


Première Spécialité Physique-Chimie	Thème : Ondes et signaux	M. GINEYS / M. KUNST-MEDICA	
<u>Chapitre 8 : Onde et particule</u>			
<u>Activité expérimentale n°8.1 : Modèles de la lumière</u>			
Questions	Compétence visée	Points attribués	
1-2	<u>Exploiter, calculer</u>	/1,5	
3-4	<u>Analyser, interpréter</u>	/1	
5-6-7-8	<u>Réaliser, calculer</u>	/4	
9-10-11	<u>Réaliser, calculer</u>	/1,5	
12	<u>Valider</u>	/1	
Devoir global	<u>Communiquer</u>	/0,5	
Total 1 :	Remarques :	/9,5	

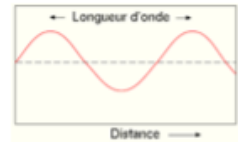
Notation individuelle :

CLASSE :		Numéro de paillasse :		Élève n° 1 :		Élève n° 2 :		Élève n° 3 :	
				
Activité	Capacités attendues	Compétence visée	Points attribués	Signatures des camarades	Points attribués	Signatures des camarades	Points attribués	Signatures des camarades	
Évaluation par les pairs du groupe									
Séance en groupe	Travailler en équipe, partager des tâches, s'engager dans un dialogue constructif, ...	<u>Être autonome et faire preuve d'initiative</u>	/0,5		/0,5		/0,5		
TOTAL 2			/0,5		/0,5		/0,5		
Total 1 + 2			/10		/10		/10		

Jusqu'à la fin du XIX^e siècle, les scientifiques, en accord avec les expériences faites par Thomas YOUNG et Augustin FRESNEL, considèrent que la lumière est une onde électromagnétique. Vers la fin du XIX^e siècle, les expériences sur l'effet photoélectrique montrent que les échanges d'énergie entre la matière et la lumière ne peuvent pas être expliqués par le modèle ondulatoire de la lumière.

Qu'est ce que la dualité de la lumière ?

I Le 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**.

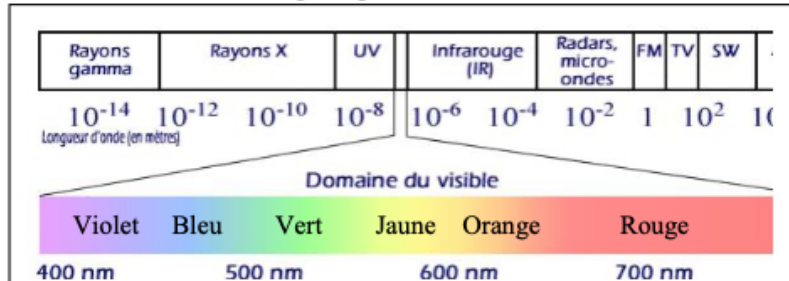
Une onde électromagnétique est caractérisée sa longueur d'onde et sa fréquence.

La longueur d'onde est la longueur séparant deux sommets successifs d'une onde. Elle se note λ (« lambda » dans l'alphabet grec) et s'exprime en mètre. Le plus souvent, on utilise 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 du domaine visible des ondes électromagnétiques.

La couleur d'une lumière est reliée à sa longueur d'onde λ .



La longueur d'onde est reliée à la fréquence de l'onde électromagnétique. Cette fréquence est notée ν (« nu » dans l'alphabet grec) et s'exprime en hertz.

Longueur d'onde λ et fréquence ν sont inversement proportionnelles et unies par la relation suivante :

Avec :

- 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, $c = 3,00 \times 10^8 \text{ m.s}^{-1}$

$$\lambda = \frac{c}{\nu}$$

Questions :

Exploiter des informations, calculer :

1. **Calculer** la fréquence ν correspondant à la longueur d'onde $\lambda = 240 \text{ nm}$ de la lampe UV.

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

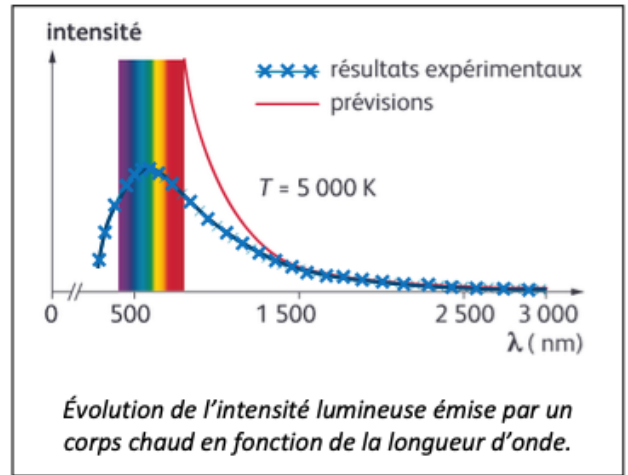
.....

.....

II 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** ».



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. Ortolì, J.-P. Pharabod, *Le cantique des quantiques*, éd. La Découverte

Exploiter des informations

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

.....
.....

Analyser, interpréter

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

.....
.....
.....

4. 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

A) Observation du spectre d'émission de l'atome de mercure

- Observer sur l'écran le spectre d'émission du mercure obtenu avec la lampe à décharge à vapeur de mercure.
- Pour observer ce même spectre en animation, taper dans Google : « animation spectre émission et absorption » et cliquer sur le lien dont l'adresse est la suivante (ou rentrer l'adresse directement) : http://www.ostralo.net/3_animations/swf/spectres_abs_em.swf
- 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.

Réaliser et calculer

5. 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 (en nm)				
Energie du photon (en J)				
Energie du photon (en eV)				
Transition associée				

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 :

$$E = h \nu$$

Avec E : énergie en joule (symbole : J)
 ν : fréquence de l'onde en hertz (symbole : Hz)
 h : constante de Planck ($h = 6,63 \times 10^{-34}$ J.s)



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

6. **Utiliser** les deux formules données précédemment pour **donner** l'expression mathématique de l'énergie E d'un photon en fonction de λ et des constantes c et h :

.....

.....

.....

.....

7. **Calculer** les énergies E en joule (en J) des photons associées à chacune des raies du spectre de l'atome de mercure et compléter la troisième ligne du tableau. Détailler un seul calcul. Attention aux unités.

.....

.....

.....

.....

Le joule est une unité beaucoup trop grande pour les énergies concernant les photons. On utilise l'électron-volt de symbole eV.

$$1 \text{ eV} = 1,60 \times 10^{-19} \text{ J}$$

8. **Convertir** les énergies des photons en eV et remplir la 4^{ème} ligne du tableau. **Détailler** un seul calcul.

.....

B) 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 suédois Niels Bohr a adopté, en 1913, les hypothèses suivantes :

- Dans un atome, il existe des orbites circulaires stables pour les électrons, qui sont répartis en couches autour du noyau (déjà vu en Seconde).
 A chaque couche correspond une énergie bien définie et 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 $E = h \nu = \frac{hc}{\lambda}$.



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 : $\Delta E = E_{sup} - E_{inf} = \frac{hc}{\lambda}$

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

$$E_1 = -10,38 \text{ eV}; \quad E_2 = -5,74 \text{ eV}; \quad E_3 = -5,52 \text{ eV};$$

$$E_4 = -4,95 \text{ eV}; \quad E_5 = -3,71 \text{ eV}; \quad E_6 = -2,68 \text{ eV};$$

$$E_7 = -1,56 \text{ eV}$$

9. **Représenter** ces niveaux d'énergie sur le diagramme d'énergie suivant en traçant un trait horizontal correspondant à la bonne valeur d'ordonnée. On prendra comme échelle : 1 cm pour 1,0 eV



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

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

11. **Représenter** sur le diagramme les transitions précédentes par des flèches correctement orientées entre les niveaux concernés.

Valider

12. **Comparer** ces énergies à celles calculées à la question 8 et **associer** les transitions trouvées aux énergies des photons émis. **Remplir** la dernière ligne du tableau.

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....