div>↑↓</div></div></div></div><div><div><div>c_ℓ</div><div><div><div>↑↓</div><div>↑↓</div><div>↑↓</div><div>↑↓</div><div>↑↓</div><div>↑↓</div></div></div></div><div><div><div>c_ℓ</div><div><div><div>↑↓</div><div>↑↓</div><div>↑↓</div><div>↑↓</div><div>↑↓</div><div>↑↓</div></div></div></div></div><div><div><div><div><div><div>↑</div><div>↓</div></div><div>cl</div></div><div><div><div>↑</div><div>↓</div></div><div>P</div></div><div><div><div>↑</div><div>↓</div></div><div>cl</div></div><div><div><div>↑</div><div>↓</div></div><div>cl</div></div><div><div><div>↑</div><div>↓</div></div><div>cl</div></div></div></div><div><div>Schéma de Lewis de PCl₅</div></div></div></div></div></div></div></div>	<div><div><div><div>↑</div><div>↓</div></div><div>Cl</div></div><div><div><div>↑</div><div>↓</div></div><div>Cl</div></div><div><div><div>↑</div><div>↓</div></div><div>Cl</div></div><div><div><div>↑</div><div>↓</div></div><div>Cl</div></div><div><div><div>↑</div><div>↓</div></div><div>Cl</div></div></div>	
<div><div><div>O</div><div><div><div>↑↓</div><div>↑↓</div><div>↑</div><div>↑</div><div>↑</div><div>↑</div></div></div></div><div><div><div>H</div><div><div>↑</div><div>↑</div></div><div>H</div></div></div><div><div><div>H</div><div><div>•</div><div>•</div><div>•</div><div>•</div><div>•</div><div>•</div></div><div>O</div><div><div>•</div><div>•</div><div>•</div><div>•</div><div>•</div><div>•</div></div><div>H</div></div></div><div><div><div>H</div><div><div>•</div><div>•</div><div>•</div><div>•</div><div>•</div><div>•</div></div><div>O</div><div><div>•</div><div>•</div><div>•</div><div>•</div><div>•</div><div>•</div></div><div>H</div></div></div></div> <div><div><div>S</div><div><div><div>↑↓</div><div>↑↓</div><div>↑</div><div>↑</div><div>↑</div><div>↑</div></div></div></div><div><div><div>H</div><div><div>↑</div><div>↑</div></div><div>H</div></div></div><div><div><div>H</div><div><div>•</div><div>•</div><div>•</div><div>•</div><div>•</div><div>•</div></div><div>S</div><div><div>•</div><div>•</div><div>•</div><div>•</div><div>•</div><div>•</div></div><div>H</div></div></div><div><div><div>H</div><div><div>•</div><div>•</div><div>•</div><div>•</div><div>•</div><div>•</div></div><div>S</div><div><div>•</div><div>•</div><div>•</div><div>•</div><div>•</div><div>•</div></div><div>H</div></div></div></div>	<div><div>H</div><div><div>•</div><div>•</div><div>•</div><div>•</div><div>•</div><div>•</div></div><div>O</div><div><div>•</div><div>•</div><div>•</div><div>•</div><div>•</div><div>•</div></div><div>H</div></div> <div><div>H</div><div><div>•</div><div>•</div><div>•</div><div>•</div><div>•</div><div>•</div></div><div>Cl</div><div><div>•</div><div>•</div><div>•</div><div>•</div><div>•</div><div>•</div></div><div>H</div></div>	
<div><div><div>H</div><div><div>↑</div><div>↓</div></div><div>O⁺</div><div><div>↑</div><div>↓</div></div><div>H</div></div></div>	<div><div>S</div><div><div>=</div><div>C</div><div>=</div><div>N</div><div>H</div></div></div>	<div><div>H</div><div><div>↑</div><div>↓</div></div><div>N</div><div><div>↑</div><div>↓</div></div><div>H</div></div>

Exercice 3 :

Géométrie des molécules selon la théorie de Gillespie :

$\text{CO}_2 \Rightarrow \text{AX}_2$	
$\text{BF}_3 \Rightarrow \text{AX}_3$	
$\text{SO}_2 \Rightarrow \text{AX}_2\text{E}_1$	
$\text{HCN} \Rightarrow \text{AX}_2$	
$\text{COCl}_2 \Rightarrow \text{AX}_3$	
$\text{SiH}_4 \Rightarrow \text{AX}_4$	
$\text{AsH}_3 \Rightarrow \text{AX}_3\text{E}_1$	

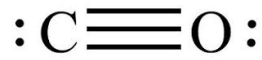
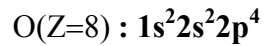
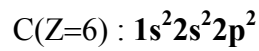
$\text{SCl}_2 \Rightarrow \text{AX}_2\text{E}_2$	$\begin{array}{c} \text{Cl} - \text{S} - \text{Cl} \\ \quad \quad \\ \text{---} \text{---} \text{---} \end{array}$
$\text{CH}_3\text{CN} \Rightarrow \text{C1}:\text{AX}_4, \text{C2}:\text{AX}_2$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{C} \equiv \text{N} : \\ \\ \text{H} \end{array}$
$\text{OF}_2 \Rightarrow \text{AX}_2\text{E}_2$	$\begin{array}{c} \cdot\cdot & \cdot\cdot & \cdot\cdot \\ \cdot\text{F} & - \text{O} & - \text{F}\cdot \\ \cdot\cdot & \cdot\cdot & \cdot\cdot \end{array}$

n+p	Electron Pair Arrangement		Molecular Shape		Examples
2		linear 180°	AX_2	linear	$\text{BeCl}_2, \text{CO}_2$
3		trigonal planar 120°	AX_3 AEX_2	trigonal planar bent	$\text{BCl}_3, \text{CH}_3^+$ $\text{SnCl}_2, \text{NO}_2^-$
4		tetrahedral 109.5°	AX_4 AEX_3 AE_2X_2	tetrahedral pyramidal bent	$\text{CH}_4, \text{PO}_4^{3-}$ $\text{NH}_3, \text{ClO}_3^-$ $\text{H}_2\text{O}, \text{SeF}_2$
5		trigonal bipyramidal 120° & 90°	AX_5 AEX_4 AE_2X_3 AE_3X_2	trig bipyramid "see saw" T-shaped linear	$\text{PF}_5, \text{SeCl}_5^+$ $\text{SF}_4, \text{BrF}_4^+$ $\text{ClF}_3, \text{XeO}_3^{2-}$ $\text{XeF}_2, \text{ICl}_2^-$
6		octahedral 90°	AX_6 AEX_5 AE_2X_4	octahedral square pyramid square planar	$\text{SF}_6, \text{PCl}_6^-$ $\text{BrF}_5, \text{SF}_5^-$ $\text{XeF}_4, \text{IF}_4^-$

(A = central atom, X = terminal atom, E = lone pair)

Exercice 4 :

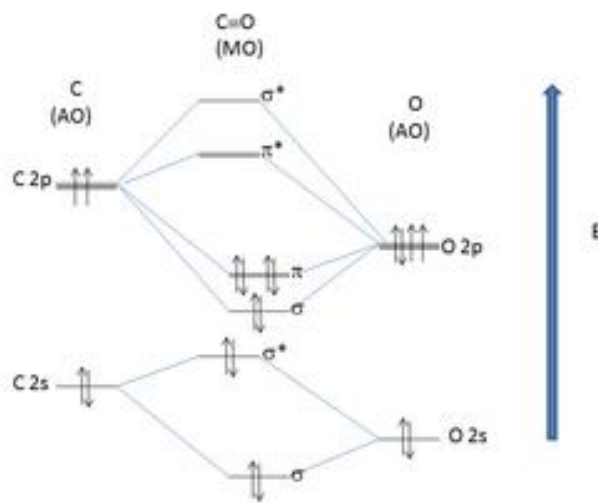
1. Diagramme de Lewis de la molécule CO :



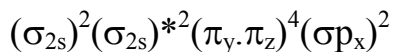
2. Méthode de LCAO

a)

- On ne considère que les orbitales moléculaires obtenues à partir des orbitales atomiques de valence
- Le diagramme moléculaire de CO est dissymétrique, l'oxygène étant plus électronégatif que le carbone \Rightarrow les niveaux d'énergie de même type d'orbitales sont plus bas pour l'oxygène que pour le carbone,
- Le diagramme présente une interaction s-p :



b. Configuration électronique de CO :



La molécule CO est diamagnétique car elle ne possède aucun électron célibataire.

c. L'ordre de liaison est : $I = \frac{n - n^*}{2}$

avec n est le nombre total des électrons liants

n^* est le nombre des électrons antiliants

Pour le CO, l'ordre de liaison est : $I = \frac{8-2}{2} = 3 \rightarrow 3$ liaisons

une liaison $\sigma \rightarrow P_x + P_x$

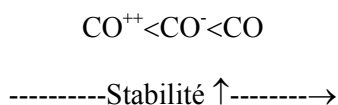
une liaison $\pi \rightarrow P_y + P_y$

une liaison dative $\rightarrow P_z + P_z$

3.

Molécule ou ion moléculaire	Configuration électronique	Indice de liaison
CO	$(\sigma_{2s})^2(\sigma_{2s})^{*2}(\pi_y, \pi_z)^4(\sigma_{p_x})^2$	3
CO^-	$(\sigma_{2s})^2(\sigma_{2s})^{*2}(\pi_y, \pi_z)^4(\sigma_{p_x})^2(\pi_y^*, \pi_z^*)^1$	2,5
CO^{++}	$(\sigma_{2s})^2(\sigma_{2s})^{*2}(\pi_y, \pi_z)^4$	2

L'indice de liaison caractérise la force de la liaison et la stabilité de la molécule, donc la stabilité de la molécule augmente avec l'indice de liaison d'où :

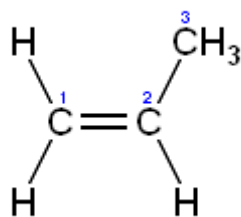


Exercice 5 :

Les formules développées des éthylènes monosubstituées: $\text{C}_2\text{H}_3\text{X}$

► $\text{X} = \text{CH}_3$

Formule développée du Propène :



8 liaisons σ , une seule liaison π , 0 doublet électronique.

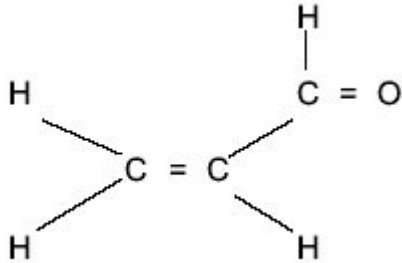
C_1 hybridé en sp^2

C_2 hybridé en sp^2

C_3 hybridé en sp^3

► **X = CHO**

Formule développée de l'acroléine :



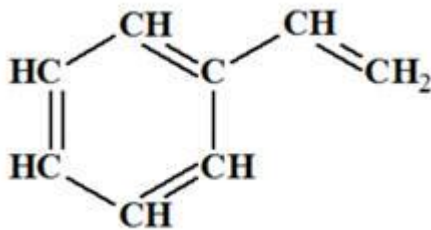
7 liaisons σ , 2 liaisons π , 2 doublets électroniques.

Tous les carbones sont hybridés en sp^2

Oxygène hybridé en sp^2

► **X = C₆H₅**

Formule développée de styrène:



16 liaisons σ , 4 liaisons π , 0 doublet électronique.

Tous les carbones sont hybridés en sp^2