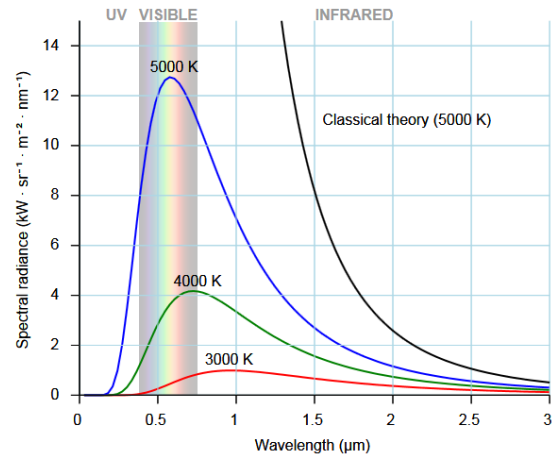


## Interactions lumière-matière

La lumière transporte de l'énergie : proposer des exemples tirés de la vie courante où la matière émet ou absorbe de l'énergie lumineuse.

### Première Partie : une catastrophe ultraviolette

« En 1900, Lord John Rayleigh exploite les lois qui régissent les ondes électromagnétiques 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 radiations allant de l'infrarouge au visible, l'expérience corrobore la loi. Mais pour le bleu, pour le violet et encore plus pour l'ultraviolet, l'expérience est en contradiction flagrante avec la théorie. Les équations prévoyaient en effet que l'intensité du rayonnement devait être extrêmement grande 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, 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 paquets n'ont pas tous la même grosseur : 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. »

D'après S. Ortolí, J.-P. Pharabod, *Le cantique des quantiques*, éd. La Découverte, 2007.

#### Comprendre

1. Que signifie l'expression : « l'expérience corrobore la loi » ?
2. Résumer en quoi consiste la catastrophe ultraviolette.
3. Expliquer la différence entre les deux modes d'échange d'énergie évoqués.
4. Qu'est-ce qu'un « artifice de calcul » ?

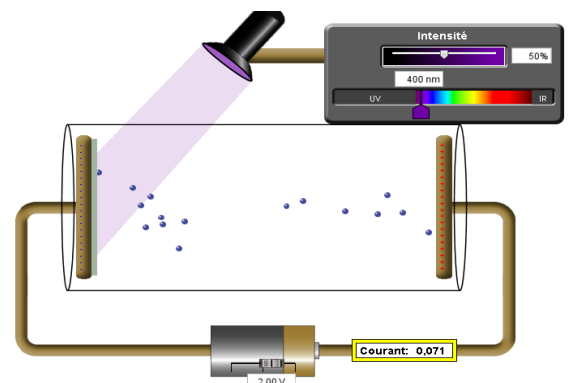
#### Interpréter

5. Quelle sensation provoquerait un « bain de Soleil » si chaque photon de la lumière solaire contenait une énergie perceptible à notre échelle ?
6. Entre la lumière d'un néon et celle d'une lampe UV de bronzage, laquelle transporte des photons de plus grande énergie ?

### Deuxième Partie : un argument expérimental en faveur du photon

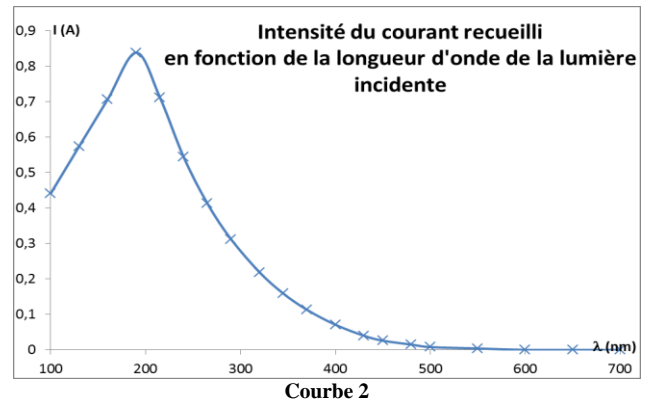
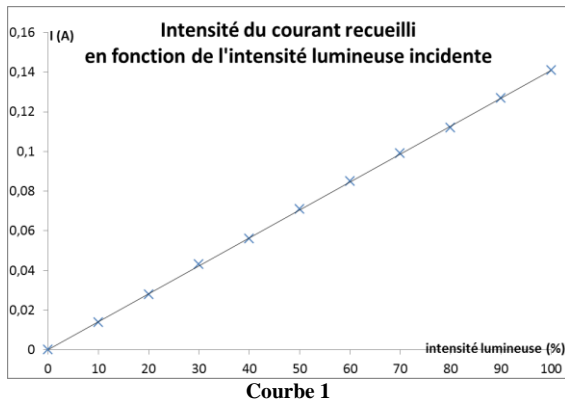
En 1905, Albert Einstein reprend l'idée de Max Planck pour interpréter un phénomène appelé effet photoélectrique.

Lorsqu'une plaque métallique K placée dans le vide est éclairée par une lumière monochromatique de longueur d'onde dans le vide  $\lambda$ , des électrons peuvent être éjectés du métal grâce à l'énergie lumineuse reçue : ceci constitue l'effet photoélectrique. Les électrons émis peuvent être récupérés par une électrode, et un courant électrique d'intensité I peut être mis en évidence.



Expérience n°1 : illustration de l'effet photoélectrique

On fixe  $\lambda = 400$  nm et on fait varier l'intensité lumineuse incidente sur la plaque K. On relève l'intensité du courant recueilli pour chaque valeur de l'intensité lumineuse (voir **courbe 1**).



1. Comment évolue I lorsque l'intensité lumineuse augmente ?
2. Expliquer la valeur de I lorsque K n'est pas éclairée.
3. Expliquer l'évolution de I lorsqu'on éclaire K, puis lorsqu'on augmente l'intensité lumineuse.

Expérience n°2 : l'hypothèse du photon

Dans un premier temps (cas ①), on fixe l'intensité lumineuse à 50 % et on fait varier  $\lambda$  sur l'ensemble des valeurs disponibles. Le relevé de l'intensité du courant recueilli permet de construire la **courbe 2**.

Dans un deuxième temps (cas ②), on fixe  $\lambda = 600$  nm et on fait varier l'intensité lumineuse. On constate que l'intensité du courant reste nulle.

4. Comment évolue l'intensité du courant I lorsque la longueur d'onde  $\lambda$  varie ?

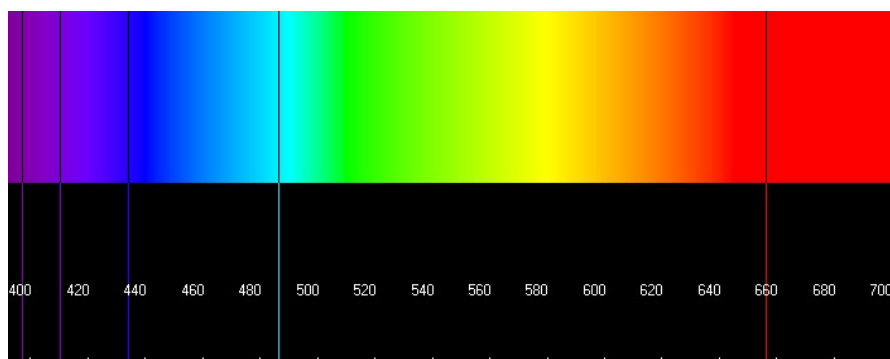
On propose deux hypothèses pour expliquer les résultats observés.

Hypothèse A	Hypothèse B
De l'énergie lumineuse est transmise en continu aux électrons par le faisceau lumineux. Un électron peut être éjecté du métal lorsqu'il a accumulé assez d'énergie.	L'énergie lumineuse est transmise aux électrons par paquets appelés photons. L'énergie d'un photon dépend de la seule longueur d'onde de la lumière reçue. Un électron peut être éjecté s'il reçoit un paquet d'énergie suffisante mais il ne peut pas accumuler plusieurs paquets.

5. Pourquoi seule l'hypothèse B justifie-t-elle à la fois les résultats du cas ① et du cas ② ?

### Troisième Partie : Atomes et photons

La **figure 1** représente les spectres d'émission et d'absorption dans le domaine des radiations visibles d'un gaz sous faible pression formé d'hydrogène monoatomique (atomes non liés en molécules).

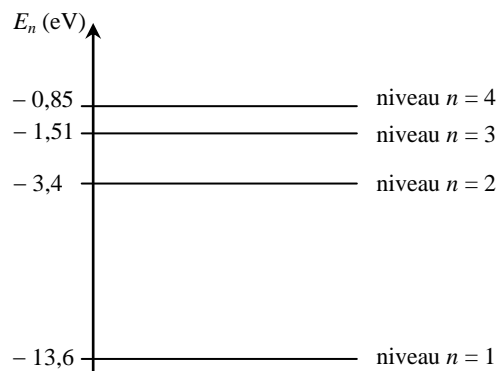


**Figure 1** : spectres de l'hydrogène atomique

Pour interpréter ce spectre, le physicien suédois Niels Bohr a adopté, en 1913, les hypothèses suivantes.

- Dans un atome d'hydrogène, l'électron ne peut accéder qu'à certaines couches électroniques. A chaque couche correspond une énergie déterminée pour l'atome et appelée niveau d'énergie. Pour changer de niveau, l'atome doit gagner ou perdre en un seul paquet l'énergie strictement égale à l'écart entre le niveau initial et le niveau final.
- Un atome peut changer de niveau en émettant ou en absorbant de la lumière. Dans ce cas, il doit libérer ou absorber un photon et un seul.

La **figure 2 ci-contre** est un diagramme représentant les premiers niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène. Pour chaque niveau  $n$  représenté, on a indiqué l'énergie  $E_n$  du niveau ; la valeur d'énergie est exprimée en électron-volt :  $1 \text{ eV} = 1,60218 \cdot 10^{-19} \text{ J}$ .



Analyser

1. Identifier le spectre d'absorption et le spectre d'émission de l'atome d'hydrogène.
2. D'après la figure, les longueurs d'onde des radiations émises ou absorbées par l'atome d'hydrogène sont-elles distribuées de façon continue ou discontinue ?
3. Comparer les spectres d'émission et d'absorption de l'hydrogène. Quelle propriété générale, vue en seconde, peut-on évoquer à ce propos ?

Interpréter

L'énergie d'un photon ne dépend que de la longueur d'onde dans le vide  $\lambda$  de la radiation qui le transporte.

4. D'après vous, dans le cas de l'émission de lumière, l'atome doit-il passer à un niveau d'énergie supérieure ou inférieure ?  
Même question dans le cas d'une absorption de lumière.
5. Comment les hypothèses de Bohr expliquent-elles la réponse à la question 2 ?
6. Comment ces hypothèses expliquent-elles la réponse à la question 3 ?

Exploiter des données

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 est appelée *constante de Planck* et notée  $h$ .

Ainsi, l'énergie  $\Delta E$  d'un photon est donnée en joules (J) par la relation

$$\Delta E = h \times \nu \quad (\text{relation de Planck})$$

où  $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$ . Le joule étant une unité peu adaptée à l'ordre de grandeur des énergies mises en jeu, on préfère utiliser l'électron-volt :  $1 \text{ eV} = 1,60218 \cdot 10^{-19} \text{ J}$ .

Par ailleurs, la lumière est une onde électromagnétique : sa longueur d'onde dans le vide  $\lambda$  n'est autre que la distance qu'elle parcourt par la lumière pendant sa période  $T$  (l'inverse de sa fréquence  $\nu$ ),

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

où l'on rappelle que  $c = 3,00 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$  désigne la vitesse de la lumière dans le vide.

7. Donner l'expression de l'énergie  $\Delta E$  d'un photon en fonction de la longueur d'onde  $\lambda$  de la radiation associée.
8. A partir de la figure 2, calculer les énergies des photons associées à chacune des radiations visibles du spectre de l'atome d'hydrogène.
9. Identifier sur la figure 2 les changements de niveaux responsables des émissions des radiations rouge et bleu clair.
10. Les deux autres radiations de lumière visible mettent en jeu le niveau 2. Exploiter leurs longueurs d'onde dans le vide pour compléter le diagramme avec deux autres valeurs supérieures à celle du niveau 2.
11. (Bonus) L'ion  $\text{H}^+$  est un atome d'hydrogène auquel on a arraché l'électron ; cette opération est possible en éclairant l'hydrogène atomique par une source de rayons UV de longueur d'onde 91 nm. Justifier alors l'énergie du niveau  $n = 1$  du diagramme énergétique de l'atome d'hydrogène.

