

Série-5- Géométrie de quelques molécules

Savoir le cours

Exercice 1.

Cocher la réponse exacte.

1. Dans une molécule, les atomes sont liés entre eux grâce à des :

- électrons libres ; doublets d'électrons liants ; doublets d'électrons non-liants.

2. Si le doublet d'électrons est partagé entre deux atomes, il forme une :

- liaison chimique ; liaison ionique ; liaison covalente.

3. Si le doublet est porté par un seul atome, il est dit :

- électrons de valence ; doublets d'électrons liants ; doublets d'électrons non-liants.

4. Dans la représentation de Lewis, les liaisons covalentes sont représentées par :

- une flèche ; un trait ; des points

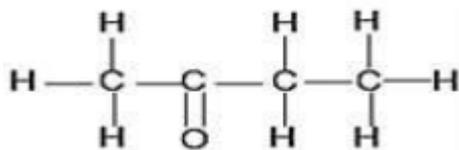
5. Les gaz rares ne participent quasiment pas à des réactions chimiques car ils sont :

- stables ; à l'état gazeux ; à l'état atomique.

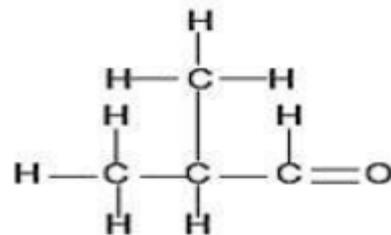
Appliquer et approfondir

Exercice 2.

On considère la formule développées des molécules A et B :



Molécule A



Molécule B

1. Donner les formules brutes de A et B.

2. Que peut-on dire de ces molécules ?

3. Donner leurs formules semi-développées.

Exercice 3.

1. Donner les structures électroniques des atomes d'hydrogène $H(Z = 1)$, et d'oxygène $O(Z = 8)$. Quel est leur nombre d'électrons périphériques ?

2. Combien de liaison(s) chaque atome d'oxygène doit-il engager pour respecter la règle de l'octet ?

3. Trouver la représentation de Lewis de la molécule d'eau oxygénée H_2O_2 .

Exercice 4.

On considère les molécules suivantes :

le chlorométhane CH_3Cl et le trichlorométhane $CHCl_3$.

1. Représenter la formule développée de ces molécules.

2. Représenter en représentation de CRAM ces molécules.

Exercice 5.

Quatre molécules hydrocarbure ont la même formule brute, C_4H_8 et des formules semi-développées différentes.

1. Déterminer les formules semi-développées de ces quatre molécules.

On donne $Z(C) = 6$; $Z(H) = 1$

2. Lorsqu'une molécule a au moins une liaison double, on dit qu'elle est insaturée. Combien y a-t-il d'isomères insaturés répondant à la formule brute C_4H_8 ?

Exercice 6.

1. Ecrire les structures électroniques des atomes suivants : hydrogène ${}_1H$; oxygène ${}_8O$; carbone ${}_6C$; azote ${}_7N$; soufre ${}_{16}S$; fluor ${}_9F$.

2. Ecrire les formules de Lewis des molécules suivantes : HF : Fluor d'hydrogène ; H_2S : sulfure d'hydrogène ; CO_2 : dioxyde de carbone ; CH_4 : méthane ; N_2 : diazote ; C_2H_4O : éthanal.

5. la formule brute C_2H_4O correspond à deux corps sont des isomères, les propriétés différentes résultent d'une organisation différentes des atomes dans les deux molécules.

Ecrire les formules de Lewis correspondant à ces deux isomères.

Exercice 7.

Remplir le tableau suivant.

L'atome	Structure électronique	Nombre d'électrons externe	Nombre de doublets liants	Nombre de doublets non liants
Hydrogène ${}_1\text{H}$				
Carbone ${}_6\text{C}$				
Oxygène ${}_8\text{O}$				
Soufre ${}_{16}\text{S}$				
Chlore ${}_{17}\text{Cl}$				

Exercice 8.

Remplir le tableau suivant.

L'élément chimique	Numéro atomique	Structure électronique de l'atome	L'ion conjugué	Structure électronique de l'ion
O	8			$(\text{K})^2 (\text{L})^8$
Cl	17		Cl^-	
Mg		$(\text{K})^2 (\text{L})^8 (\text{M})^2$	Mg^{2+}	

Exercice 9.

Remplir le tableau suivant.

Formule brute	Structure électronique de chaque atome.	nombre total n_t d'électrons externes de la molécule	Nombre n_L de liaisons covalentes que doit établir l'atome	nombre n_{NL} de paires non liantes de l'atome	Représentation de LEWIS
F_2	${}_9\text{F} :$	$n_t =$	$n_L(\text{F}) =$	$n_{NL}(\text{F}) =$	
H_2S	${}_1\text{H} :$	$n_t =$	$n_L(\text{H}) =$	$n_{NL}(\text{H}) =$	
	${}_{16}\text{S} :$		$n_L(\text{S}) =$	$n_{NL}(\text{S}) =$	
HCl	${}_{17}\text{Cl} :$	$n_t =$	$n_L(\text{Cl}) =$	$n_{NL}(\text{Cl}) =$	
CH_4O	${}_6\text{C} :$	$n_t =$	$n_L(\text{C}) =$	$n_{NL}(\text{C}) =$	
	${}_8\text{O} :$		$n_L(\text{O}) =$	$n_{NL}(\text{O}) =$	

Exercice 10.

Représenter la molécule CF_4 selon la représentation de LEWIS puis selon la représentation de CRAM.