

Lumière et photons

Contrôle de sciences physiques - niveau Terminale

Ce contrôle de 1 h 30 porte sur la lumière et la quantification : les photons, les niveaux d'énergie des atomes et l'effet photoélectrique. La calculatrice est autorisée. Le barème est sur 20 points ; les unités et les chiffres significatifs comptent dans la notation.

Données : constante de Planck $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$; célérité de la lumière $c = 3,00 \times 10^8 \text{ m/s}$; $1 \text{ eV} = 1,60 \times 10^{-19} \text{ J}$; énergie du photon $E = h\nu = hc/\lambda$.

Ce contrôle est à **télécharger en PDF et à imprimer gratuitement** : le bouton se trouve en bas de la page, sans inscription.

Le sujet du contrôle sur les photons et la quantification

Exercice 1 : Le pointeur laser (4 points)

Un pointeur laser vert émet un faisceau monochromatique de longueur d'onde $\lambda = 532 \text{ nm}$ et de puissance $P = 5,0 \text{ mW}$.

1. Donne la relation entre l'énergie d'un photon, la célérité de la lumière et la longueur d'onde.
2. Calcule l'énergie d'un photon de ce faisceau, en joule puis en électronvolt.
3. Calcule le nombre de photons émis par seconde.
4. Un pointeur rouge de même puissance émet à 650 nm . Calcule le nombre de photons émis par seconde et compare avec le pointeur vert.

Exercice 2 : Les niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène (5 points)

Les niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène sont donnés par $E_n = -13,6 / n^2$ (en eV), avec n entier non nul. Le diagramme ci-dessous représente les premiers niveaux et deux transitions.

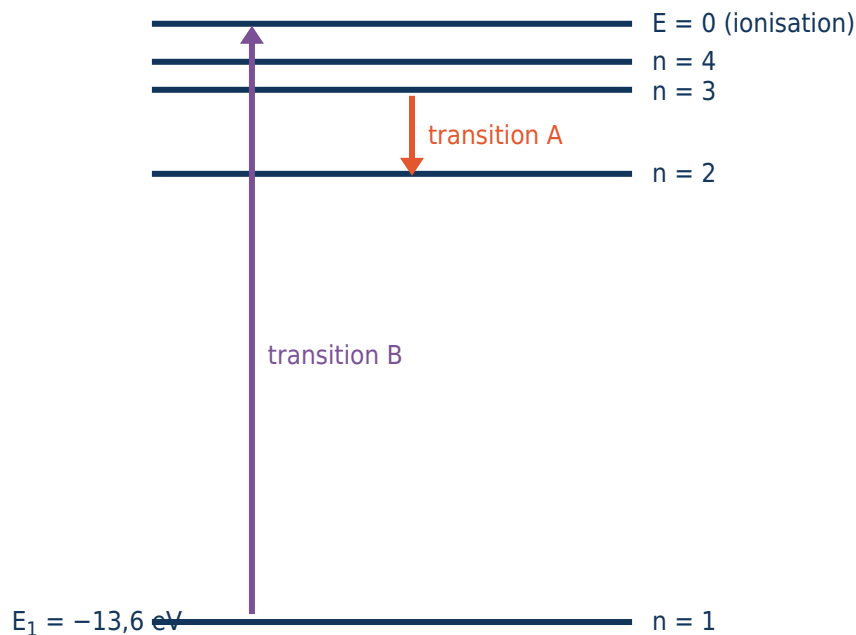
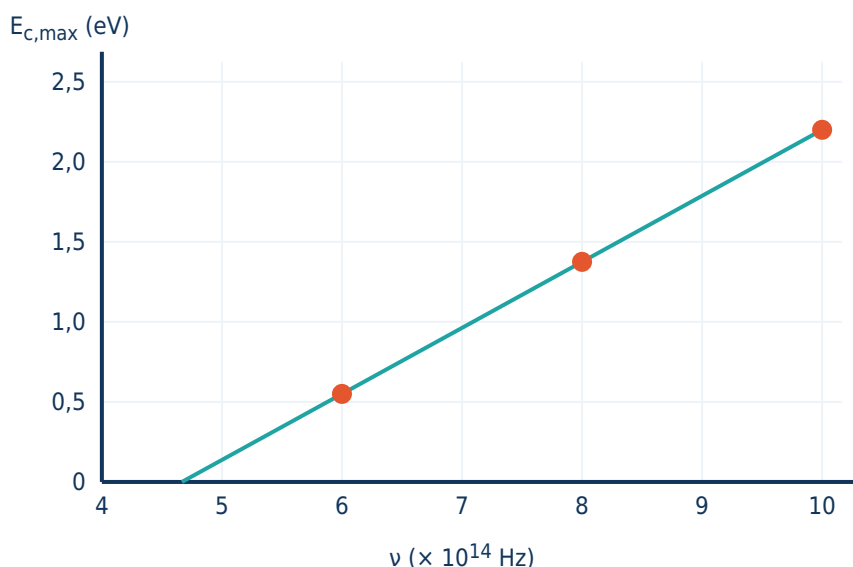


Diagramme énergétique de l'atome d'hydrogène (échelle non respectée entre $n = 3$ et $n = 4$).

1. Calcule E_2 et E_3 en eV.
2. La transition A relie $n = 3$ à $n = 2$. Précise s'il s'agit d'une émission ou d'une absorption et calcule l'énergie du photon concerné.
3. Calcule la longueur d'onde correspondante et indique si le rayonnement est visible, infrarouge ou ultraviolet (visible : 400 nm à 800 nm).
4. La transition B correspond à l'ionisation de l'atome depuis son état fondamental. Donne l'énergie minimale d'ionisation puis la longueur d'onde maximale du photon capable de la provoquer.

Exercice 3 : L'effet photoélectrique du césium (6 points)

On éclaire une cathode de césium avec des radiations monochromatiques de fréquence ν variable. Pour ν supérieure à une fréquence seuil ν_0 , des électrons sont arrachés avec une énergie cinétique maximale $E_{c,\max} = h\nu - W$, où W est le travail d'extraction du métal. Les mesures sont reportées sur le graphique ci-dessous, la droite passant par les trois points.



Énergie cinétique maximale des photoélectrons en fonction de la fréquence de la lumière incidente.

1. Quelle condition doit vérifier l'énergie d'un photon pour arracher un électron ? En déduire l'expression de la fréquence seuil ν_0 .
2. Détermine graphiquement la pente de la droite (en eV·s) puis la valeur de la constante de Planck en J·s.
3. Détermine graphiquement ν_0 , puis calcule le travail d'extraction W du césium en eV.
4. On éclaire avec une radiation de longueur d'onde 500 nm. Calcule l'énergie cinétique maximale des électrons éjectés, en eV.

Exercice 4 : La raie jaune du sodium (5 points)

Une lampe à vapeur de sodium émet une raie intense de longueur d'onde $\lambda = 589 \text{ nm}$. Cette raie correspond à une transition entre deux niveaux de l'atome de sodium, dont le niveau supérieur a pour énergie $E_{\text{sup}} = -3,03 \text{ eV}$.

1. Explique pourquoi le spectre d'émission d'un gaz atomique est un spectre de raies.
2. Calcule l'énergie du photon émis, en joule puis en eV.
3. Calcule l'énergie E_{inf} du niveau inférieur.
4. Cette valeur correspond-elle à l'état fondamental si l'énergie d'ionisation du sodium est de 5,14 eV ? Justifie.