

Constitution et cohésion de la matière – Chapitre 1 : Modélisation quantique de l'atome



Exercices d'application

1 Constitution de noyaux et d'atomes

1. Le tableau ci-dessous regroupe la composition de différents noyaux. Etablir l'écriture conventionnelle A_ZX

Nom (symbole)	Nombre de protons	Nombres de neutrons
Bore (B)	5	11
Potassium (K)	19	39
Radium (Ra)	88	226

2. Donner la composition des atomes suivants : ${}^{16}_8\text{O}$, ${}^{55}_{25}\text{Mn}$, ${}^{153}_{63}\text{Eu}$
3. Donner la composition des ions suivants : Mn^{2+} et Cl^- issus des atomes suivants : ${}^{55}_{25}\text{Mn}$, ${}^{35}_{17}\text{Cl}$. Rappeler le nom que l'on donne aux ions positifs et aux ions négatifs.

2 Analyse du spectre de raie de l'atome d'hydrogène

On donne l'expression des niveaux d'énergie possibles pour l'électron de l'atome d'hydrogène : $E_n = -13,6 \text{ eV}/n^2$, avec n un entier pouvant prendre les valeurs de 1 à l'infini.

1. Représenter sur un diagramme énergétique les différents niveaux d'énergie possible pour l'électron de l'atome d'hydrogène. On s'attachera à respecter une échelle et à indiquer les valeurs des énergies des quatre premiers niveaux et du dernier.

Dans le spectre d'émission de l'atome d'hydrogène, les raies apparaissent par groupes, portant le nom du physicien qui les a découvertes (Lyman, Balmer, Paschen). Une série de raies est interprétée comme la manifestation de désexcitations, ayant toutes en commun le retour vers un niveau d'énergie E_n donné. Ainsi les désexcitations vers le niveau fondamental $n = 1$ constituent la série de Lyman et celles vers le niveau fondamental $n = 2$ la série de Balmer.

2. Calculer les longueurs d'onde des trois premières raies et de la dernière de chacune de ces séries. Représenter les transitions électroniques correspondantes sur le diagramme des niveaux d'énergie électroniques.
3. Dans quel domaine du spectre électromagnétique se situent ces longueurs d'onde ?

Données : constante de Planck $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$, célérité de la lumière dans le vide $c = 3,00 \times 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$, conversion $1 \text{ eV} = 1,60 \times 10^{-19} \text{ J}$.

3 Configurations électroniques de différents atomes

1. Atome d'oxygène ($Z = 8$)

On donne différentes configurations électroniques, indiquer celles qui ne peuvent pas correspondre à l'atome d'oxygène ou qui sont interdites, celles qui correspondent à un état excité de l'atome d'oxygène et celle qui correspond à l'état fondamental.

- 1.1. $(1s)^1(2s)^1(2p)^6$ 1.4. $(1s)^2(2s)^4(2p)^2$
 1.2. $(1s)^2(2s)^2(2p)^4$ 1.5. $(1s)^2(2s)^2(2p)^2(3s)^2$
 1.3. $(1s)^2(2s)^2(2p)^6$

2. Divers atomes

- 2.1. Donner la configuration électronique des atomes suivants : ${}^7_3\text{Li}$, ${}^{12}_6\text{C}$, ${}^{14}_7\text{N}$, ${}^{20}_{10}\text{Ne}$, ${}^{24}_{12}\text{Mg}$, ${}^{26}_{13}\text{Al}$, ${}^{35}_{17}\text{Cl}$, ${}^{56}_{26}\text{Fe}$
- 2.2. Dans le cas du Lithium, du Magnésium et du Chlore, indiquer quel ion peut se former facilement et donner sa configuration électronique.
- 2.3. Le néon a-t-il tendance à former un ion facilement ?

4 Energie d'ionisation

1. Atome d'hydrogène ($Z = 1$)

On reprend l'expression de l'exercice 1 des niveaux d'énergie possibles pour l'électron d'hydrogène : $E_n = -13,6 \text{ eV}/n^2$, avec n un entier pouvant prendre les valeurs de 1 à l'infini.

Que vaut l'énergie de première ionisation de l'atome d'hydrogène ?

2. Atome de sodium ${}_{11}\text{Na}$

- 2.1. Donner la configuration électronique de l'atome de sodium ${}_{11}\text{Na}$.

On donne, pour l'atome de sodium $E(2p) = -3670 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, $E(3s) = -496 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, $E(3p) = -293 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. L'origine de l'énergie d'un électron est prise quand l'électron n'est plus soumis à l'attraction du noyau.

- 2.2. Déterminer l'énergie de première ionisation. Donner le résultat molaire, puis le résultat atomique exprimé en électron-volt.

Données : $1 \text{ eV} = 1,6 \times 10^{-19} \text{ J}$; constante d'Avogadro $N_A = 6,023 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

5 Analyse de la classification périodique

Répondre aux questions sans regarder la classification périodique.

1. Autour du soufre

Le numéro atomique du soufre est $Z = 16$.

- 1.1. Déterminer la configuration électronique de l'atome de soufre.
- 1.2. Ses électrons de valence sont tous ceux de la dernière couche électronique. En déduire sa position dans le tableau périodique (numéro de ligne, numéro de colonne).
- 1.3. Représenter la configuration électronique de l'ion sulfure S^{2-} . Que peut-on remarquer ?
- 1.4. Écrire la configuration électronique de valence de l'élément X situé juste en dessous du soufre dans la classification périodique. Comparer l'électronégativité et la polarisabilité de l'atome de soufre et de l'atome X.
- 1.5. Écrire la configuration électronique de l'élément Y situé dans la même ligne que l'élément soufre mais dans la 1^{ère} colonne de la classification périodique. Quel est son numéro atomique ? Comparer l'électronégativité et la polarisabilité de l'atome de soufre et de l'atome Y.

2. Gaz noble

L'argon Ar est le gaz noble de la troisième période. Donner sa configuration électronique. Quelle la particularité en terme de propriétés chimiques des gaz noble ? Pourquoi ?

3. Quatrième période

- 3.1. Le potassium K est le premier élément de la quatrième période. Quelle nouvelle orbitale atomique est ainsi nouvellement occupée par rapport à l'argon ?
- 3.2. Le cobalt Co est le septième élément du bloc *d* de la quatrième période. Donner sa configuration électronique de valence.
- 3.3. Le brome Br est l'halogène de la quatrième période. Donner sa configuration électronique de valence.