

On utilisera les valeurs d'électronégativité données en cours et on consultera la classification périodique. Dans chacune des structures moléculaires, les atomes non représentés sont des carbone.

Exercices d'application :

Culture en sciences physiques :

Corrigés en TD :

Structures moléculaires

Exercice 1 : Configuration de valence

Déterminer le nombre d'électrons de valence des éléments ainsi que l'élément de la deuxième période de même configuration.

Sr: $Z = 38$; Ge: $Z = 32$; Po: $Z = 84$; Se: $Z = 34$.

Exercice 2 : Représentations de Lewis

1. Donner la représentation de Lewis des espèces chimiques suivantes :

F_2 O_2 N_2 CO_2 CH_4 NH_3 NH_4^+ H_2O H_3O^+ H_2CO BF_3 $AlCl_3$ SF_6 PCl_5

2. (a) Même question pour :

MnO_4^- CrO_3 OsO_4

(b) Quel défaut présente cette représentation pour ces composés métalliques du groupe d ?

Exercice 3 : Composés isoélectroniques, écarts à la règle de Lewis

1. Montrer que les composés N_2 , CO , NO^+ et CN^- sont isoélectroniques, *ie* possèdent le même nombre d'électrons de valence. En écrire des formules de Lewis convenables.

2. Établir les représentations de Lewis des composés covalents suivants et préciser si l'atome central (souligné) respecte la règle de l'octet, s'il est hypervalent ou s'il présente des lacunes électroniques (on se rapportera à la classification périodique pour déterminer les nombres de charge). Le squelette est si nécessaire indiqué entre parenthèses :

BBr_3 ; H_2O_2 (HOOH); $C\text{---}Cl_4$; ICl ; NH_2OH (Nlié à 2H et un OH); ICl_3 ; AlN ; XeF_4 ; $COCl_2$

Exercice 4 : Oxydes d'azote

1. Donner une formule de Lewis satisfaisante du monoxyde d'azote NO. Justifier la facilité de sa dimérisation en N_2O_2 et donner une formule de Lewis satisfaisante du dimère.

2. Donner une formule de Lewis du dioxyde d'azote NO_2 (dans lequel le noyau N est central). Justifier qu'il se dimérise facilement en N_2O_4 dont on donner une formule de Lewis.

Exercice 5 : Géométrie des molécules

1. Déterminer une structure de Lewis des halogénures thionyle : SOX_2 où $X = F; Cl; Br \dots$. Dans ces molécules, l'atome S est central. En déduire leur géométrie et représenter la molécule.

2. L'angle (XSX) dépend en fait de l'halogène. Justifier la variation des valeurs mesurées avec X

F | (FSF) = $92,3^\circ$
Cl | (CISCl) = $96,2^\circ$

Exercice 6 : Moment dipolaire

Le moment dipolaire de CH_3F est de 1,8D. En supposant les molécules rigoureusement tétraédriques, quel serait le moment dipolaire de CHF_3 ?

Exercice 7 : Oxydes de soufre

1. Déterminer les structures électroniques de O et S. Comparer leur électronégativité.

2. Donner une formule de Lewis de H_2S , SO_2 et SO_3 . Prévoir la géométrie de ces molécules et les représenter. Estimer les angles entre les liaisons.

3. Pour chacune de ces molécules, déterminer l'orientation d'un éventuel moment dipolaire et le représenter.

Exercice 8 : Oxacides

Pourquoi un atome de soufre peut-il être hypervalent ?

Un oxacide est un composé comportant le groupement : $\begin{matrix} & O \\ & // \\ S & \\ & \backslash \\ & O-H \end{matrix}$.

Proposer une structure de Lewis sans charge formelle pour chacun des oxacides suivants :

sulfurique : H_2SO_4 , dioxacide,

dithionique : $H_2S_2O_6$, dioxacide, chaîne HO – S – S – OH

thiosulfurique : $H_2S_2O_3$ chaîne H – S – S – OH,

disulfurique : $H_2S_2O_7$ dioxacide, chaîne HO – S – O – S – OH

péroxodisulfurique : $H_2S_2O_8$ dioxacide, chaîne HO – S – O – O – S – OH.

Exercice 9 : Charges partielles

1. Déterminer les structures de Lewis de HI et de HF. Déterminer le sens de leur moment dipolaire.

2. Les distances entre les deux atomes sont $d_{HI} = 162 \text{ pm}$ et $d_{HF} = 91,8 \text{ pm}$, et leurs moments dipolaires sont $p_{HI} = 0,38 \text{ D}$ et $p_{HF} = 1,98 \text{ D}$. Déterminer les charges partielles portées par chaque atome.

3. Interpréter les différences entre les deux molécules.

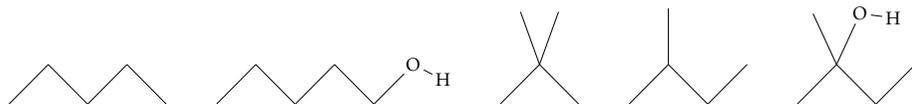
Interactions moléculaires

Exercice 10 : Température d'ébullition des gaz nobles

Les températures d'ébullition des gaz nobles Ne; Ar; Kr; Xe sont (dans le désordre) 120 K; 87 K; 165 K; 273 K. Attribuer, en la justifiant, chaque température à son gaz.

Exercice 11 : Évolution des interactions moléculaires

1. Déterminer, pour chacune des molécules suivantes, si elle est polaire, protique.

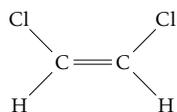


2. Quelles sont les interactions intermoléculaires susceptibles d'intervenir pour chacune de ces espèces ?

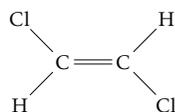
3. En déduire un classement de ces cinq espèces chimiques par ordre de température d'ébullition croissante.

Exercice 12

On considère les isomères *Z* et *E* du dichloroéthène représentés ci-dessous.



(a) isomère *Z*.



(b) isomère *E*.

1. Comment se comparent les intensités des interactions de London entre les isomères *Z* d'une part et les isomères *E* d'autre part ?

2. Ces molécules sont-elles polaires, protiques ?

3. Justifier la différence entre leurs températures d'ébullition : $T_{eb}(Z) = 60^\circ\text{C}$ et $T_{eb}(E) = 40^\circ\text{C}$.

Exercice 13 : Comparaison des alcools et des éthers

Comparer et expliquer l'évolution des propriétés des alcools et des éthers suivants :

Molécule	Structure	T_{vap} sous 1 atm	Solubilité dans l'eau
Éthanol		78°C	infinie
Méthoxyméthane		-24°C	très soluble
Hexan-1-ol		157°C	peu soluble
1-Propoxypropane		90°C	très peu soluble