

### Exercice 1. Orbitales atomiques (2,5 points)

- 1) Dans quel cas dit-on que des orbitales atomiques sont *dégénérées* ? Combien y a-t-il d'orbitales atomiques dégénérées dans une couche électronique  $n$  de l'atome d'hydrogène ?
- 2) Schématiser les orbitales atomiques  $1s$  et  $2p_z$  dans le repère  $xOz$ .
- 3) Donner l'orbitale atomique associée aux nombres quantiques suivants :  
 $n = 3, l = 1$  et  $m = 0$  ?  
 $n = 5, l = 2$  et  $m = -1$  ?
- 4) Combien existe-t-il d'orbitales de type  $d$  au sein d'une même couche ? d'orbitales de type  $f$  ?
- 5) Quel est le nombre maximal d'électrons que peut accueillir la couche  $n = 4$  ?
- 6) Comment appelle-t-on les éléments dont la sous-couche  $d$  n'est pas complètement occupée par des électrons ?

### Exercice 2. Classification périodique et propriétés des éléments (4 points)

On considère les trois éléments suivants de la 4<sup>ème</sup> période de la classification périodique :

Ca ( $Z = 20$ ), Cr ( $Z = 24$ ) et Br ( $Z = 35$ ).

- 1) Ecrire la configuration électronique *complète* de chacun de ces éléments.
- 2) A quelle famille chimique appartiennent-ils ?
- 3) Classer ces éléments par ordre de rayon atomique croissant, en justifiant votre réponse.
- 4) Définir la notion d'électronégativité. Quel est l'élément le plus électronégatif de la série ? Quel est le plus électropositif ?
- 5) Quels types d'ions auront tendance à former préférentiellement les deux éléments identifiés à la question précédente ?

### Exercice 3. Configuration électronique du Fer (2 points)

- 1) Ecrire la configuration électronique complète de l'atome de Fer ( $Z = 26$ ).
- 2) Schématiser la configuration électronique de la couche de valence en utilisant le formalisme des cases quantiques.
- 3) Combiné à l'oxygène, le Fer peut former l'oxyde ferreux de formule brute  $FeO$ , et l'oxyde ferrique de formule brute  $Fe_2O_3$ . Donner le degré d'oxydation du Fer dans chacune de ces molécules.
- 4) Ecrire la configuration électronique de valence correspondant à ces deux ions.

#### Exercice 4. Fluorures de soufre (3 points)

On considère la série de dérivés soufrés SF<sub>2</sub>, SF<sub>4</sub> et SF<sub>6</sub>. Pour chacune de ces molécules :

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

#### Exercice 5. Composés de l'oxygène (3,5 points)

On considère les molécules de dioxygène O<sub>2</sub>, d'ozone O<sub>3</sub> et de peroxyde d'hydrogène HOOH.

- 1) Ecrire la formule de Lewis de chacune de ces molécules en faisant apparaître plusieurs formes de résonance si nécessaire.
- 2) Les longueurs des liaisons O-O dans ces molécules sont données ci-dessous. Donner une interprétation de leur différence.

Molécule	O <sub>2</sub>	O <sub>3</sub>	HOOH
Distance O-O (Å)	1,08	1,16	1,31

- 3) Le modèle de Lewis donne-t-il une représentation réaliste de la molécule O<sub>2</sub> ? pourquoi ?

#### Exercice 6. Orbitales hybrides (5 points)

On considère les molécules de nitroxyle HNO et d'oxoborane HBO.

- 1) Ecrire la structure de Lewis de ces deux molécules.
- 2) En utilisant la nomenclature VSEPR, donner la structure de l'environnement électronique des atomes d'azote et de bore.
- 3) Donner l'état d'hybridation de N et O dans HNO, et de B et O dans HBO.
- 4) Pour les deux molécules, représenter schématiquement les orbitales atomiques hybrides et les orbitales non hybridées. Distinguer sur le schéma les liaisons de type  $\sigma$  et de type  $\pi$ .
- 5) Donner un schéma équivalent de la formation des liaisons dans ces deux molécules en utilisant le formalisme des cases quantiques.