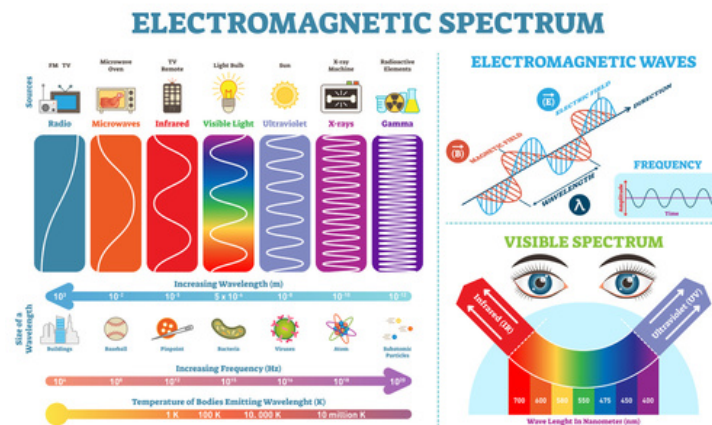

Chapitre 1

Exercices : autour des spectres d'émission et d'absorption



Exercice 6 : spectroscopie d'émission de l'atome d'hydrogène

Un nuage peu dense d'atomes d'hydrogène est éclairé par un rayonnement UV polychromatique continu, qui renferme toutes les longueurs d'onde dans un intervalle de longueur d'onde $\lambda \in [96 ; 100 \text{ nm}]$.

L'analyse du rayonnement issu de la traversée de ce nuage montre une forte absorption d'une unique longueur d'onde du rayonnement d'origine, alors que le reste de l'intervalle spectral n'a pas subi d'absorption.

1) Déterminer quelle longueur d'onde a été absorbée par les atomes d'hydrogène.

La longueur d'onde absorbée appartient à l'intervalle 96-100 nm ; elle n'appartient pas au domaine du visible.

On peut par ailleurs supposer que les atomes d'hydrogène sont initialement dans leur état fondamental, de plus basse énergie.

Alors nous cherchons λ telle que :

$\lambda \in [96 ; 100 \text{ nm}]$ et λ est telle que :

L'énergie du photon émis est : $\Delta E = E_n - E_1$

$$\Delta E = E_n - E_1 = -13,6/n^2 - (-13,6/1^2) \text{ exprimée en eV}$$

soit en Joule : $\Delta E = [-13,60/n^2 - (-13,60/1^2)] \times 1,602 \cdot 10^{-19}$ exprimée en J

et l'énergie de ce photon est aussi $\Delta E = h \cdot \nu = h \cdot c / \lambda$

$$\Delta E = [-13,6/n^2 - (-13,6/1^2)] \times 1,602 \cdot 10^{-19} = h \cdot c / \lambda$$

$$\Delta E = [-13,60/n^2 - (-13,60/1^2)] \times 1,602 \cdot 10^{-19} = 6,626 \cdot 10^{-34} \times 2,998 \cdot 10^8 / \lambda$$

$$\Delta E = 13,60 \times [1 - 1/n^2] \times 1,602 \cdot 10^{-19} = 6,626 \cdot 10^{-34} \times 2,998 \cdot 10^8 / \lambda$$

Il faut donc calculer λ pour différentes valeurs de n :

En passant aux applications numériques, nous aboutissons à :

$$\lambda = \frac{9,118 \cdot 10^{-8}}{1 - \frac{1}{n^2}}$$

Si $n = 2$: $\lambda = 121,6$ nm

Si $n = 3$: $\lambda = 102,6$ nm

Si $n = 4$: $\lambda = 97,25$ nm

Si $n = 5$: $\lambda = 95,0$ nm

Ainsi, la seule longueur d'onde convenable est celle égale à 97,25 nm ; et elle correspond à l'absorption du niveau $n=1$ vers le niveau $n=4$.

Conclusion : la longueur d'onde absorbée correspond à la transition du niveau fondamental ($n=1$) vers le niveau $n = 4$.

- 2) Dans quel niveau d'énergie n se trouvent les atomes d'hydrogène ainsi excités ?
Quelle est la dégénérescence de ce niveau, c'est à dire le nombre de triplets (ou états quantiques) $\{n, l, m_l\}$ possibles ?

Les électrons se trouvent donc au niveau d'énergie $n = 4$, et possèdent donc une énergie égale à $-13,60/4^2$ eV soit : $E = -0,85$ eV.

Il y a au total n^2 OA possédant cette énergie, soit donc 16 états quantiques possibles pour un électron.

Et les 16 états sont décrits par les 16 triplets possibles suivants :

couche	sous couche	TRIPLET
4	4s	(4;0;0)
	4p	(4;1;-1)
		(4;1;0)
		(4;1;1)
	4d	(4;2;-2)
		(4;2;-1)
		(4;2;0)
		(4;2;1)
		(4;2;2)
	4f	(4;3;-3)
		(4;3;-2)
		(4;3;-1)
		(4;3;0)
		(4;3;1)
		(4;3;2)
(4;3;3)		

3) Quelles sont les longueurs d'onde des différentes radiations que peuvent émettre ces atomes lorsqu'ils se désexcitent ?

On calcule les longueurs d'onde à partir de la relation :

$$\Delta E = 13,6 \times [1/m^2 - 1/p^2] \times 1,6 \cdot 10^{-19} = 6,63 \cdot 10^{-34} \times 3,00 \cdot 10^8 / \lambda$$

transition du niveau...		...vers...	...le niveau...		longueur d'onde de la transition en nm	Remarques
m =	4	vers	p =	3	1875,6	
m =	4	vers	p =	2	486,3	
m =	4	vers	p =	1	97,25	<i>transition étudiée ici</i>
m =	3	vers	p =	2	656,5	<i>première raie de la série de Balmer</i>
m =	3	vers	p =	1	102,6	
m =	2	vers	p =	1	121,6	<i>première raie de la série de Lyman</i>

Données :

Constante de Planck : $h = 6,626 \cdot 10^{-34}$ J.s

Vitesse de la lumière dans le vide : $c = 2,998 \cdot 10^8$ m.s⁻¹

Charge élémentaire : $e = 1,602 \cdot 10^{-19}$ C

Energie d'ionisation de H : $E_I = 13,60$ eV

Niveaux d'énergie de l'atome H : $E(n) = -13,60/n^2$ en eV

Exercice 7 : Travaux de Moseley

Lorsqu'un atome est bombardé par un faisceau d'électrons accélérés, il émet des ondes électromagnétiques appelés rayons X. Dans le spectre obtenu, la raie la plus intense est nommée raie $K\alpha$. Cette raie s'observe après l'éjection à l'infini d'un électron de la couche K de l'atome. Cette éjection est aussitôt comblée par le transfert d'un électron de la couche L à la couche K qui s'accompagne de l'émission d'un photon X, émission aussi appelée fluorescence X.

La loi empirique de Moseley établie en 1913 rend compte de la position des raies des raies $K\alpha$ observées dans le spectre de fluorescence X de différents éléments de numéro atomique Z.

$$\text{Loi empirique de Moseley} \quad \sqrt{1/(\lambda \times 1,07 \cdot 10^7)} = \sqrt{\frac{3}{4}} \cdot (Z-1)$$

λ étant exprimée en m

L'analyse d'un objet métallique par fluorescence X révèle la présence d'une raie $K\alpha$ à 228,5 pm.

- 1) A quel nombre quantique est associé la couche K ? La couche L ?
- 2) Déterminer le numéro atomique et le nom de l'élément responsable de cette émission.