

# MP11 : Emission et absorption de la lumière

Benoît Vincenti et Manon Valet

*Chef, ou tu sors ou j'te sors mais faudra prendre une décision.*  
François Damiens, *Dikkenek*

## Table des matières

<b>1 Emission</b>	<b>1</b>
1.1 Mesure de la constante de Rydberg . . . . .	1
1.2 De l'émission vers l'absorption : fluorescence . . . . .	3
<b>2 Absorption : loi de Beer-Lambert</b>	<b>3</b>
<b>3 Rayonnement du corps noir</b>	<b>4</b>

## Introduction

Manip introductive : on fait un spectre au prisme à vision directe de la lampe Quartz-Iode. On rappelle que le prisme permet de visualiser des spectres car il disperse de manière différente les radiations lumineuses qui composent la source. On montre que c'est un spectre continu. En revanche il n'est pas possible de réaliser des mesures très précises avec un PVD. Si on veut caractériser l'émission d'une source lumineuse de manière quantitative, on peut utiliser un spectromètre commercial (préciser la résolution, 1 nm pour Ulice).

On met une cuve d'eau devant la QI, on voit que le spectre est inchangé. On remplace la cuve par une cuve de  $KMnO_4$  (concentration  $1,9 \cdot 10^{-4} mol.L^{-1}$ ) et on remarque que le spectre est différent : atténuation de l'intensité lumineuse sur une certaine plage de longueurs d'ondes. Au cours de ce montage on étudiera à la fois l'émission et l'absorption et on verra comment les spectres d'émission et d'absorption permettent de caractériser des sources ou des milieux.

## 1 Emission

### 1.1 Mesure de la constante de Rydberg

Présentation rapide de l'émission spontanée au tableau. Un atome se désexcite vers un niveau d'énergie inférieur en émettant une radiation dont la longueur d'onde est inversement proportionnelle à la différence des niveaux d'énergie.

On peut acquérir des spectres d'émissions pour les gaz de façon à remonter à leur nature. Dans le cas de l'hydrogène, la mécanique quantique permet de dégager une relation exacte pour exprimer l'énergie des différents niveaux de l'atome en fonction de leur nombre quantique  $n$ .

$$E = -\frac{R_H hc}{n^2}$$

**Sextant p.228 + Fiche BU AGREG “Mesure de la constante de Rydberg”**

On réalise une mesure de la constante de Rydberg sur la série de Balmer de l’hydrogène. Les niveaux occupés par les électrons sur l’atome d’hydrogène sont repérés par les indices n,l,m. La transition entre deux niveaux  $n_1$  et  $n_2$  est donnée par la formule :

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

où  $R_H$  est la constante de Rydberg. La série de Balmer concerne les transitions vers le niveau  $n_1 = 2$ .

Ces transitions sont dans le domaine du visible ce qui explique qu’expérimentalement elle compte parmi les premières séries enregistrées.



FIGURE 1 –

On utilise le spectromètre commercial HR 2000. On l’étalonne avec une lampe à mercure en prenant les valeurs 404,7nm, 435,8nm, 546,1nm, 577 et 579,1nm pour les cinq raies visibles et en faisant une régression linéaire  $position(\mu m) = f(position(pixel))$ .

*Remarque : Il existe aussi avec les notices d’utilisation de HR 2000 une fiche qui établit la correspondance longueurs d’ondes pixels pour une série de points et donne les coefficients de la régression linéaire du troisième ordre. Il semble que ce soit la fiche d’étalonnage fournie par le constructeur. Le premier coefficient et l’ordonnée à l’origine correspondent à peu près aux valeurs que l’on a trouvé avec notre régression linéaire sur cinq points.*

Une fois l’étalonnage fait on remplace la lampe Mercure par la lampe à Hydrogène et on identifie les raies provenant de l’atome d’oxygène et celles provenant de l’atome d’hydrogène. L’incertitude sur la mesure des raies est de 1 nm (largeur à mi-hauteur du pic) et la résolution du spectromètre HR 2000 est de 0.02 nm. On ne garde donc que notre incertitude due à l’étalement du pic. On trouve comme différentes longueurs d’ondes associées aux transitions :

- $n = 3 \rightarrow \lambda = \pm$
- $n = 4 \rightarrow \lambda = \pm$
- $n = 5 \rightarrow \lambda = \pm$
- $n = 6 \rightarrow \lambda = \pm$

On trouve une constante de Rydberg  $R_H = \pm$

## 1.2 De l'émission vers l'absorption : fluorescence

On va maintenant étudier un phénomène qui couple l'émission et l'absorption : la fluorescence. Pour cela, on utilise une molécule fluorescente : la rhodamine.

### Sextant p. 225 + fiche BU "Fluorescence de la Rhodamine"

On utilise le spectromètre HR 2000 pour regarder l'absorption et l'émission de la Rhodamine. L'absorption se fait dans un certain domaine de longueurs d'ondes, cela correspond à la couleur que l'on voit lorsqu'on regarde la solution "en faible lumière" dans un placard par exemple ou avec la lumière qui traverse la solution selon l'axe optique du détecteur. Par exemple quand on regarde dans le placard de la collection, les solutions de fluorescéine et de rhodamine apparaissent oranges ou roses parce qu'elles absorbent dans le vert. La molécule qui a été excitée par la radiation incidente réalise une transition non radiative vers un niveau d'énergie intermédiaire puis émet une radiation de longueur d'onde supérieure à la longueur d'onde absorbée (loi expérimentale dite de Stokes). La rhodamine réémet dans l'orange.

Pour la série de Balmer on fait la mise au point sur l'entrée du spectromètre directement. Dans le cas de la Rhodamine on utilise une fibre pour pouvoir au choix se placer au-dessus ou en transmittance directe par rapport à la solution. On fait un spectre d'une cuve pleine d'eau distillée avec HR 2000, puis un spectre d'une cuve pleine de rhodamine à la concentration :

On observe une absorption à  $\lambda_{abs} =$

Puis on éclaire la cuve de rhodamine avec un laser vert qui émet là où la rhodamine absorbe et on fait un spectre sur le côté pour relever  $\lambda_{ém} =$

On observe bien une émission de lumière qui ne correspond pas à la longueur d'onde du laser ( $\lambda = 532\text{nm}$ ).

## 2 Absorption : loi de Beer-Lambert

*Remarque* : il y a un protocole dans le JFLM mais avec le complexe ammoniacal/cuivre. La manipulation avec le  $KMnO_4^-$  a l'avantage d'être plus rapide et les concentrations sont plutôt stables.

On fait un petit modèle d'absorption d'abord avec les deux niveaux d'énergie. L'absorption est mise en évidence en faisant le spectre de la lumière transmise par une solution de  $KMnO_4^-$ , éclairée par une lampe du type QI. En effet, ce spectre présente, par rapport au spectre d'une cuve d'eau du robinet, une plage de longueur d'onde pour laquelle la transmittance est fortement atténuée. Ces longueurs d'onde sont les longueurs d'onde d'absorption du  $KMnO_4^-$  (autour de 525 nm).

On peut quantifier l'absorption d'une solution par une quantité physique, l'absorbance  $A = \log T$ , où T est la transmittance, définie pour une longueur d'onde par  $T = \frac{I_{sortant}}{I_{incident}}$ . À faibles concentrations, la loi de Beer-Lambert lie linéairement l'absorbance à la concentration.

$$A = \epsilon l [MnO_4^-]$$

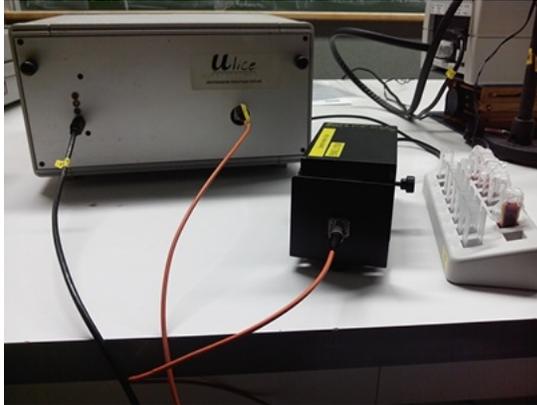


FIGURE 2 –

On utilise cette fois le spectromètre Ulice avec la boîte à cuves prévue pour. On se met en mode spectre pour d'abord faire le spectre de la solution de  $KMnO_4$ . On fait le spectre d'absorption de la solution à  $1,9 \cdot 10^{-4} mol.L^{-1}$ . On sélectionne une longueur d'onde pour laquelle on a le maximum d'absorbance. On mesure à  $\lambda = \pm$ . On se met ensuite en mode Beer-Lambert et on mesure l'absorbance de différentes solutions de concentration  $1,9 \cdot 10^{-4} mol.L^{-1}$ ,  $9,5 \cdot 10^{-5} mol.L^{-1}$ ,  $4,75 \cdot 10^{-5} mol.L^{-1}$  et  $2,37 \cdot 10^{-5} mol.L^{-1}$  à la longueur d'onde où la solution absorbait le plus. On mesure ainsi le coefficient d'absorption molaire  $\epsilon$ . On compare avec les valeurs données par un handbook (Skoog) :  $\epsilon(525nm) = 2,33 \cdot 10^3 mol^{-1}.cm^{-1}$

### 3 Rayonnement du corps noir

#### BUP p. 827

Un corps noir est un corps idéal qui émet un rayonnement ne dépendant que de sa température. En particulier, il rayonne la totalité de l'énergie qu'il reçoit.

$$P = \epsilon \sigma T^4$$

On va essayer de relier ici la puissance consommée par une ampoule à incandescence (que l'on suppose convertie totalement en rayonnement lumineux) à la température du filament de tungstène. On connaît la résistivité linéaire du tungstène, reliée à sa température par la loi phénoménologique :

$$\rho(T) = aT^2 + bT$$

$$R(T) = K(aT^2 + bT)$$

$$T = -\frac{b}{2a} + \frac{\sqrt{K^2 b^2 - 4KaR}}{2Ka}$$

a et b sont donnés par les tables (c'est une propriété du tungstène) mais K dépend du diamètre du filament de la lampe utilisée et on le détermine donc avec le point de fonctionnement nominal à température connue.

On prend ensuite différents couples  $(U, I)$  pour la lampe à incandescence et on remonte à la température via le calcul de la résistance, et à la puissance consommée par la lampe  $P = UI$ .

On trace la droite

$$\log(P) = f(\log(T))$$



FIGURE 3 –

Pour ce montage on utilise voltmètre et ampèremètre, une ampoule avec comme point de fonctionnement nominal 6V,0.1A et une alimentation stabilisée. Il faut une alimentation stabilisée capable de fournir une intensité importante car la résistance de l'ampoule étant très faible, on peut avoir des soucis au niveau de l'intensité maximale délivrée par l'alimentation.

Les sources d'incertitudes sur la tension et l'intensité sont respectivement de et de .

On trouve une pente  $a =$

## Conclusion

Les spectres d'émission et d'absorption permettent de déterminer les différents éléments composant les étoiles. Les phénomènes d'absorption ont également de nombreuses applications dans le cas des spectroscopies UV et IR. En reprenant le modèle des niveaux d'énergie, on peut présenter un autre type d'émission : l'émission stimulée. Ce processus a permis de mettre au point le laser qui se compose d'une cavité, d'un milieu actif amplificateur, d'un couplage vers l'extérieur et d'une source de pompage. L'invention du laser a permis de créer des sources très monochromatiques par rapport aux lampes spectrales : il n'y a plus qu'une raie et elle est beaucoup moins large.