Nom : _____ Prénom : _____ Classe : _____ Date : _____

TP / Activité — Modèle particulaire de la lumière : le photon

Chapitre 18 · Optique ondulatoire

OBJECTIFS

- Utiliser une échelle de fréquences ou de longueurs d'onde pour identifier un domaine spectral.
- Utiliser l'expression donnant l'énergie d'un photon.
- Exploiter un diagramme de niveaux d'énergie en utilisant les relations $\lambda = c/\nu$ et $\Delta E = h\nu$.
- Obtenir le spectre d'une source spectrale et l'interpréter à partir du diagramme de niveaux d'énergie des entités qui la constituent.

CLASSE
1ère Spé

DURÉE
2 h

Document 1 — Modèle ondulatoire de la lumière

Certaines expériences comme la diffraction s'expliquent en considérant la lumière comme une onde électromagnétique. C'est le **modèle ondulatoire de la lumière**.

Une onde électromagnétique est caractérisée par sa longueur d'onde et sa fréquence. La longueur d'onde est la longueur séparant deux maxima successifs d'une onde. Elle se note λ (« lambda » dans l'alphabet grec) et s'exprime en mètre. Le plus souvent, on préférera employer le nanomètre ou le micromètre. La lumière visible occupe une toute petite partie des ondes électromagnétiques. L'œil humain n'est sensible qu'à des ondes électromagnétiques dont la longueur d'onde est comprise entre 400 nm (violet) et 800 nm (rouge). Cela correspond au domaine visible des ondes électromagnétiques.

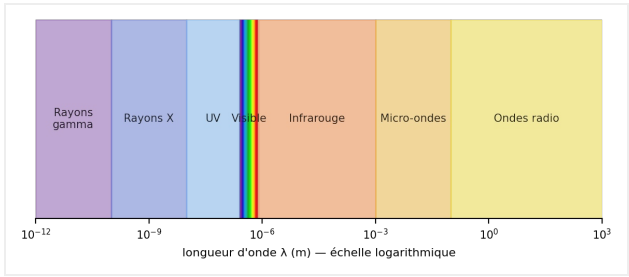


Fig. 1 — Place de la lumière visible dans le spectre électromagnétique.

La couleur d'une lumière est reliée à la longueur d'onde λ ou la fréquence ν de l'onde électromagnétique. La longueur d'onde λ et la fréquence ν de l'onde électromagnétique sont proportionnelles et unies par la relation suivante :

$$\lambda = c / \nu \qquad (1)$$

- ν : fréquence de l'onde électromagnétique, en hertz (symbole : Hz) ;
- λ : longueur d'onde de l'onde électromagnétique, en mètre (symbole : m) ;
- c : vitesse de la lumière, $c = 3{,}00 \times 10^8$ m/s.

Ce TP est basé sur le travail de Mme Fasseu — alphaducentaure.e-monsite.com — adapté par Mademoiselle Physique.

Document 2 — La catastrophe ultraviolette

En 1900, Lord John Rayleigh utilise le modèle ondulatoire de la lumière et établit une loi qui permet de calculer, pour un corps chauffé, l'intensité de la lumière rayonnée suivant les différentes longueurs d'onde.

Pour les grandes longueurs d'onde, l'expérience confirme la loi. Mais quand la longueur d'onde diminue, pour le bleu, pour le violet et encore plus pour l'ultraviolet (inférieure à 400 nm), l'expérience est en contradiction flagrante avec la théorie. Les équations prévoyaient en effet que l'intensité du rayonnement devait être extrêmement grande, et donc très dangereuse pour les petites longueurs d'onde. C'est cet échec que les physiciens ont appelé la « catastrophe ultraviolette ».

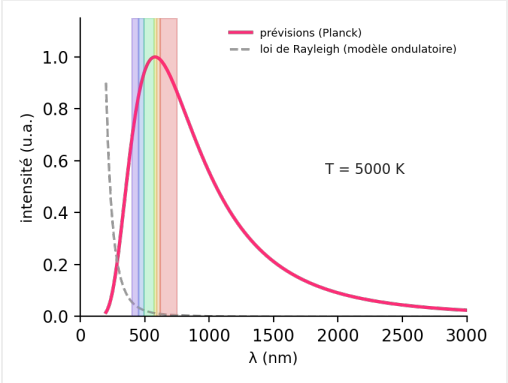


Fig. 2 — Évolution de l'intensité lumineuse émise par un corps chaud en fonction de λ.

Afin de surmonter cette « catastrophe », le physicien allemand Max Planck émet, quelques mois plus tard, une curieuse hypothèse : au lieu de considérer que les échanges d'énergie entre l'objet chauffé et le rayonnement qu'il émet se font de façon continue (sans interruption) comme dans le modèle ondulatoire, Planck imagine qu'ils se font de façon discontinue, par paquets d'énergie. C'est comme si, au lieu de considérer que ces échanges se faisaient à la manière d'un liquide s'écoulant d'un récipient à un autre, on remplaçait le liquide par des billes.

Planck a appelé ces paquets d'énergie des quanta (au singulier : quantum) ; plus tard, le chimiste Gilbert Lewis les nommera photons. Ces derniers peuvent être considérés comme des corpuscules de lumière. Le modèle particulaire de la lumière était né. Ces paquets n'ont pas tous la même énergie : pour chaque radiation, l'énergie contenue dans un photon est inversement proportionnelle à sa longueur d'onde dans le vide. Cette intrusion brutale de la discontinuité dans le bel enchaînement de la physique traditionnelle va semer le désarroi parmi les physiciens et chez Planck lui-même. Elle lui paraît, au mieux, un artifice de calcul qui permet d'expliquer la réalité des observations expérimentales.

D'après S. Ortoli, J.-P. Pharabod, *Le cantique des quantiques*, éd. La Découverte.

Document 3 — Interaction entre photon et atome

Le physicien allemand Max Planck a établi que l'énergie associée à un photon est proportionnelle à la fréquence de la radiation qui le porte. La constante de proportionnalité h est appelée constante de Planck. Ainsi, l'énergie E d'un photon est donnée par la relation :

$$E = h\nu \qquad (2)$$

- E : énergie, en joule (symbole : J) ;
- ν : fréquence de l'onde, en hertz (symbole : Hz) ;

Max Planck
1858–1947 — Prix Nobel de physique 1918, pour sa théorie des quanta.

- h : constante de Planck (h = 6,63 × 10^{-34} J·s).

Le joule est une unité beaucoup trop grande pour les énergies concernant les photons. On utilise l'électron-volt, de symbole eV : 1 eV = 1,60 × 10^{-19} J.

Document 4 — Interprétation de Niels Bohr des spectres

Pour expliquer le spectre de l'atome d'hydrogène (et donc celui des autres atomes par la suite), le physicien danois Niels Bohr a adopté, en 1913, les hypothèses suivantes :

- Dans un atome, il existe des orbites circulaires stables pour les électrons, qui sont réparties en couches autour du noyau. À chaque couche correspond une énergie bien définie, appelée niveau d'énergie de l'électron, de valeur négative. Les rayons des orbites des électrons ne peuvent donc pas prendre n'importe quelle valeur : elles sont quantifiées.
- L'électron peut passer d'une orbite stable à une autre, c'est-à-dire d'un niveau d'énergie à un autre, par absorption ou émission d'un seul photon d'énergie E = hν = hc/λ.

Un électron qui se trouve sur un niveau d'énergie supérieur E_{sup} retourne spontanément dans un état d'énergie inférieure E_{inf} en émettant un photon d'énergie bien définie, correspondant à une raie du spectre d'émission de l'atome.

L'énergie du photon émis doit correspondre exactement à la différence d'énergie perdue ΔE entre E_{sup} et E_{inf}. Sa longueur d'onde sera telle que : $\Delta E = E_{sup} - E_{inf} = hc/\lambda$.

Voici quelques niveaux d'énergie de l'atome de mercure, par ordre croissant :

E_1	E_2	E_3	E_4	E_5	E_6	E_7
−10,38 eV	−5,74 eV	−5,52 eV	−4,95 eV	−3,71 eV	−2,68 eV	−1,56 eV

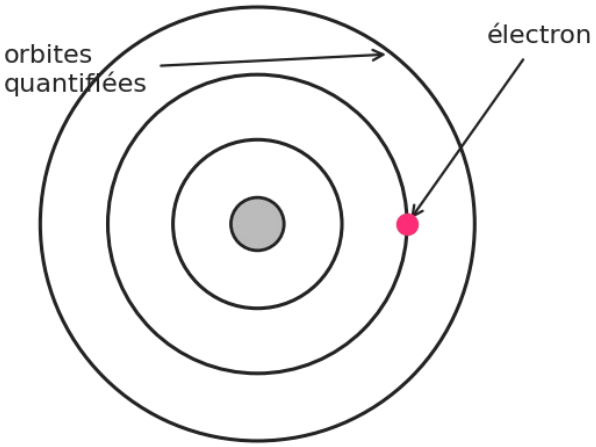


Fig. 4 — Les électrons sont organisés en couches selon le modèle de Bohr.

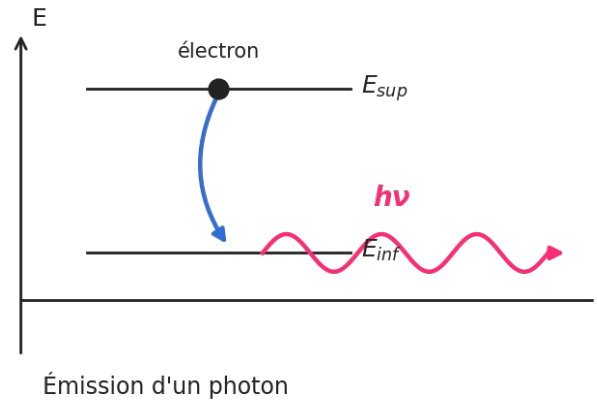


Fig. 5 — Un électron passant d'une couche à une autre d'énergie inférieure émet un photon.

I. Le modèle ondulatoire de la lumière

1 Quelle est la plus petite longueur d'onde entre celle d'une lumière d'un néon de la salle de classe (domaine visible) et celle d'une lampe UV utilisée pour la désinfection de l'eau ?

2 Calculer la fréquence ν correspondant à la longueur d'onde λ = 240 nm de la lampe à UV.

II. Le modèle particulaire de la lumière

3 Quel fait expérimental a prouvé l'insuffisance du modèle ondulatoire de la lumière ?

4 Expliquer la différence entre les deux modes d'échange d'énergie entre le modèle ondulatoire et le modèle particulaire.

5 Entre la lumière du néon et celle de la lampe UV, laquelle transporte des photons de plus grande énergie ? Citer la phrase du texte qui le justifie.

III. Interaction entre photons et atomes

III.1 — Observation du spectre d'émission de l'atome de mercure

Protocole

- Observer sur l'écran le spectre d'émission du mercure obtenu avec la lampe à décharge à vapeur de mercure. Pour cela, taper dans un moteur de recherche : « animation spectre ostralo » et cliquer sur le lien correspondant (ou entrer l'adresse directement).
- Choisir comme élément le mercure (Hg).
- Appuyer sur « On » pour le générateur du haut seulement. Baisser légèrement l'intensité des raies pour ne faire apparaître que les quatre raies les plus importantes.

http://physique.ostralo.net/spectre_em_abs/

6 En utilisant le curseur, relever la valeur des longueurs d'onde λ de ces quatre raies, ainsi que leur couleur, et compléter les deux premières lignes du tableau suivant :

Couleur de la raie				
Longueur d'onde λ (nm)				
Énergie du photon (J)				
Énergie du photon (eV)				
Transition associée				

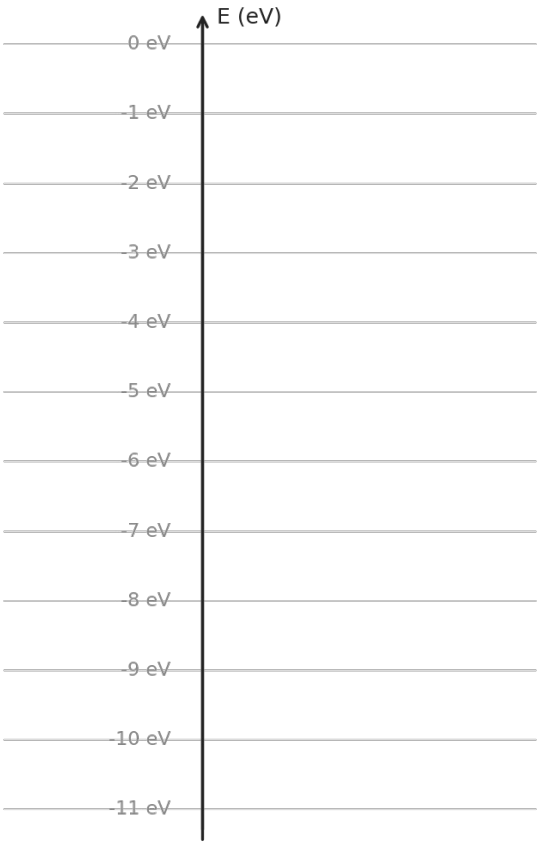
7 Utiliser les deux formules données précédemment pour donner l'expression (la formule) de l'énergie ΔE d'un photon en fonction de λ et des constantes c et h.

8 Calculer les énergies ΔE en joule (J) des photons associés à chacune des raies du spectre de l'atome de mercure et compléter la troisième ligne du tableau. Détailler un seul calcul dans le compte-rendu. *(Attention : λ est à convertir en mètre !)*

9 Convertir les énergies des photons en eV et remplir la quatrième ligne du tableau. Détailler un seul calcul dans le compte-rendu.

III.2 — Interprétation de Niels Bohr des spectres

10 Représenter les niveaux d'énergie de l'atome de mercure sur le diagramme d'énergie ci-dessous, en traçant un trait horizontal correspondant à la bonne valeur d'ordonnée.



11 Calculer les énergies ΔE en eV associées aux transitions entre les niveaux suivants : 7 → 5 ; 6 → 4 ; 6 → 3 et 6 → 2. *Aide : pour la transition du niveau 7 vers le niveau 5, $\Delta E = E_7 - E_5$.*

12 Représenter sur le diagramme ci-dessus les transitions précédentes par des flèches correctement orientées entre les niveaux concernés.

13 Comparer ces énergies à celles calculées à la question 9 et associer les transitions trouvées aux énergies des photons émis. Remplir la dernière ligne du tableau de la question 6.