Exercices 4

Exercice 4.1

Quel est la fréquence d'un photon émis pendant la transition d'un électron de la couche n = 5 à la couche n = 4 de l'atome d'hydrogène ?

Solution :

$$E_{photon} = -\Delta E = E_5 - E_4 = E_0\left(\frac{1}{n_4^{\ 2}} - \frac{1}{n_5^{\ 2}}\right)$$

$E_{photon} = E_0 \bullet \left(\frac{1}{16} - \frac{1}{25}\right) = \frac{9E_0}{400} \cong 4.90 \cdot 10^{-20}$ J, with $E_0 = 13.6$ eV

Avec la formule $E = h\nu$, on calcule $\nu \cong \frac{4.90 \cdot 10^{-20}}{6.626 \cdot 10^{-34}}$ Hz $\cong 7.40 \cdot 10^{13}$ Hz

Exercice 4.2

Calcule la longueur d'onde et indique la couleur de la deuxième raie spectrale de la série de Balmer ($n_1 = 2$)

Solution :

La série de Balmer correspond aux transitions d'états de hautes énergies vers l'état éxcité the n = 2 pour l'hydrogène. En utilisant l'équation on trouve:

$E_{photon} = E_4 - E_2 = E_0\left(\frac{1}{4} - \frac{1}{16}\right) = \frac{3E_0}{16} \cong 4.09 \cdot 10^{-19}$ J.

Avec $E = h\nu$, on a $\nu \cong \frac{4.09 \cdot 10^{-19}}{6.626 \cdot 10^{-34}}$ Hz $\cong 6.17 \cdot 10^{14}$ Hz.

En utilisant la relation $c = \lambda\nu$, $\lambda \cong \frac{3.00 \cdot 10^{8}}{6.17 \cdot 10^{14}}$ m ≅ 486 nm. Cette raie spectrale est bleue.

Exercice 4.3

Quel est la transition de l'atome d'hydrogène qui génère une lumière rouge de longueur d'onde de 656.3 nm ? (Rydberg constant : $R = 3.290 \bullet 10^{15}$ Hz)

Solution :

En utilisant la formule de Rydberg $\nu = \frac{c}{\lambda} = R\left(\frac{1}{n_1^{\ 2}} - \frac{1}{n_2^{\ 2}}\right) = R \cdot x$, on trouve que

$$x = \frac{c}{R\lambda} = \frac{2.998 \cdot 10^{8}}{3.290 \cdot 10^{15} \cdot 656.3 \cdot 10^{-9}} = 0.139$$

Pour calculer n_2, on transforme x :

$$x = \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \Rightarrow n_2 = \sqrt{\frac{1}{\frac{1}{n_1^2} - x}}$$

Le nombre sous la racine doit être positif, on a donc que $\frac{1}{n_1^2} - x \geq 0 \Leftrightarrow \frac{1}{n_1^2} \geq 0.139$.

Comme n_1 doit être un entier, on peut vérifier que $n_1 = \{1, 2\}$.

A partir d'ici, on peut voir que les transitions vers l'état $n_1 = 1$ font partie de la série de Lyman, qui émettent dans les UV et non une radiation visible. On a donc que $n_1 = 2$ et on peut calculer n_2 grâce à la formule.

On peut aussi tester les 2 possibilités de n_1 pour calculer n_2 (with $x = 0.139$). Avec $n_1 = 1$, on trouve $n_2 \cong 1.08$, qui n'est pas un entier. D'autre part pour $n_1 = 2$, on trouve que $n_2 \cong 3.0015$ ce qui équivaut à $n_2 = 3$.

La lumière rouge émise par l'atome d'hydrogène correspond à la transition électronique de la couche 3 vers la couche 2.

Exercice 4.4

Quelle sous-couche a 5 orbitales ? Combien d'orbitales composent une sous-couche l ?

Solution :

Il s'agit de la sous-couche d, qui a $l = 2$, et a 5 orbitales $m_l = (-2, -1, 0, 1, 2)$. Une sous-couche l est composé de $2l + 1$ orbitales.

Exercice 4.5

Donne les 4 nombres quantiques de l'électron de l'atome d'hydrogène dans son état fondamental.

Solution :

Comme l'électron a 2 états de spin possibles, les 4 nombres quantiques peuvent être :

$n = 1, l = 0, m_l = 0, m_s = 1/2$ or $n = 1, l = 0, m_l = 0, m_s = -1/2$.

Exercice 4.6

Combien de plan nodal a l'orbitale d'un électron défini par les nombres quantiques $(n, l, m_l, m_s) = (4, 2, -1, 1/2)$

Combien de plan nodal de chaque type (angulaire et radiale) a-t-elle ? Quel est le type de cette orbitale

Solution :

Cette orbitale a n-1 = 3 plans nodaux, $l = 2$ angulaires et $n - l - 1 = 4 - 2 - 1 = 1$ radial.

La valeur $l = 2$ nous indique qu'il s'agit d'une orbitale d.

Exercice 4.7

Combien de plan nodal a l'orbitale 5*p* ? Combien de chaque type ?

Solution :

Cette orbitale a 4 plans nodaux, $l = 1$ angulaire et $n - l - 1 = 5 - 1 - 1 = 3$ radiaux.

Exercice 4.8
Détermine le moment angulaire d'une orbitale s et p.

Solution :
En utilisant la formule $L = \sqrt{l(l + 1)}\ \hbar$, on trouve que pour une orbitale s, $l = 0$ et donc $L = 0$ J•s . Pour une orbitale p, $l = 1$, donc $L = \sqrt{2} \bullet \hbar \cong 1.5 \cdot 10^{-34}$ J•s.

Exercice 4.9
Donne la configuration électronique à l'état fondamentale des atomes de potassium, argon, arsenic, néon et barium.

Solution :
$K : [Ar]4s^1$, $Ar : [Ar] = [Ne]3s^2 3p^6$, $As : [Ar]3d^{10}4s^2 4p^3$, $Ne : [Ne] = 1s^2 2s^2 2p^6$, $Ba : [Xe]6s^2$

Exercice 4.10
Donne toutes les combinaisons possibles des 4 nombres quantiques pour le 8e électron d'un atome dans son état fondamental en l'absence d'un champ magnétique.

Solution :
D'après le principe de construction, le 8ème électron se trouve dans une orbitale 2p, ce qui correspond à $n = 2,\ l = 1$.
Dans l'état fondamental et en l'absence de champ magnétique, les orbitales avec les nombres quantique $m_l = \{-1,\ 0,\ 1\}$ sont dégénérées. On a donc 6 possibilités:
$(n,\ l,\ m_l,\ m_s) = \{(2,\ 1,\ -1,\ \pm 1/2),\ (2,\ 1,\ 0,\ \pm 1/2),\ (2,\ 1,\ 1,\ \pm 1/2)\}$.

Exercice 4.11
Donne toutes les combinaisons possibles des 4 nombres quantiques pour le 19e électron d'un atome dans son état fondamental en l'absence d'un champ magnétique.

Solution : (L'orbitale 4s est plus basse en énergie que l'orbital 3d)
En se basant sur le principe de construction (Aufbauf) on trouve que le 19ème électron est dans l'orbitale 4s. Les combinaisons possibles : $(n,\ l,\ m_l,\ m_s) = (4,\ 0,\ 0,\ \pm 1/2)$

Exercice 4.12
Quels éléments du tableau périodique ont une configuration de type [gaz noble] n s^2 ?

Solution :
Il s'agit des alcalino-terreux qui se trouvent dans le 2ème groupe (colonne) du tableau périodique.