

Exercice 1. Hydrogénoïde de l'hélium (5 pt)

On considère l'ion hydrogénoïde de l'hélium constitué d'un noyau fixe ($Z = 2$) et d'un électron de masse m se déplaçant sur une orbite circulaire de rayon r avec une vitesse v constante. L'énergie cinétique de l'électron est donnée par l'expression ci-dessous.

$$E_c = \frac{1}{2}mv^2 = \frac{1}{8\pi\epsilon_0} \times \frac{Ze^2}{r}$$

1) Le quantité de mouvement de l'électron $p = mv$ est égale à $1,328 \cdot 10^{-24} \text{ kg m s}^{-1}$. Donner l'expression de l'énergie cinétique E_c en fonction de p et calculer sa valeur. **1 pt**

$$E_c = \frac{p^2}{2m} = 9,680 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

2) En déduire le rayon r de l'orbite sur laquelle circule l'électron. **1 pt**

$$r = \frac{1}{8\pi\epsilon_0} \times \frac{Ze^2}{E_c} = 2,383 \cdot 10^{-10} \text{ m} = 2,383 \text{ \AA}$$

3) D'après le théorème du viriel, l'énergie cinétique E_c d'un système en équilibre dynamique est égale à l'opposé de la moitié de l'énergie potentielle E_p . Utiliser ce théorème pour calculer la valeur de l'énergie potentielle E_p de l'électron. **0,5 pt**

$$E_p = -2E_c = -1,936 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

4) En déduire la valeur de l'énergie totale de l'électron E_T (en eV). **0,5 pt**

$$E_T = E_c + E_p = -E_c = -9,680 \cdot 10^{-19} \text{ J} = -6,042 \text{ eV}$$

5) Dans le modèle de Bohr, à quelle orbite n cette énergie totale correspond-elle ? **1 pt**

$$E_T = -13,6 \frac{Z^2}{n^2}$$

d'où $n = 3$.

6) Calculer la longueur d'onde de l'irradiation lumineuse permettant à l'électron d'atteindre cette orbite à partir de son état fondamental. **1 pt**

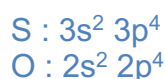
$$\frac{hc}{\lambda} = E_3 - E_1 = 7,748 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

$$\text{d'où } \lambda = 2,564 \cdot 10^{-8} \text{ m.}$$

Exercice 2. Les oxydes de soufre (6 pt)

Les oxydes de soufre sont les différents types de composés contenant du soufre et de l'oxygène, et dont la structure suit la formule générale S_xO_y . On recense treize oxydes de soufre parmi lesquels SO, SO₂ et SO₃.

1) Donner la configuration électronique de valence des atomes de soufre et d'oxygène. **0,5 pt**



2) Définir la notion d'hypervalence. Lequel de ces deux éléments peut-il être en situation d'hypervalence ? Pourquoi ? **1 pt**

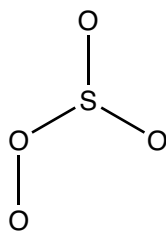
Au sein d'une molécule, un atome hypervalent est un atome qui, en ayant plus de huit électrons autour de lui, ne respecte pas la règle de l'octet. Le soufre peut se trouver en situation d'hypervalence car il possède des orbitales de type d sur sa couche de valence, qui lui permettent d'accueillir plus de 8 électrons. L'oxygène ne possède que 4 orbitales de valence, et ne peut donc en aucun cas accueillir plus de 8 électrons.

3) Déterminer, pour chacune des molécules de SO, SO₂ et SO₃ : **3 pts (-0,25 par erreur)**

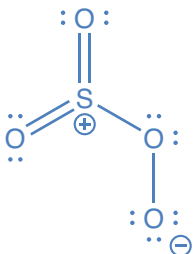
- la structure de Lewis.
- la structure électronique du soufre dans la nomenclature VSEPR.
- la figure de répulsion.
- la géométrie de la molécule.
- l'état d'hybridation de l'atome de soufre.
- le degré d'oxydation de l'atome de soufre.

	SO	SO ₂	SO ₃
Lewis	$\ddot{\text{S}}=\ddot{\text{O}}$	$\ddot{\text{O}}=\ddot{\text{S}}=\ddot{\text{O}}$	$\begin{array}{c} \text{:O:} \\ \text{=} \\ \text{S} \\ \text{=} \\ \text{:O:} \end{array}$
VSEPR	AXE ₂	AX ₂ E	AX ₃
Figure de répulsion	Triangle	Triangle	Triangle
Géométrie	Linéaire	Coudée	Triangle
Hybridation de S	sp ²	sp ²	sp ²
Oxydation de S	+II	+IV	+VI

4) Le tétr oxyde de soufre SO_4 , dont la topologie moléculaire est schématisée ci-dessous, fait également partie des oxydes de soufre :



a) Compléter la structure de Lewis de cette molécule en y ajoutant les liaisons, paires électroniques non liantes et (le cas échéant) les charges formelles non représentées. **1 pt**



b) Donner le degré d'oxydation de l'atome de soufre. **0,5 pt**

Le DO des oxygènes liés au soufre est égal à -II. L'oxygène terminal étant lié à un autre oxygène, son DO est égal à 0, car il n'y a pas de différence d'électronégativité. Le DO du soufre est donc égal à +VI.

Exercice 3. Molécule de type AX_3E_2 (5 pt)

1) Quelle est la figure de répulsion associée à une molécule de type AX_3E_2 ?

Bipyramide trigonale. **0,5 pt**

2) En considérant que les doublets non liants peuvent occuper une position axiale ou équatoriale, schématiser les différentes figures de répulsion possibles. **1,5 pt**

<p>1 – les deux doublets non liants occupent des positions équatoriales</p>	<p>2 – un doublet non liant est en position axiale, l'autre en position équatoriale</p>	<p>3 – les deux doublets non liants occupent les positions axiales</p>

3) Indiquer laquelle des figures de répulsion proposées à la question précédente est la plus stable, en justifiant votre réponse. **1 pt**

La structure 1 est la plus stable. Les doublets non liants étant plus répulsifs que les liaisons covalentes, les positionner en équatorial permet de minimiser le nombre d'angles à 90° (maximiser le nombre d'angles à 120°) formés avec les autres doublets électroniques, et donc de minimiser l'énergie de répulsion électronique.

4) En déduire la géométrie d'une molécule de ce type. **0,5 pt**

Une molécule de type AX_3E_2 adopte donc une géométrie en forme de T.

5) Indiquer l'hybridation de l'atome central. **0,5 pt**

sp^3d

6) Donner un exemple d'une molécule de ce type. **1 pt**

Pour former 3 liaisons et comporter 2 doublets non liants, l'atome central A doit avoir 7 électrons de valence. Il s'agit donc d'un halogène, mais pas du fluor car ce dernier ne peut pas être hybridé sp^3d car il ne possède pas d'orbitales d sur sa couche de valence. Il peut s'agir par exemple du chlore, dans la molécule ClH_3 .

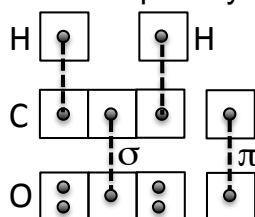
Exercice 4. Liaisons covalentes dans la molécule de formaldéhyde (4 pt)

On considère la molécule de formaldéhyde (H_2CO).

1) Quel est l'état d'hybridation des atomes C et O dans cette molécule ? **1 pt**

L'état d'hybridation des atomes C et O est sp^2

2) Schématiser la formation des liaisons σ et π à l'aide du formalisme des cases quantiques, en indiquant les orbitales atomiques hybridées et non hybridées. **1,5 pt**



3) Représenter schématiquement les orbitales atomiques hybridées et non hybridées participant à l'établissement des liaisons de type σ et π . **1,5 pt**

