

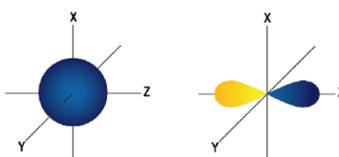
### Exercice 1. Orbitales atomiques (2,5 points)

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 ?

Dégénérées = de même énergie

Couche  $n$  de H :  $n^2$  OA dégénérées

2) Schématiser les orbitales atomiques  $1s$  et  $2p_z$  dans le repère  $xOz$ .



3) Donner l'orbitale atomique associée aux nombres quantiques suivants :

$$n = 3, l = 1 \text{ et } m = 0 ? \rightarrow 3p$$

$$n = 5, l = 2 \text{ et } m = -1 ? \rightarrow 5d$$

4) Combien existe-t-il d'orbitales de type  $d$  au sein d'une même couche ? d'orbitales de type  $f$  ?

5 OA  $d$

7 OA  $f$

5) Quel est le nombre maximal d'électrons que peut accueillir la couche  $n = 4$  ?

32 électrons

6) Comment appelle-t-on les éléments dont la sous-couche  $d$  n'est pas complètement occupée par des électrons ?

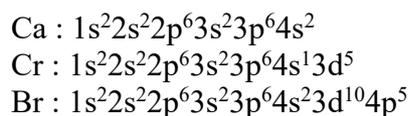
Éléments ou métaux de transition

### 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 :

$$\text{Ca} (Z = 20), \text{Cr} (Z = 24) \text{ et } \text{Br} (Z = 35).$$

1) Ecrire la configuration électronique *complète* de chacun de ces éléments.



2) A quelle famille chimique appartiennent-ils ?

Ca : alcalino-terreux  
 Cr : métal de transition  
 Br : halogène

3) Classer ces éléments par ordre de rayon atomique croissant, en justifiant votre réponse.

Br < Cr < Ca

De gauche à droite le long d'une période, le rayon de covalence  $r$  diminue car la charge nucléaire  $Z$  augmente et entraîne une contraction du nuage électronique.

4) Définir la notion d'électronégativité. Quel est l'élément le plus électronégatif de la série ?  
 Quel est le plus électropositif ?

L'électronégativité d'un atome est une grandeur physique qui caractérise sa capacité à attirer les électrons lors de la formation d'une liaison chimique avec un autre élément.

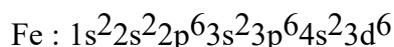
L'électronégativité augmente de gauche à droite le long d'une période. Donc l'élément le plus électronégatif est Br, le plus électropositif est Ca.

5) Quels types d'ions auront tendance à former préférentiellement les deux éléments identifiés à la question précédente ?

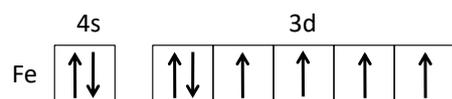
Ca  $\rightarrow$   $Ca^{2+}$   
 Br  $\rightarrow$   $Br^-$

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

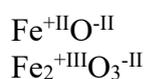
1) Ecrire la configuration électronique complète de l'atome de Fer ( $Z = 26$ ).



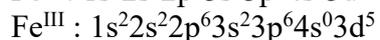
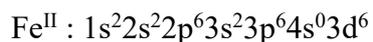
2) Schématiser la configuration électronique de la couche de valence en utilisant le formalisme des cases quantiques.



3) Combiné à l'oxygène, le Fer peut former l'oxyde ferreux de formule brute FeO, et l'oxyde ferrique de formule brute Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>. 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.

SF <sub>2</sub>	SF <sub>4</sub>	SF <sub>6</sub>
AX <sub>2</sub> E <sub>2</sub>	AX <sub>4</sub> E	AX <sub>6</sub>
Tétraèdre $\alpha = 109,5^\circ$	Bipyramide à base trigonale $\alpha = 90^\circ, \beta = 120^\circ$	Octaèdre $\alpha = 90^\circ$
Hybridation de S = sp <sup>3</sup>	Hybridation de S = sp <sup>3</sup> d	Hybridation de S = sp <sup>3</sup> d <sup>2</sup>

#### 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.

O <sub>2</sub>	O <sub>3</sub>	HOOH

- 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

La liaison O-O est une liaison simple dans HOOH, et double dans O<sub>2</sub>. La molécule O<sub>3</sub>, la liaison O-O a un caractère intermédiaire entre liaison simple et liaison double, du fait de l'existence de deux formes mésomères.

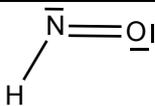
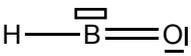
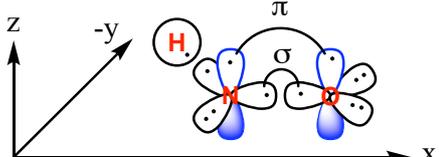
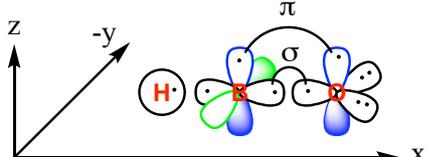
3) Le modèle de Lewis donne-t-il une représentation réaliste de la molécule O<sub>2</sub> ? pourquoi ?

Le modèle de Lewis ne donne pas une représentation réaliste de la molécule O<sub>2</sub>, car O<sub>2</sub> est en réalité un composé diradicalaire.

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

On considère les molécules de nitroxyde 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) En déduire l'état d'hybridation de ces deux atomes.
- 4) Pour les deux molécules, représenter schématiquement les orbitales atomiques hybridées 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.

HNO	HBO
	
AX <sub>2</sub> E	AX <sub>2</sub>
sp <sup>2</sup>	sp
 <p>orbitales en noir : dans le plan xOy orbitales en bleu : parallèles à Oz</p>	 <p>orbitales en noir : dans le plan xOy orbitales en bleu : parallèles à Oz orbitale en vert : parallèle à Oy</p>
