

### Exercice 1. Composés du fluor (4 points)

On considère les composés fluorés suivants :  $\text{OF}_2$ ,  $\text{ClF}_3$ ,  $\text{XeF}_4$  et  $\text{SF}_6$  (numéro atomique du Xénon :  $Z = 54$ ). Pour chacune de ces molécules :

- 1) Ecrire la structure de Lewis.
- 2) Donner la structure de l'environnement électronique de l'atome central en utilisant la nomenclature VSEPR.
- 3) Schématiser la figure de répulsion.
- 4) Donner la géométrie de la molécule et la valeur théorique des angles de liaison.
- 5) Indiquer l'état d'hybridation de l'atome central.

### Exercice 2. Acide cyanhydrique (5 points)

On considère la molécule d'acide cyanhydrique H-CN.

- 1) Etablir la structure de Lewis de la molécule.
- 2) Donner la structure de l'environnement électronique des atomes de carbone et d'azote dans la nomenclature VSEPR. En déduire la géométrie de la molécule.
- 3) Donner l'état d'hybridation des atomes de carbone et d'azote.
- 4) Proposer un schéma des liaisons en utilisant le formalisme des cases quantiques. Distinguer sur le schéma les liaisons de type  $\sigma$  et de type  $\pi$ .
- 5) Représenter schématiquement les orbitales atomiques hybrides et les orbitales non hybridées.

### Exercice 3. Acides nitreux et nitrique (4 points)

On considère l'acide nitrique  $\text{HNO}_3$  et l'acide nitreux  $\text{HNO}_2$ . Dans les deux molécules, l'atome d'hydrogène est lié à un atome d'oxygène.

- 1) Schématiser les structures de Lewis des deux acides en faisant apparaître si besoin les doublets

non liants, les charges formelles et les différentes formes mésomères.

2) Quel est l'état d'hybridation de l'atome N dans les deux acides ?

3) On considère la réaction-base : Acide  $\rightarrow$  Base +  $H^+$ . Schématiser les structures de Lewis des bases associées aux acides nitrique et nitreux.

4) Les longueurs des liaisons N–O sont légèrement plus longues dans l'anion  $NO_3^-$  que dans l'anion  $NO_2^-$ . Proposer une explication.

#### Exercice 4 : Acide hypofluoreux (4 points)

On considère la molécule d'acide hypofluoreux HOF, dans laquelle l'oxygène est l'atome central.

1) Schématiser la structure de Lewis de cet acide.

2) Schématiser sa figure de répulsion et donner la valeur de l'angle de liaison théorique.

3) La valeur mesurée de l'angle de liaison ( $\alpha$ ) est égale à  $103,9^\circ$ . Expliquer la différence avec l'angle de liaison théorique.

4) Le moment dipolaire de la liaison O-H ( $\mu_{OH}$ ) est égal à 1,41 D, et celui de la liaison O-F ( $\mu_{OF}$ ) est égal à 0,88 D. Reporter sur un schéma à l'échelle les vecteurs  $\vec{\mu}_{OH}$  et  $\vec{\mu}_{OF}$ , ainsi que le dipôle total de la molécule HOF ( $\vec{\mu}_{TOT}$ ).

5) Exprimer  $\mu_{TOT}$  en fonction de  $\mu_{OH}$ , de  $\mu_{OF}$  et de l'angle de liaison  $\alpha$ .

6) Calculer sa valeur.

#### Exercice 5. Barrière de rotation dans l'éthane et l'éthylène (3 points)

1) L'énergie nécessaire pour tourner autour de la liaison carbone-carbone dans la molécule d'éthane ( $C_2H_6$ ) est de 12 kJ/mol. Celle requise pour tourner autour de la liaison carbone-carbone dans la molécule d'éthylène ( $C_2H_4$ ) est de 270 kJ/mol. Expliquez la valeur très élevée de l'énergie dans la molécule d'éthylène.

2) Sachant que l'énergie thermique caractéristique pour une molécule individuelle est donnée par la quantité  $k_B T$  où  $k_B$  est la constante de Boltzmann ( $k_B = 1,381 \cdot 10^{-23} \text{ m}^2 \text{ kg s}^{-2} \text{ K}^{-1}$ ), à quelle température faudrait-il porter une molécule d'éthylène pour provoquer cette rotation ? Cette température est-elle réaliste ?

3) En pratique on provoque la rotation par une excitation optique. Quelle serait la longueur d'onde des photons (en nm), nécessaire pour provoquer cette rotation ?

## GRANDEURS PHYSIQUES (Unités du Système International ou dérivées)

Grandeur	Symbol	Valeur	Unité
vitesse de la lumière	$c$	$2,9979.10^8$	$m.s^{-1}$
permittivité du vide	$\epsilon_0$	$8,8542.10^{-12}$	$F.m^{-1} (= m^{-3}.kg^{-1}.s^4.A^2)$
constante de Planck	$h$	$6,6261.10^{-34}$	J.s
charge élémentaire	$e$	$1,6022.10^{-19}$	C (= s.A)
masse de l'électron	$m_e$	$9,1094.10^{-31}$	kg
masse du proton	$m_p$	$1,6726.10^{-27}$	kg
rayon de Bohr	$a_0$	$0,5292.10^{-10}$	m
constante de Rydberg	$R_H$	$1,0974.10^7$	$m^{-1}$
constante d'Avogadro	$N_A$	$6,0221.10^{23}$	$mol^{-1}$
constante de Faraday	F	96485	$C.mol^{-1}$
constante des gaz parfaits	R	8,3145	$J.mol^{-1}.K^{-1}$

## UNITÉS DU SYSTÈME INTERNATIONAL

Grandeur	[Symbol]	Unité	Nom
longueur	[L]	m	mètre
masse	[M]	kg	kilogramme
temps	[T]	s	seconde
température	[Θ]	K	Kelvin
intensité électrique	[I]	A	Ampère
quantité de matière	[N]	mol	mole
intensité lumineuse	[J]	candela	cd

## PRINCIPALES UNITÉS DÉRIVÉES

Grandeur	Unité	Nom	Correspondance
force	N	Newton	$1 N = 1 kg.m.s^{-2}$
énergie	J	Joule	$1 J = 1 N.m$
	cal	calorie	$1 cal = 4,184 J$
	eV	electron-Volt	$1 eV = 1,6022.10^{-19} J$
pression	Pa	Pascal	$1 Pa = 1 N.m^{-2}$
	atm	atmosphère	$1 atm = 1,013.10^5 Pa$
	bar	bar	$1 bar = 10^5 Pa$
	mmHg	mm de mercure	$760 mmHg = 1 atm$
charge électrique	C	Coulomb	$1 C = 1 A.s$
	F	Faraday	$1 F = 96485 C.mol^{-1}$
potentiel électrique	V	Volt	$1 V = 1 N.m.C^{-1}$
capacité électrique	F	Farad	$1 F = 1 C.V^{-1}$
moment dipolaire	D	Debye	$1 D = 3,335.10^{-30} C.m$
volume	l	litre	$1 L = 10^{-3} m^3$
température	°C	degré Celsius	$T [°C] = (T[K] - 273.15)$