

Activité : Les bases de la physique moderne

À la fin du XIX^{ème} siècle, la théorie de la lumière (Loi de Wien cf cours d'enseignement scientifique) était incapable d'expliquer pourquoi l'intensité du rayonnement lumineux chute aux petites longueurs d'onde : Ce fut la **catastrophe ultraviolette** !

À l'époque, les savants pensaient que les échanges d'énergie entre la lumière et la matière étaient continus. Ainsi, leurs calculs montraient que l'intensité de la lumière devait augmenter lorsque λ diminuait, ce qui était en contradiction avec l'expérience. L'allemand Max **Planck** puis Albert **Einstein** proposèrent une hypothèse audacieuse qui entraînera une révolution radicale de la physique : les échanges entre lumière et matière devaient être *discontinus*. Ces échanges furent appelés **quanta d'énergie** (un **quantum**).



doc.3 M. Planck (1858-1947).
Prix Nobel de Physique en 1918
pour sa théorie des quanta.

1. Simulation

L'animation [Spectre d'absorption et d'émission](#) indique les principales raies des atomes. Afficher les spectres d'émission et d'absorption de l'atome d'hydrogène H.

Q1 : Comparer les 2 spectres d'émission et d'absorption.

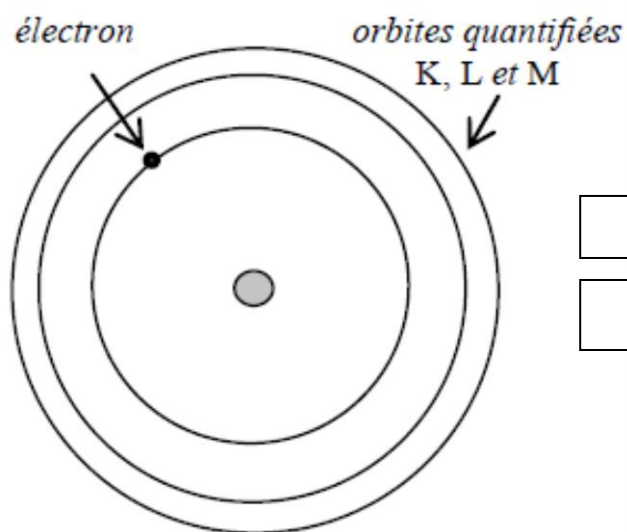
Q2 : Dans le tableau ci-dessous, indiquer la couleur et la longueur d'onde des 4 principales raies observées.

Couleur de la raie d'émission	Rouge	Cyan	Violet 1	Violet 2
Longueur d'onde (en nm)				
Énergie (en J)				
Energie en eV				
Transition visible				

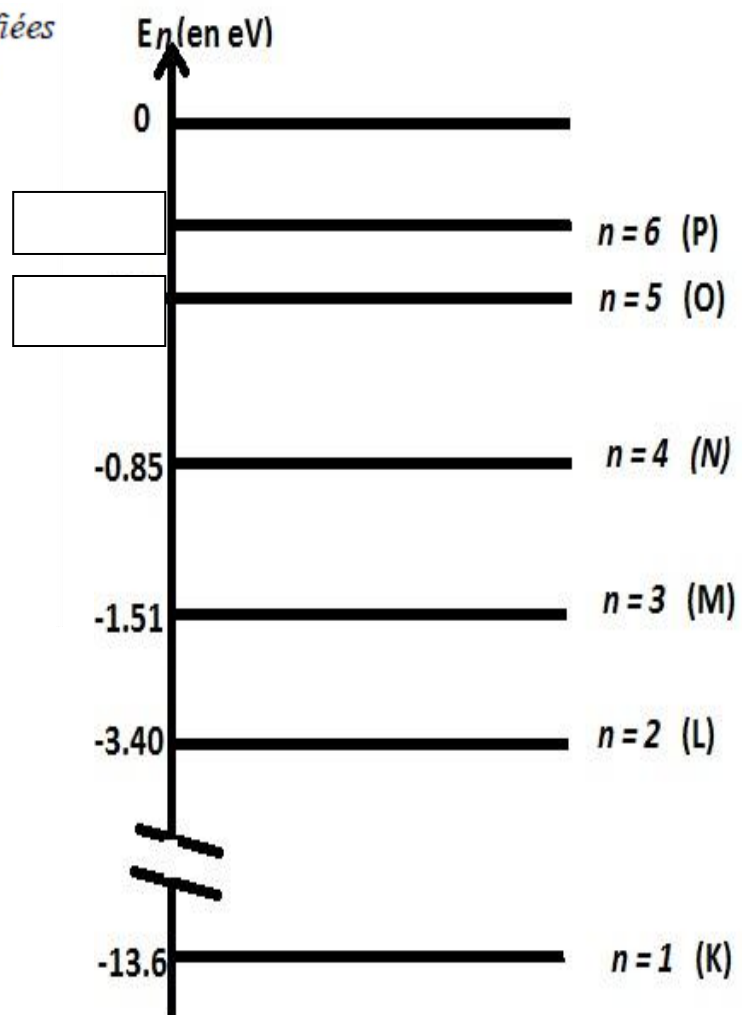
Pour interpréter le spectre de l'hydrogène, le suédois Niels Bohr reçut le prix Nobel de physique en 1922 « pour son apport à l'édification de la mécanique quantique ». Étudions ses hypothèses...

2. Hypothèses de Bohr sur la quantification de l'énergie

- ① Dans l'atome d'hydrogène (voir le modèle du *doc.5*), l'électron n'a accès qu'à certaines orbites quantifiées, correspondant à un niveau d'énergie précise ;
- ② Pour changer de niveau, l'atome doit gagner ou perdre un quantum d'énergie strictement égal à l'écart entre le niveau initial d'énergie et le niveau final (voir le diagramme du *doc.6*) ;
- ③ Dans ce cas, l'atome absorbe ou libère un photon transportant une énergie égale à ce quantum d'énergie, ce qui permet à l'électron de changer d'orbite.



doc.5 L'atome d'hydrogène dans le modèle de Bohr



3. Interprétation

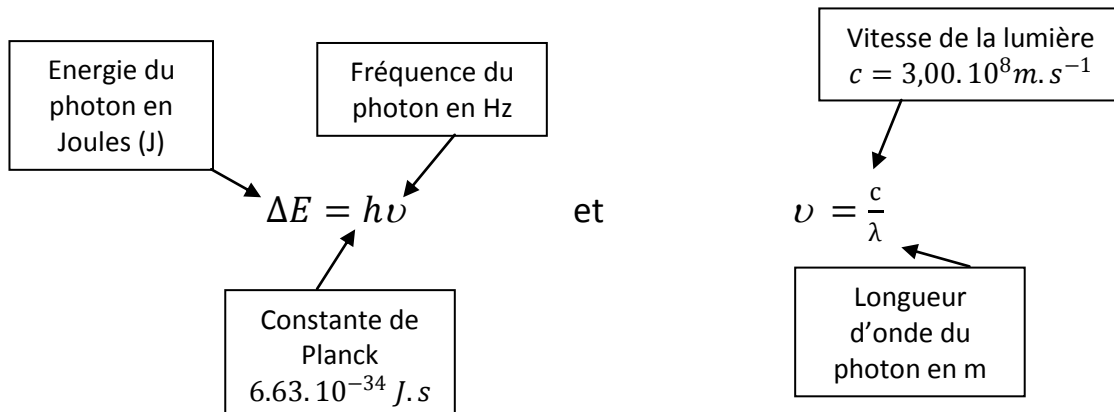
L'énergie d'un photon ne dépend que de la longueur d'onde λ de la radiation qui le transporte.

Q3 : Dans le cas d'une émission de lumière, l'atome doit-il passer à un niveau d'énergie supérieur ou inférieur ?

Q4 : Même question dans le cas d'une absorption de lumière.

4. Exploitation

L'énergie ΔE d'un photon est donnée par la relation avec



Q5 : trouver la relation qui donne directement ΔE en fonction de λ .

Q6 : Dans le tableau précédent, calculer les énergies (en J) des photons associées à chacune des radiations visibles du spectre de l'atome d'hydrogène.

Q7 : Sachant que : $1eV = 1.6 \cdot 10^{-19}J$. Compléter la 4^e ligne du tableau.

Q8 : Identifier sur les changements de niveaux responsables des émissions des radiations cyan et rouge.

Q9 : Les deux autres radiations de lumière visible sont les transition 5/2 et 6/2.

Exploiter leurs longueurs d'onde pour compléter le diagramme avec les valeurs d'énergie des niveaux 5 et 6.

Utiliser l'expression donnant l'énergie d'un photon. Exploiter un diagramme de niveaux d'énergie

Activité : Les bases de la physique moderne

Capacité travaillée

- Utiliser l'expression donnant l'énergie d'un photon. Exploiter un diagramme de niveaux d'énergie