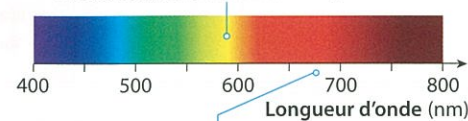


La valeur de la vitesse de propagation de la lumière dans le vide et dans l'air est $c = 3,00 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$.

LA LUMIÈRE

La lumière blanche et les spectres continus d'émission

La lumière blanche peut être décomposée à l'aide d'un prisme ou d'un réseau, cela permet d'obtenir son spectre.

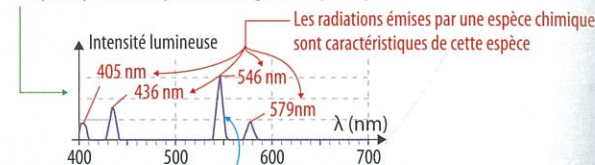


Chaque nuance colorée du spectre correspond à une radiation caractérisée par sa longueur d'onde. La longueur d'onde est généralement mesurée en nanomètre (nm).

Le spectre continu de la lumière émise par un corps chaud dépend de la température de surface de ce corps. Il s'enrichit vers le violet quand la température de surface de ce corps augmente.

Les spectres de raies d'émission

Un spectrophotomètre permet d'enregistrer un profil spectral



Les radiations émises par une espèce chimique sont caractéristiques de cette espèce

Un spectroscopie permet d'observer un spectre d'émission

Chaque raie colorée du spectre d'émission correspond à un pic d'intensité sur le profil spectral

Réactiver ses connaissances

1. Comment obtient-on expérimentalement un spectre d'émission ?

2. À partir des données du tableau, vérifier que le spectre proposé n'est pas celui de l'atome de mercure.

Radiations du spectre d'émission	
Entité chimique	Longueurs d'onde λ de quelques radiations émises
Gaz mercure	405 nm, 436 nm, 546 nm, 579 nm

Flash test

5 min

Pour chaque question, indiquer la (les) bonne(s) réponse(s)

	A	B	C
1. Un spectre de raies d'émission :	permet de caractériser une entité chimique.	est monochromatique.	est constitué d'une infinité de radiations.
2. Le domaine des radiations du visible :	s'étend de $4,00 \times 10^{-7}$ à $8,00 \times 10^{-7}$ m.	s'étend de 400 à 800 nm.	s'étend de 400 à 800 μm .
3. Le spectre de raies d'émission de l'atome de sodium peut être le spectre :			

Activité 1 documentaire

Une brève histoire de la genèse du photon

Notion Énergie d'un photon

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. À la fin du XIX^e siècle, les expériences sur l'effet photoélectrique montrent que les échanges d'énergie entre matière et lumière ne peuvent pas être expliqués par le modèle ondulatoire de la lumière.

► Objectif de l'activité : Qu'est-ce que la dualité de la lumière ?

A La lumière : une onde

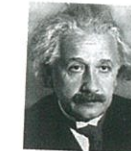
Une onde électromagnétique est caractérisée par sa fréquence ν (nu), en hertz, ou par sa longueur d'onde λ (lambda) dans le vide, en mètre. Ces deux grandeurs sont liées par : $\lambda = \frac{c}{\nu}$
 c est la vitesse de propagation de la lumière dans le vide encore appelée célérité : $c = 3,00 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$.

B Approche historique du modèle du photon



En 1900, Max PLANCK affirme que les échanges d'énergie entre une onde électromagnétique et la matière ne peuvent se faire que par « paquets » d'énergie qu'il nomme quanta.

En 1905, Albert EINSTEIN émet l'hypothèse que ces quanta d'énergie sont portés par des particules se déplaçant à la vitesse de la lumière et transportant une énergie $h \times \nu$.



En 1926, Gilbert Newton LEWIS invente le mot « photons » pour nommer ces quanta.

$$\mathcal{E}_{\text{photon}} = h \times \nu$$

où $\mathcal{E}_{\text{photon}}$ est l'énergie exprimée en joule (J)

ν est la fréquence exprimée en hertz (Hz)

h est la constante de PLANCK ; $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$

Données

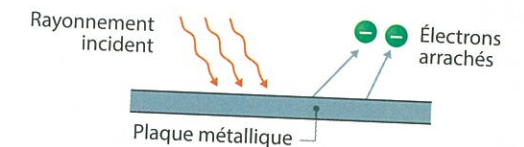
- L'unité d'énergie du système international est le joule (J).
- En physique des particules, on utilise souvent une autre unité : l'électronvolt noté eV.
 $1 \text{ eV} = 1,60 \times 10^{-19} \text{ J}$
- masse de l'électron : $m_e = 9,11 \times 10^{-31} \text{ kg}$

Analyse des documents

- Interpréter l'expérience mettant en évidence l'effet photoélectrique (document C).
- L'énergie d'ionisation d'un atome de zinc est 3,36 eV. Quel(s) type(s) d'onde(s) électromagnétique(s) permet(tent) l'ionisation du zinc par effet photoélectrique ?

C Effet photoélectrique

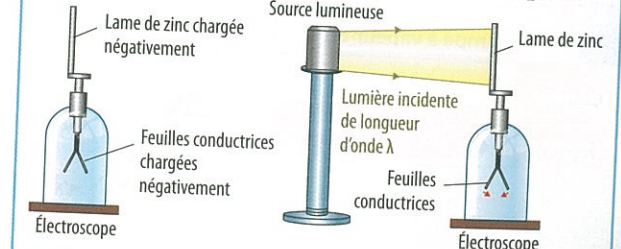
Lorsqu'un métal est éclairé par une onde électromagnétique de petite longueur d'onde, des électrons sont arrachés de sa surface. En revanche, si on utilise une onde électromagnétique de plus grande longueur d'onde, donc de moins grande énergie, les électrons ne sont pas arrachés, même avec une durée d'exposition plus longue.



La description de la lumière par un ensemble de photons permet d'expliquer ce phénomène appelé effet photoélectrique. Un électron n'est arraché que si l'énergie de chaque photon est égale ou supérieure à l'énergie d'ionisation des atomes de la plaque métallique.

L'énergie d'un photon sert en partie à arracher un électron du métal, le reste étant emporté par cet électron sous forme d'énergie cinétique.

Mise en évidence de l'effet photoélectrique :



- On charge négativement l'électroscope et une lame de zinc en contact avec lui.
- La lame de zinc est éclairée ce qui provoque la décharge progressive de l'électroscope.

Mettre en lien des phénomènes et des concepts VAL

- Quelle est la vitesse de l'électron arraché pour un rayonnement de longueur d'onde égale à 300 nm ?

Un pas vers le cours

Rendre compte à l'écrit avec un vocabulaire adapté COM

- Qu'est-ce que la dualité de la lumière ?

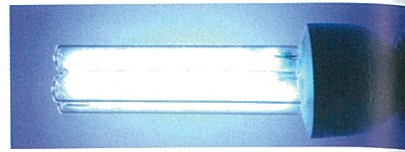
Activité expérimentale 2 L'origine des raies du mercure

La lumière émise par une lampe à vapeur de mercure est une lumière polychromatique. Certaines de ces lampes sont utilisées comme lampes germicides car les radiations ultraviolettes qu'elles émettent détruisent les germes pathogènes.

► **Objectif de l'activité :** Comment interpréter les radiations émises par une entité chimique à partir de son diagramme énergétique ?

Notion

Longueurs d'onde et diagramme de niveaux d'énergie d'atomes



MATÉRIEL DISPONIBLE



> Spectroscopie

> Lampe à vapeur de mercure Hg

B Diagramme de niveaux d'énergie simplifié de l'atome de mercure

• Les niveaux d'énergie d'un atome se représentent sur un diagramme comme celui ci-contre.

• Lors du passage d'un état d'énergie $\mathcal{E}_{\text{initial}}$ à un état d'énergie inférieure $\mathcal{E}_{\text{final}}$, l'atome excité se désexcite en libérant l'énergie $|\mathcal{E}_{\text{final}} - \mathcal{E}_{\text{initial}}|$

• Cette énergie libérée est transportée par un photon.



A Longueurs d'onde de quelques radiations émises par la lampe à vapeur de mercure

Couleur	Violet	Bleu	Vert	Jaune/orange	Jaune/orange
λ (nm)	404,7	435,8	546,1	577,0	579,1

Données

• Un photon, associé à une onde électromagnétique de longueur d'onde λ (en m), transporte une énergie (en J) :

$$\mathcal{E}_{\text{photon}} = \frac{h \times c}{\lambda}$$

- Constante de PLANCK : $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$
- $1 \text{ eV} = 1,60 \times 10^{-19} \text{ J}$

Pratique expérimentale

Élaborer un protocole ANA-RAIS RÉA

1 Proposer et mettre en œuvre un protocole expérimental permettant d'obtenir le spectre de la lumière émise par la lampe à vapeur de mercure.

Utiliser le matériel de manière adaptée RÉA

2 Vérifier que le spectre obtenu est en accord avec les longueurs d'onde indiquées dans le tableau A.

Construire les étapes d'une résolution de problème ANA-RAIS

3 On étudie la transition du niveau d'énergie \mathcal{E}_6 au niveau d'énergie \mathcal{E}_3 (diagramme B). Identifier dans le spectre d'émission la raie correspondante.

Confronter un modèle à des résultats VAL

4 La radiation émise par une lampe germicide a une longueur d'onde proche de 256 nm. Sachant que cette radiation correspond à un retour à l'état fondamental de l'atome, de quelle transition s'agit-il ?

Un pas vers le cours

Confronter un modèle à des résultats VAL

5 Comment interpréter les radiations émises par une entité chimique à partir de son diagramme énergétique ?

A Unités du Système International, multiples et sous multiples

• La longueur d'onde λ (lambda) s'exprime souvent en nanomètre (nm) :

$$1 \text{ nm} = 1 \times 10^{-9} \text{ m.}$$

• La fréquence ν (nu) peut s'exprimer en térahertz (THz) :

$$1 \text{ THz} = 1 \times 10^{12} \text{ Hz.}$$

RAPPEL

La vitesse de propagation de la lumière, ou célérité est, dans le vide, et avec trois chiffres significatifs : $c = 3,00 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$. Cette valeur arrondie est à connaître depuis la classe de Seconde.

1 La lumière et la dualité onde-particule

a. Modèle ondulatoire

• Une onde électromagnétique est caractérisée par sa fréquence ν (en Hz) ou par sa longueur d'onde λ (en m) (encadré A).

Comme toutes les ondes, elle transporte de l'énergie mais pas de matière. À la différence des ondes mécaniques, une onde électromagnétique peut se propager dans le vide.

• La lumière peut être décrite par une onde électromagnétique, on parle de modèle ondulatoire.

Dans ce modèle, le rayon lumineux est la direction de propagation de l'énergie électromagnétique transportée par l'onde.

La longueur d'onde λ et la fréquence ν d'une radiation lumineuse sont liées par :

$$\lambda \text{ en m} \longrightarrow \lambda = \frac{c}{\nu} \begin{matrix} \longleftarrow c \text{ en m} \cdot \text{s}^{-1} \\ \longleftarrow \nu \text{ en Hz} \end{matrix}$$

Remarques :

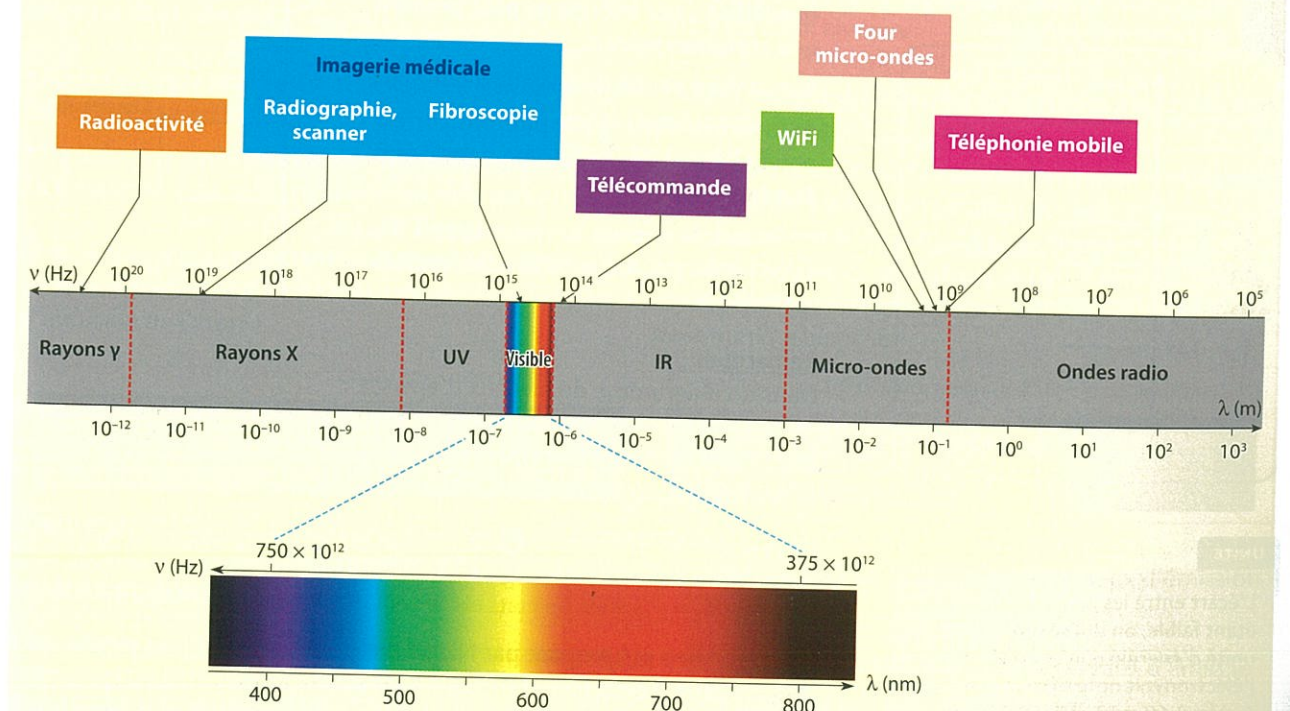
- La fréquence d'une radiation est indépendante du milieu de propagation.
- La longueur d'onde, quant à elle, dépend du milieu.
- On ne s'intéressera qu'à la propagation des ondes dans le vide.

• Le spectre électromagnétique permet de décrire l'ensemble des rayonnements électromagnétiques, classés par longueur d'onde ou fréquence.

• Le spectre des ondes électromagnétiques est divisé en différents domaines qui s'étendent des rayons gamma aux ondes radio.

Les domaines d'application des ondes électromagnétiques sont très variés et dépendent des longueurs d'onde ou des fréquences : santé, communication, astronomie, physique des particules, radioactivité...

• Le domaine de la lumière visible s'étend de 400 à 800 nm.



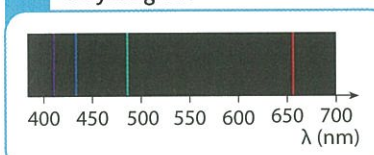
Donnée

- La constante de PLANCK est, avec trois chiffres significatifs : $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$.

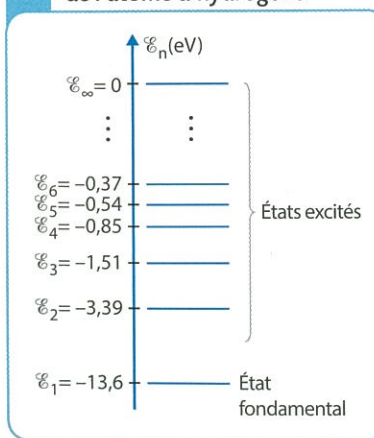
lycee.hachette-education.com/pc/1re

Interpréter et prévoir des spectres
VIDÉO DE COURS

B Spectre d'émission de l'atome d'hydrogène



C Diagramme de niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène



UNITÉ

L'écart entre les niveaux d'énergie étant faible, on utilise une autre unité d'énergie que le joule : l'électronvolt noté eV. $1 \text{ eV} = 1,60 \times 10^{-19} \text{ J}$.

b. Modèle particulaire

Depuis les travaux d'Albert EINSTEIN publiés en 1905, on sait que la lumière est constituée de particules de masse nulle : les photons. On parle de modèle **particulaire** de la lumière.

Dans ce modèle, le rayon lumineux est la direction de propagation des photons qui se déplacent à la vitesse c .

Une onde électromagnétique, de fréquence ν ou de longueur d'onde λ , peut être décrite par des photons qui transportent chacun un quantum d'énergie $\mathcal{E}_{\text{photon}}$ donnée par la relation :

$$\mathcal{E}_{\text{photon}} = h \times \nu = \frac{h \times c}{\lambda}$$

Labels: h en $\text{J} \cdot \text{s}$, ν en Hz , c en $\text{m} \cdot \text{s}^{-1}$, λ en m .

h est la constante de PLANCK.

Cette relation, appelée relation de PLANCK-EINSTEIN montre la nature à la fois **particulaire** (particule de masse nulle et d'énergie $\mathcal{E}_{\text{photon}}$) et **ondulatoire** (fréquence ν et longueur d'onde λ) de la lumière. On parle alors de **dualité onde-particule**.

2 L'interaction lumière-matière

a. Quantification de l'énergie des atomes

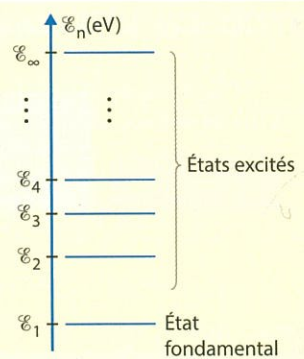
- En 1913, pour expliquer la présence des raies d'émission de l'atome d'hydrogène (spectre B), Niels BOHR propose un modèle de la structure de cet atome en introduisant la notion de niveaux d'énergie.

Les niveaux d'énergie d'un atome sont **quantifiés** : leur énergie ne peut prendre que **certaines** valeurs.

Sur un diagramme de niveaux d'énergie :

→ le niveau d'énergie **le plus bas** correspond à l'état stable de l'atome, appelé **état fondamental** ;

→ les **autres** niveaux correspondent à des états moins stables, appelés **états excités** de l'atome.



Remarques :

Dans un diagramme de niveaux d'énergie :

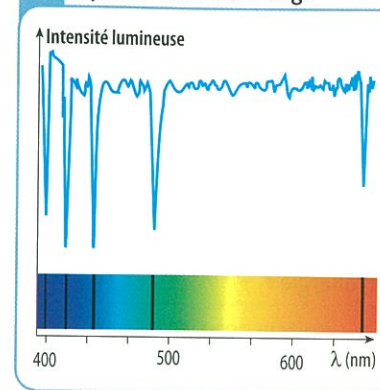
→ l'état de plus haute énergie correspond à la perte d'un électron ; l'atome est dit **ionisé**. Par convention son énergie notée E_∞ est égale à 0 eV ;

→ les énergies des autres états sont négatives.

Exemple : Le diagramme C de niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène représente les niveaux d'énergie possibles de cet atome. L'état fondamental a une énergie $E_1 = -13,6 \text{ eV}$, les états excités ont des énergies supérieures.

- Ce modèle a été proposé par Niels BOHR pour l'atome le plus simple, celui d'hydrogène. Il peut être étendu pour les autres atomes mais la représentation des niveaux et le calcul de leurs énergies deviennent plus complexes.

D Spectre de l'étoile Véga



b. Émission et absorption de la lumière par un atome

L'étude des spectres de raies d'émission et d'absorption (spectre D) a permis aux physiciens de comprendre l'interaction lumière-matière.

Au cours d'une transition entre deux états d'énergie $\mathcal{E}_{\text{initial}}$ et $\mathcal{E}_{\text{final}}$, le photon absorbé ou émis par un atome possède une énergie telle que :

$$\mathcal{E}_{\text{photon}} = \Delta \mathcal{E} = h \times \nu = \frac{h \times c}{\lambda}$$

avec $\Delta \mathcal{E} = |\mathcal{E}_{\text{final}} - \mathcal{E}_{\text{initial}}|$

Émission de la lumière par un atome	Absorption de lumière par un atome
<p>$\mathcal{E}_{\text{final}} < \mathcal{E}_{\text{initial}}$, l'atome perd de l'énergie en émettant un photon.</p> <ul style="list-style-type: none"> Sur un diagramme d'énergie, on représente cette transition par une flèche verticale, dirigée vers le bas : <ul style="list-style-type: none"> L'énergie libérée est égale à la différence d'énergie entre les deux niveaux : $\Delta \mathcal{E} = \mathcal{E}_{\text{final}} - \mathcal{E}_{\text{initial}}$ Cette énergie libérée est transportée par un photon dont l'énergie est $\mathcal{E}_{\text{photon}} = h \times \nu$ Il y a donc émission d'une radiation monochromatique. La fréquence ν de cette radiation est telle que : $h \times \nu = \Delta \mathcal{E} = \mathcal{E}_{\text{final}} - \mathcal{E}_{\text{initial}}$ <p>Si cette fréquence appartient au domaine du visible, cette radiation correspond à une raie colorée dans le spectre d'émission de l'atome.</p> <p>Exemple : Spectre d'émission de l'atome de sodium</p>	<p>$\mathcal{E}_{\text{final}} > \mathcal{E}_{\text{initial}}$, l'atome gagne de l'énergie en absorbant un photon.</p> <ul style="list-style-type: none"> Sur un diagramme d'énergie, on représente cette transition par une flèche verticale, dirigée vers le haut : <ul style="list-style-type: none"> L'énergie absorbée est égale à la différence d'énergie entre les deux niveaux : $\Delta \mathcal{E} = \mathcal{E}_{\text{final}} - \mathcal{E}_{\text{initial}}$ Cette énergie apportée est transportée par un photon dont l'énergie est $\mathcal{E}_{\text{photon}} = h \times \nu$ Il y a donc absorption d'une radiation monochromatique. La fréquence ν de cette radiation est telle que : $h \times \nu = \Delta \mathcal{E} = \mathcal{E}_{\text{final}} - \mathcal{E}_{\text{initial}}$ <p>Si cette fréquence appartient au domaine du visible, cette radiation correspond à une raie noire dans le spectre de la lumière blanche.</p> <p>Exemple : Spectre d'absorption de l'atome de sodium</p>
<p>Chaque entité chimique a son propre diagramme énergétique. Cela explique pourquoi il est possible d'identifier une entité chimique à partir d'un spectre lumineux d'émission ou d'absorption.</p> <p>Les radiations émises ou absorbées sont caractéristiques d'un atome car elles dépendent des niveaux d'énergie de cet atome.</p>	

L'essentiel


VIDÉO
 Interpréter et prévoir des spectres
QCM Version interactive

1 La lumière et la dualité onde-particule

La lumière

Une onde électromagnétique

- Sa célérité dans le vide et dans l'air :
 $c = 3,00 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$.
- Sa fréquence ν et sa longueur d'onde λ sont liées par :

$$\lambda \text{ en m} \longrightarrow \lambda = \frac{c}{\nu} \longleftarrow \nu \text{ en Hz}$$

c en $\text{m} \cdot \text{s}^{-1}$

Des photons

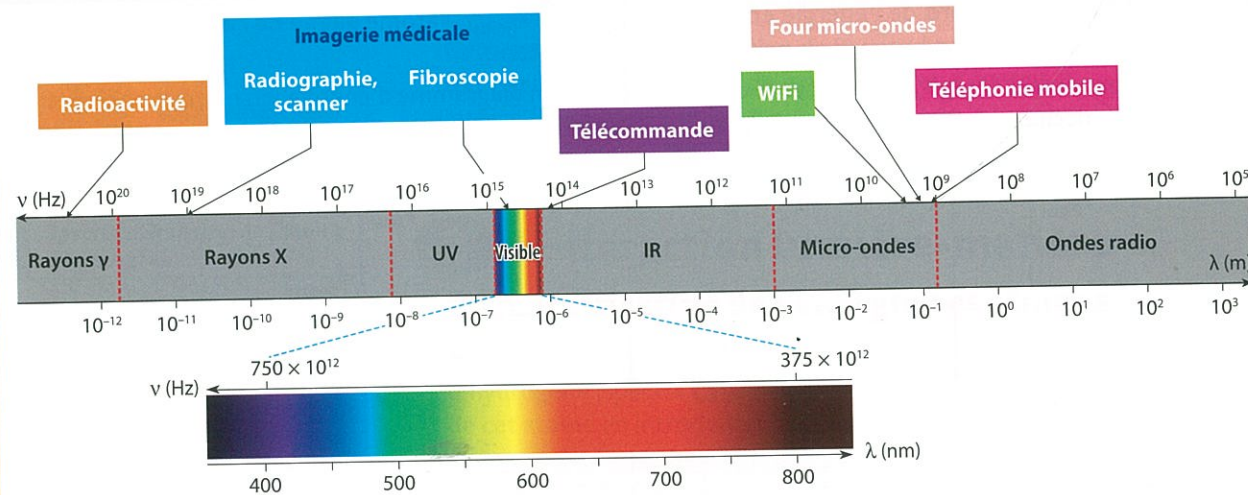
Son quantum d'énergie :

$$\mathcal{E}_{\text{photon}} \text{ en J} \longleftarrow \mathcal{E}_{\text{photon}} = h \times \nu \longleftarrow \nu \text{ en Hz}$$

h en $\text{J} \cdot \text{s}$

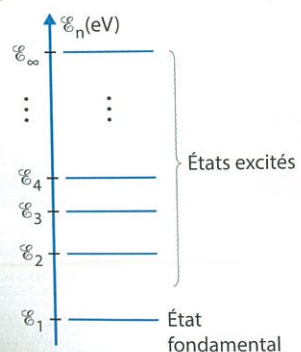
Le photon se déplace dans le vide à la célérité c .

Domaine des ondes électromagnétiques



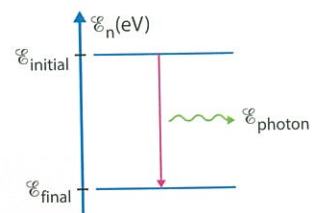
2 L'interaction lumière-matière

- Les niveaux d'énergie d'un atome sont quantifiés.
- Ils se représentent sur un diagramme de niveaux d'énergie :



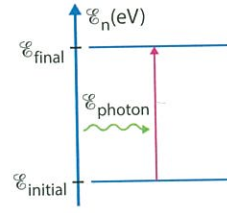
- Au cours d'une transition entre deux niveaux d'énergie :

Émission de lumière par un atome



Perte d'énergie sous forme d'un photon émis

Absorption de lumière par un atome



Gain d'énergie sous forme d'un photon absorbé

$$\Delta \mathcal{E} = |\mathcal{E}_{\text{final}} - \mathcal{E}_{\text{initial}}| = \mathcal{E}_{\text{photon}} = h \times \nu = h \times \frac{c}{\lambda}$$

Les radiations émises ou absorbées sont caractéristiques d'un atome car elles dépendent des niveaux d'énergie de cet atome.

QCM

Pour chaque question, indiquer la (ou les) bonne(s) réponse(s) puis vérifier la correction, p. 369.

A	B	C
---	---	---

Données

- $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$
- $1 \text{ eV} = 1,60 \times 10^{-19} \text{ J}$


1 La lumière et la dualité onde-particule

Si erreur, revoir § 1, p. 341.

1. La vitesse de propagation dans le vide d'une onde électromagnétique est :	$3,00 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$.	$3,00 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$.	$345 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$.
2. La fréquence ν et la longueur d'onde λ d'une onde sont liées par :	$\lambda = c \times \nu$	$\lambda = \frac{c}{\nu}$	$\nu = \frac{c}{\lambda}$
3. Une onde électromagnétique de longueur d'onde 586 nm appartient au domaine :	des infrarouges.	des ultraviolets.	du visible.
4. Une onde électromagnétique de fréquence 10^9 Hz peut être utilisée :	pour la radiographie.	en téléphonie.	en radioactivité.
5. L'énergie d'un photon s'exprime à l'aide de la relation :	$\mathcal{E}_{\text{photon}} = \frac{h \times c}{\lambda}$	$\mathcal{E}_{\text{photon}} = h \times \nu$	$\mathcal{E}_{\text{photon}} = \frac{h \times \lambda}{c}$
6. L'énergie d'un photon peut s'exprimer en :	joule seconde (J·s).	joule (J).	électronvolt (eV).
7. L'énergie d'un photon de longueur d'onde $\lambda = 450 \text{ nm}$ est :	$4,42 \times 10^{-19} \text{ J}$.	$4,42 \times 10^{-28} \text{ J}$.	$4,42 \times 10^{-18} \text{ J}$.
8. La longueur d'onde d'un photon d'énergie $\mathcal{E} = 4,67 \text{ eV}$ est :	405 nm.	266 nm.	681 nm.

2 L'interaction lumière-matière

Si erreur, revoir § 2, p. 342.

9. Les niveaux d'énergie d'un atome sont :	continus.	discontinus.	quantifiés.
10. L'état de plus basse énergie est appelé :	état excité.	état fondamental.	état ionisé.
11. Au cours d'une transition du niveau d'énergie \mathcal{E}_p au niveau d'énergie \mathcal{E}_m telle que $\mathcal{E}_p > \mathcal{E}_m$:	un photon est émis.	un photon est absorbé.	un photon est émis et un autre est absorbé.
12. Au cours d'une transition du niveau d'énergie \mathcal{E}_p au niveau d'énergie \mathcal{E}_m , un photon peut être émis ou absorbé avec une énergie $\mathcal{E}_{\text{photon}}$ égale à :	$\mathcal{E}_{\text{photon}} = \mathcal{E}_m + \mathcal{E}_p$	$\mathcal{E}_{\text{photon}} = \mathcal{E}_m - \mathcal{E}_p $	$\mathcal{E}_{\text{photon}} = \mathcal{E}_p - \mathcal{E}_m $
13. Le spectre suivant est un spectre : 	continus.	d'émission.	d'absorption.

QCM Version interactive

Parcours d'exercices CORRIGÉS

Ce que je dois savoir et savoir faire

- Utiliser une échelle de fréquences ou de longueurs d'onde pour identifier un domaine spectral.
Citer l'ordre de grandeur des fréquences ou des longueurs d'onde des ondes électromagnétiques utilisées dans divers domaines d'application (imagerie médicale, optique visible, signaux wifi, micro-ondes, etc.).
- Utiliser l'expression donnant l'énergie d'un photon.
- Exploiter un diagramme de niveaux d'énergie en utilisant les relations $\lambda = \frac{c}{\nu}$ et $\Delta\mathcal{E} = h \times \nu$.

	Appliquer le cours	S'entraîner	Vers l'épreuve écrite
5 7	20	28	
9 13	21	28	
15	21	28	

1 La lumière et la dualité onde-particule

3 Connaître la longueur d'onde et la fréquence

Effectuer une analyse dimensionnelle.

- Rappeler la relation entre la fréquence ν d'une onde et sa longueur d'onde λ .
En déduire que $1 \text{ Hz} = 1 \text{ s}^{-1}$.
- La longueur d'onde d'une onde électromagnétique de fréquence très élevée est-elle plus grande ou plus petite que celle d'une onde de petite fréquence ?

4 Calculer des longueurs d'onde et des fréquences

Effectuer des calculs.

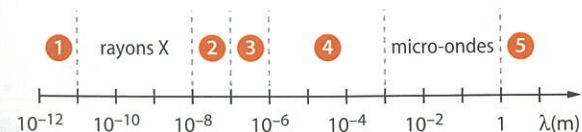
Dans le tableau ci-dessous, on a indiqué la longueur d'onde λ ou la fréquence ν d'ondes électromagnétiques. Recopier et compléter ce tableau.

λ	1,34 μm		882 nm
ν		$5,0 \times 10^{13} \text{ MHz}$	

5 Connaître les domaines des ondes électromagnétiques

Restituer ses connaissances.

Les radiations électromagnétiques comportent différents domaines.



- Nommer les domaines numérotés 1, 2, 3, 4 et 5 sur le schéma ci-dessus.
- Évaluer l'ordre de grandeur de la fréquence ν d'une onde électromagnétique dont la longueur d'onde $\lambda = 10^{-7} \text{ m}$ se situe à la frontière haute du domaine 2. **Utiliser le réflexe 1**

6 Identifier les domaines des ondes électromagnétiques

Observer et décrire des phénomènes.

Associer les images aux domaines des ondes électromagnétiques qui leur correspondent.



- 1 Infrarouges 2 Micro-ondes 3 Rayons X

7 Convertir des unités

Mobiliser et organiser ses connaissances.

- Convertir les longueurs d'onde des ondes électromagnétiques suivantes en mètre : 500 nm ; 3,5 μm ; 15 pm ; 2,5 mm.
- Indiquer l' (les) onde(s) appartenant au domaine du visible.

8 Donner un ordre de grandeur

Évaluer un ordre de grandeur.

- Donner l'ordre de grandeur, en hertz, des fréquences suivantes.



- Attribuer chacune de ces fréquences à un domaine d'application d'ondes électromagnétiques : scanner, téléphonie mobile, fibroscopie, Wifi.

9 Calculer une énergie à partir d'une fréquence

Mobiliser et organiser ses connaissances.

Une lampe à vapeur de sodium émet des radiations de fréquence ν égale à $5,1 \times 10^{14} \text{ Hz}$.

- Calculer l'énergie associée à cette radiation, en joule et en électronvolt.
- Quelle particule transporte cette énergie ?

Données

- $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$
- $1 \text{ eV} = 1,60 \times 10^{-19} \text{ J}$

10 Calculer une fréquence

Effectuer des calculs.

Calculer la fréquence et la longueur d'onde d'une onde émise ou reçue par un téléphone portable pour laquelle l'énergie d'un photon est $\mathcal{E}_{\text{photon}} = 1,19 \times 10^{-24} \text{ J}$.

Donnée

- $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$

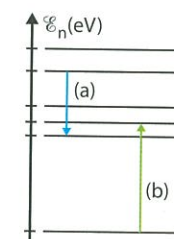
2 L'interaction lumière-matière

VIDÉO Interpréter et prévoir des spectres QR Code p. 344

11 Identifier une transition énergétique

Mettre en lien des phénomènes et des concepts.

- Sur le diagramme énergétique simplifié d'un atome ci-contre, quelle flèche représente une absorption ?
- Dans le cas où la fréquence associée appartient au domaine du visible, à quoi cette transition correspond-elle dans un spectre lumineux ?



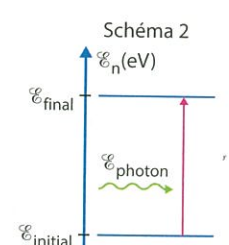
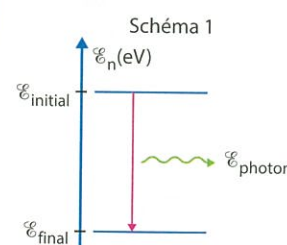
12 Associer un spectre à un diagramme énergétique

Interpréter des observations.

Le spectre de la lumière émise par un atome de sodium est représenté ci-dessous.



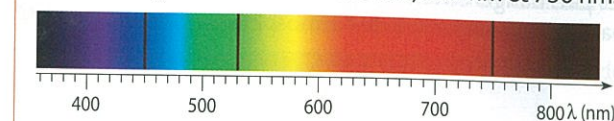
- S'agit-il d'un spectre d'émission ou d'absorption ?
- Quel schéma, parmi les deux ci-dessous, permet d'interpréter cette raie ?



13 Calculer une énergie à partir d'un spectre

Effectuer des calculs.

Le spectre d'absorption d'une entité chimique comporte trois raies de longueurs d'onde de 450 nm, 530 nm et 750 nm.



- Calculer, en joule et en électronvolt, l'énergie de la transition correspondant à la raie noire présente dans le rouge.

Données

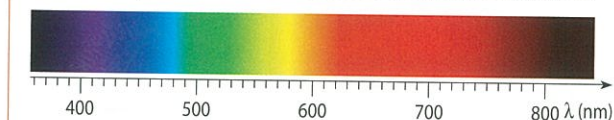
- $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$
- $1 \text{ eV} = 1,60 \times 10^{-19} \text{ J}$

Utiliser le réflexe 2

14 Déterminer la couleur d'une raie

Exploiter des informations.

Une transition entre deux états provoque l'émission d'un photon d'énergie $\mathcal{E} = 2,76 \text{ eV}$. À l'aide du spectre ci-dessous, déterminer la couleur de la raie observée.



Données

- $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$
- $1 \text{ eV} = 1,60 \times 10^{-19} \text{ J}$

15 Exploiter une transition énergétique

Effectuer des calculs.

Le diagramme d'énergie ci-contre est celui de l'atome d'hydrogène.

- a. Quelle énergie doit posséder un photon pour permettre à l'atome de passer du niveau d'énergie \mathcal{E}_1 au niveau d'énergie \mathcal{E}_∞ ?

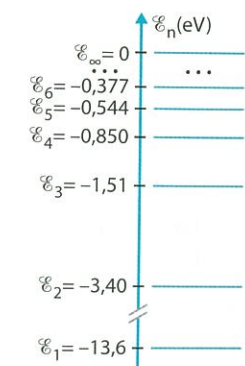
- b. Représenter cette transition.

Utiliser le réflexe 3

- Calculer la longueur d'onde correspondante.

Données

- $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$
- $1 \text{ eV} = 1,60 \times 10^{-19} \text{ J}$

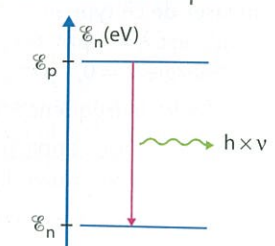


16 Utiliser un diagramme d'énergie

Rendre compte à l'écrit avec un vocabulaire adapté.

Le schéma ci-contre représente une transition entre deux états d'énergie d'un atome.

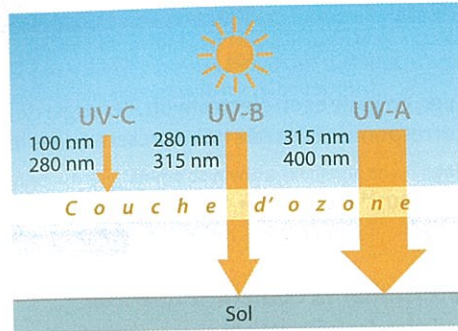
- Cette transition s'accompagne-t-elle d'une absorption ou d'une émission de photon ?
- Que représentent \mathcal{E}_p et \mathcal{E}_n ? Que représente $h \times \nu$?
- Quelle relation existe-t-il entre $h \times \nu$, \mathcal{E}_p et \mathcal{E}_n ?



17 Les ondes ultraviolettes

Mobiliser ses connaissances ; rédiger une explication.

Les radiations ultraviolettes peuvent être divisées en trois catégories : UV-A, UV-B et UV-C. Les plus énergétiques sont les plus dangereuses pour la peau. Certaines sont arrêtées par la couche d'ozone de l'atmosphère.



1. La couche d'ozone filtre-t-elle les UV les plus dangereux ?
2. Une crème de protection solaire porte la mention « Anti - UV ». Quel(s) domaine(s) doit-elle arrêter ?

18 Lampe germicide

Évaluer un ordre de grandeur ; effectuer des calculs.

La lampe germicide est une lampe spécifique qui émet des radiations avec une longueur d'onde de 253,7 nm. Elle est utilisée notamment pour tuer les bactéries, les virus, désinfecter les eaux, l'air dans les hôpitaux.

1. Déterminer l'ordre de grandeur de la longueur d'onde de la radiation émise.
2. Ces radiations appartiennent-elles au domaine infrarouge, ultraviolet ou visible ?
3. Calculer l'énergie des photons émis associés à ces radiations.

Donnée

$h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$

19 Laser femtoseconde

Effectuer des calculs ; organiser l'information.

Le laser femtoseconde est utilisé dans la chirurgie de l'œil (myopie). Il délivre des impulsions très brèves, de l'ordre de la femtoseconde, pour éviter des effets thermiques.



Un laser de ce type émet des radiations dont la longueur d'onde est $\lambda = 1 \mu\text{m}$. Chacune des impulsions transporte une énergie $\mathcal{E} = 0,1 \mu\text{J}$.

1. Calculer la fréquence de ces radiations.
2. Ces radiations appartiennent-elles au domaine infrarouge, ultraviolet ou visible ?
3. Calculer l'énergie des photons associés à ces radiations.
4. En déduire le nombre de photons émis par chaque impulsion.

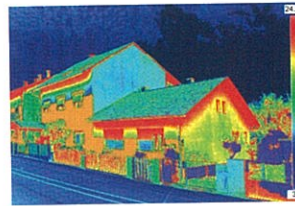
Donnée

$h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$

20 Thermographie

Effectuer des calculs ; effectuer une analyse dimensionnelle.

La thermographie est devenue un outil très efficace pour les diagnostics énergétiques des bâtiments. Cette technique repose sur l'émission, par tout corps, d'un rayonnement électromagnétique dépendant de sa température de surface.



1. Une radiation de fréquence $\nu = 32,2 \text{ THz}$ est détectée par un appareil de thermographie. Déterminer sa longueur d'onde.
2. Cette radiation est-elle située dans le domaine du visible, de l'infrarouge ou de l'ultraviolet ?
3. Dans ce domaine, les radiations sont souvent caractérisées par leur nombre d'onde σ . À l'aide de la formule $\mathcal{E}_{\text{photon}} = h \times c \times \sigma$, indiquer l'unité de σ .

21 Connaître les critères de réussite

Lampe à vapeur d'hydrogène

Effectuer des calculs ; faire preuve d'esprit critique ; comparer à une valeur de référence.

La lumière émise par une lampe à vapeur d'hydrogène permet d'obtenir le spectre suivant sur lequel les longueurs d'onde sont exprimées en nm.



1. Calculer, en joule puis en électronvolt, l'énergie des photons associés à chacune de ces radiations.

2. On donne ci-contre le diagramme d'énergie de l'atome d'hydrogène.

- a. À quelle transition correspond chaque radiation émise par l'atome d'hydrogène ?

- b. Reproduire le diagramme puis y représenter chacune de ces transitions.

Données

$h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$ • $1 \text{ eV} = 1,60 \times 10^{-19} \text{ J}$

Critères de réussite

J'ai écrit l'expression littérale de l'énergie et explicité les notations utilisées. (Question 1)	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
J'ai donné le résultat avec un nombre cohérent de chiffres significatifs. (Question 1)	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
J'ai expliqué mon choix. (Question 2a)	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
J'ai représenté avec soin chaque transition. (Question 2b)	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

22 Histoire des sciences

Rayonnement fossile

Interpréter des observations.

Au milieu du XX^e siècle, les physiciens Américains A. PENZIAS et R. WILSON captent une onde électromagnétique de longueur d'onde égale à 7,3 cm. Les mesures successives montrèrent que cette onde venait de l'Univers et avait les mêmes propriétés dans toutes les directions. Pour expliquer ce phénomène, le physicien R. H. DICKE affirme que cette onde est un vestige du « Big-Bang » primitif, appelée « rayonnement fossile ».

1. Ce « rayonnement fossile » appartient-il au domaine visible, des rayons X ou des micro-ondes ?
2. Déterminer la fréquence et l'énergie d'un photon de ce « rayonnement fossile ».

Donnée

$h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$

23 Exercice à caractère expérimental

Identification de spectres

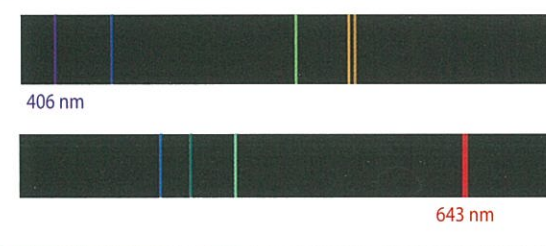
Effectuer des calculs ; exploiter l'information ; comparer à une valeur de référence.

Le spectre de la lumière émise par une lampe à vapeur de mercure-cadmium est donné ci-dessous :

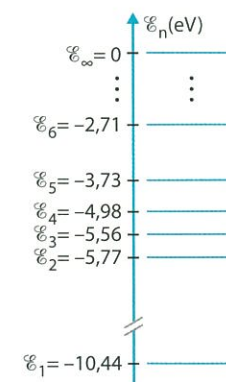


Pour identifier le spectre de chaque atome, on dispose des informations suivantes.

A Spectres des atomes présents dans la lampe



B Niveaux d'énergie de l'atome de mercure



1. Schématiser le montage permettant de projeter sur un écran le spectre de la lumière émise par la lampe étudiée.

2. Calculer l'énergie, en joule puis en électronvolt, du photon associé à chacune des deux radiations dont la longueur d'onde est indiquée sur les spectres A.

3. Une de ces radiations correspond à la variation entre les niveaux d'énergie \mathcal{E}_2 et \mathcal{E}_6 de l'atome de mercure. Identifier la raie correspondante à cette transition énergétique.

4. Faire correspondre à chaque atome, de mercure ou de cadmium, le spectre qui lui appartient.

Données

$h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$ • $1 \text{ eV} = 1,60 \times 10^{-19} \text{ J}$

24 Les feux d'artifice

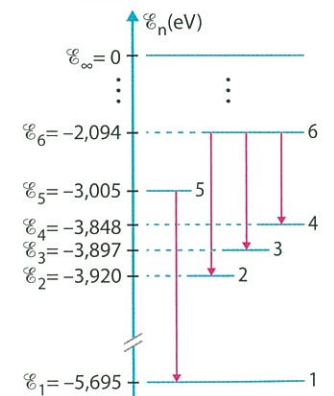
Effectuer des calculs ; interpréter des résultats ; rédiger une explication.

Les feux d'artifice forment un spectacle lumineux et sonore très apprécié. Au cours de l'explosion, de petites billes appelées « étoiles » émettent des lueurs colorées et scintillantes à mesure



qu'elles s'éloignent du point d'explosion. Sur la photographie ci-dessus, beaucoup des « étoiles » qui ont explosé sont principalement composées de strontium. Les photons émis par le strontium sont responsables de certaines des couleurs visibles.

On donne ci-dessous le diagramme simplifié de quelques niveaux d'énergie de l'atome de strontium. Les flèches indiquent les transitions possibles.



1. Comment nomme-t-on le niveau d'énergie numéroté 1 ? les niveaux d'énergie supérieure ?

2. Déterminer en électronvolt les quanta d'énergie transportés par les photons susceptibles d'être émis.

- 3.a. En déduire, en nanomètre, les longueurs d'onde des radiations émises.

- b. Peut-on alors attribuer au strontium certaines des couleurs observées sur la photographie ? Lesquelles ?

Données

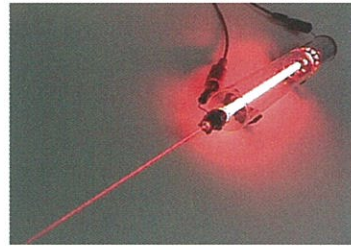
$h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$ • $1 \text{ eV} = 1,60 \times 10^{-19} \text{ J}$

Couleur	Violet	Bleu	Vert	Jaune	Orange	Rouge
λ (nm)	380 à 446	446 à 520	520 à 565	565 à 590	590 à 625	625 à 780

25 Working of the Helium-Neon laser

Pratiquer une langue vivante étrangère.

The Helium-Neon laser consists of a helium and neon gaseous mixture.



When the laser works, the helium atoms excited by an electric shock¹ collide² with neon atoms in their fundamental state. The neon atoms are then in an excited state of energy $\mathcal{E}_4 = -0,902$ eV. Neon atoms de-excite to the energy level $\mathcal{E}_3 = -2,860$ eV by emitting a photon.

Vocabulary: 1. electric shock: décharge électrique; 2. collide: heurter; 3. wavelength: longueur d'onde.

- Calculate, in joule (J), the energy of a photon associated with the emission of this radiation.
- Determine the wavelength³ λ of the emitted radiation.

Data

$h = 6,63 \times 10^{-34}$ J·s $1 \text{ eV} = 1,60 \times 10^{-19}$ J

26 Résolution de problème

Fiche 1, p. 359

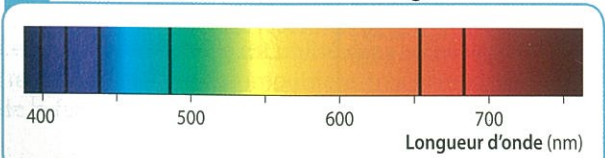
Lire spectre et diagramme

Construire les étapes d'une résolution de problème.

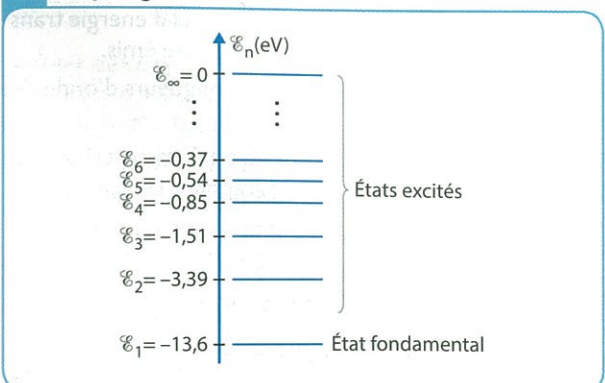
Véga est l'étoile la plus brillante de la constellation de la Lyre. Elle est située à 25 années-lumière du système solaire.

- Le spectre de la lumière venant de Véga montre-t-il, aux erreurs de mesures près, la présence d'hydrogène autour de cette étoile ?

A Spectre de la lumière venant de Véga



B Diagramme de quelques niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène



C La lumière d'une étoile

Les étoiles se comportent comme des corps chauds : elles émettent de la lumière dont le spectre est continu. Après émission, cette lumière traverse les couches de gaz qui entourent l'étoile. L'interaction entre la lumière et les entités contenues dans ces gaz provoque une absorption de certaines radiations.

Données

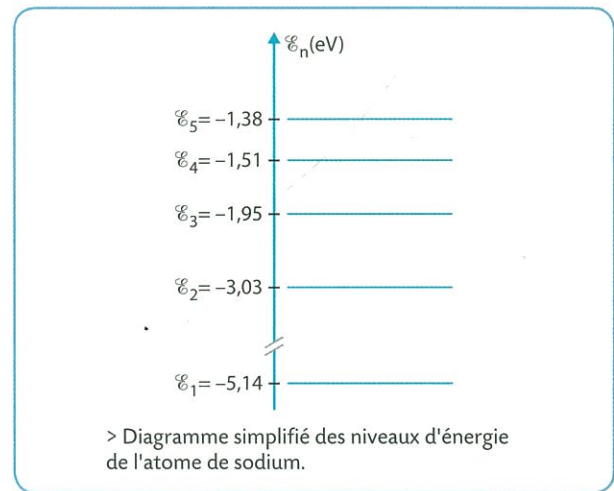
$h = 6,63 \times 10^{-34}$ J·s $1 \text{ eV} = 1,60 \times 10^{-19}$ J

27 À chacun son rythme

Absorption du sodium

Utiliser un modèle ; effectuer des calculs.

Commencer par résoudre l'énoncé compact. En cas de difficultés passer à l'énoncé détaillé.



Énoncé compact

- Recopier le diagramme simplifié des niveaux d'énergie de l'atome de sodium et y représenter la transition énergétique associée à la raie noire de longueur d'onde 589 nm.

Énoncé détaillé

- Calculer, en joule (J) puis en électronvolt (eV), l'énergie d'un photon associé à une radiation de longueur d'onde 589 nm.
- a. Calculer toutes les variations d'énergie $\Delta\mathcal{E}$ entre deux niveaux d'énergie de l'atome de sodium.
b. Associer une transition énergétique à la raie noire de longueur d'onde 589 nm du spectre d'absorption du sodium.
- Recopier le diagramme simplifié des niveaux d'énergie de l'atome de sodium et y représenter la transition énergétique associée à la raie noire de longueur d'onde 589 nm.

Données

$h = 6,63 \times 10^{-34}$ J·s $1 \text{ eV} = 1,60 \times 10^{-19}$ J

Vers l'épreuve écrite

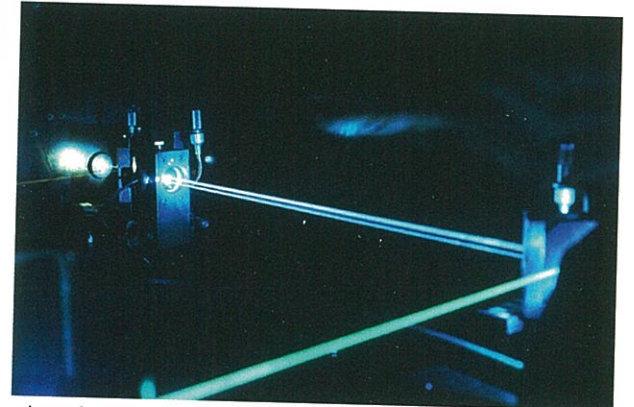
Les bons réflexes 1, 2 et 3 sont présentés page 346

28 50 min Le laser à Argon

Mobiliser et organiser ses connaissances ; effectuer des calculs ; effectuer une analyse dimensionnelle ; rédiger une explication.

L'argon fait partie de la famille des gaz nobles. Son pourcentage volumique dans l'atmosphère terrestre est 0,93 %.

Les lasers ioniques à gaz noble ionisé Argon Ar^+ sont très utilisés en médecine pour traiter les rétines qui peuvent se décoller ou pour effacer des lésions superficielles (angiomes, tatouages).



> Laser à Argon sur une table d'expériences

On étudie un laser de ce type qui peut émettre neuf radiations aux longueurs d'onde λ , de façon simultanée ou de façon séparée.

Données

- constante de PLANCK : $h = 6,63 \times 10^{-34}$ J·s
- électronvolt : $1 \text{ eV} = 1,60 \times 10^{-19}$ J

Raies	1	2	3	4	5
λ (nm)	514,5	501,7	496,5	488,0	476,5

Raies	6	7	8	9
λ (nm)	472,7	465,8	457,9	454,5

- a. À quel domaine du spectre des ondes électromagnétiques appartiennent ces radiations ?
b. Calculer la fréquence de la radiation correspondant à la raie n° 4.
- Rappeler l'expression de l'énergie \mathcal{E} transportée par un photon en fonction de la longueur d'onde λ de la radiation associée.

- Sans calcul, identifier dans le tableau précédent la longueur d'onde de la radiation associée au photon qui transporte :
a. la plus grande énergie : photon (A) ;
b. la plus petite énergie : photon (B).

Calculer, en électronvolt, les énergies \mathcal{E}_A et \mathcal{E}_B transportées par ces photons. Utiliser le réflexe 2

L'énergie d'un cation argon Ar^+ ionisé est quantifiée. Les raies 1, 4, 6, 7 et 9 sont émises lors de transitions d'états excités notés 4 p vers un autre état excité du cation Ar^+ noté 4 s. Ce niveau 4 s a pour énergie $\mathcal{E}_{4s} = -10,48$ eV.

- Qu'appelle-t-on « quantification » de l'énergie ?
- Indiquer la relation entre l'énergie \mathcal{E} des photons émis et la différence d'énergie $\Delta\mathcal{E} = |\mathcal{E}_{4p} - \mathcal{E}_{4s}|$ des niveaux 4 p et 4 s de l'argon ionisé.
- Déterminer, en électronvolt, les énergies des niveaux excités 4 p, notées :
• $\mathcal{E}_{4p \text{ max}}$ dans le cas du photon (A) ;
• $\mathcal{E}_{4p \text{ min}}$ dans le cas du photon (B).
- L'énergie de l'état fondamental de l'ion argon Ar^+ est $\mathcal{E}_1 = -27,62$ eV.

Tracer le diagramme simplifié de ces niveaux d'énergie et représenter les transitions correspondant aux photons (A) et (B). Utiliser le réflexe 3

Le laser est réglé de telle sorte qu'il n'émet simultanément que les raies n° 1 et n° 4. Elles sont émises à la puissance $P_1 = 2,0$ W pour la raie n° 1 et $P_4 = 1,5$ W pour la raie n° 4.

- La puissance P du laser, à une fréquence ν , est donnée par la relation :

$$P = N \times h \times \nu$$

où N est le nombre de photons émis par seconde. Vérifier que le produit $N \times h \times \nu$ s'exprime avec l'unité de puissance.

- Déterminer la valeur du rapport $\frac{N_4}{N_1}$ du nombre de photons émis chaque seconde lors de l'émission des radiations correspondant aux raies 1 et 4.
- Citer, en indiquant l'ordre de grandeur de leurs fréquences, un autre type d'ondes électromagnétiques utilisées en médecine.

Effectuer une analyse dimensionnelle

Question 6a réussie ? Améliorer ses performances → ex. 3
 Relever de nouveaux défis → ex. 20

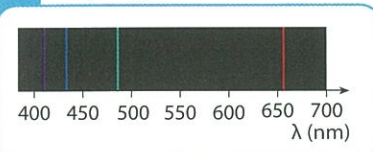
Donnée

- La constante de PLANCK est, avec trois chiffres significatifs : $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$.

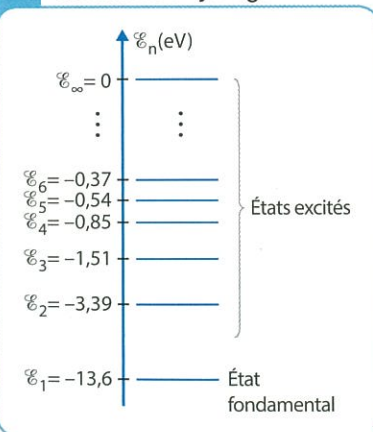
lycee.hachette-education.com/pc/1re

Interpréter et prévoir des spectres
VIDÉO DE COURS

B Spectre d'émission de l'atome d'hydrogène



C Diagramme de niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène



UNITÉ

L'écart entre les niveaux d'énergie étant faible, on utilise une autre unité d'énergie que le joule : l'électronvolt noté eV. $1 \text{ eV} = 1,60 \times 10^{-19} \text{ J}$.

b. Modèle particulaire

Depuis les travaux d'Albert EINSTEIN publiés en 1905, on sait que la lumière est constituée de particules de masse nulle : les photons. On parle de modèle **particulaire** de la lumière.

Dans ce modèle, le rayon lumineux est la direction de propagation des photons qui se déplacent à la vitesse c .

Une onde électromagnétique, de fréquence ν ou de longueur d'onde λ , peut être décrite par des photons qui transportent chacun un quantum d'énergie $\mathcal{E}_{\text{photon}}$ donnée par la relation :

$$\mathcal{E}_{\text{photon}} = h \times \nu = \frac{h \times c}{\lambda}$$

Labels: h en $\text{J}\cdot\text{s}$, ν en Hz , c en $\text{m}\cdot\text{s}^{-1}$, λ en m .

h est la constante de PLANCK.

Cette relation, appelée relation de PLANCK-EINSTEIN montre la nature à la fois **particulaire** (particule de masse nulle et d'énergie $\mathcal{E}_{\text{photon}}$) et **ondulatoire** (fréquence ν et longueur d'onde λ) de la lumière. On parle alors de **dualité onde-particule**.

2 L'interaction lumière-matière

a. Quantification de l'énergie des atomes

En 1913, pour expliquer la présence des raies d'émission de l'atome d'hydrogène (spectre B), Niels BOHR propose un modèle de la structure de cet atome en introduisant la notion de niveaux d'énergie.

Les niveaux d'énergie d'un atome sont **quantifiés** : leur énergie ne peut prendre que **certaines** valeurs.

Sur un diagramme de niveaux d'énergie :
 → le niveau d'énergie **le plus bas** correspond à l'état stable de l'atome, appelé **état fondamental** ;
 → les **autres** niveaux correspondent à des états moins stables, appelés **états excités** de l'atome.

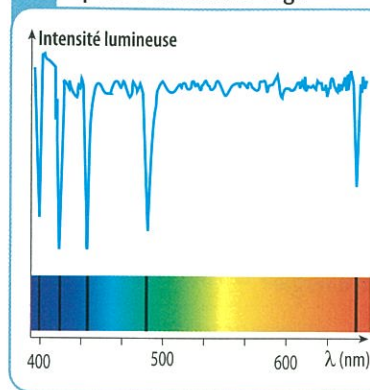
Remarques :

Dans un diagramme de niveaux d'énergie :
 → l'état de plus haute énergie correspond à la perte d'un électron ; l'atome est dit **ionisé**. Par convention son énergie notée E_∞ est égale à 0 eV ;
 → les énergies des autres états sont négatives.

Exemple : Le diagramme C de niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène représente les niveaux d'énergie possibles de cet atome. L'état fondamental a une énergie $E_1 = -13,6 \text{ eV}$, les états excités ont des énergies supérieures.

• Ce modèle a été proposé par Niels BOHR pour l'atome le plus simple, celui d'hydrogène. Il peut être étendu pour les autres atomes mais la représentation des niveaux et le calcul de leurs énergies deviennent plus complexes.

D Spectre de l'étoile Véga



b. Émission et absorption de la lumière par un atome

L'étude des spectres de raies d'émission et d'absorption (spectre D) a permis aux physiciens de comprendre l'interaction lumière-matière.

Au cours d'une transition entre deux états d'énergie $\mathcal{E}_{\text{initial}}$ et $\mathcal{E}_{\text{final}}$, le photon absorbé ou émis par un atome possède une énergie telle que :

$$\mathcal{E}_{\text{photon}} = \Delta\mathcal{E} = h \times \nu = \frac{h \times c}{\lambda}$$

avec $\Delta\mathcal{E} = |\mathcal{E}_{\text{final}} - \mathcal{E}_{\text{initial}}|$

Émission de la lumière par un atome	Absorption de lumière par un atome
<p>$\mathcal{E}_{\text{final}} < \mathcal{E}_{\text{initial}}$, l'atome perd de l'énergie en émettant un photon.</p> <p>• Sur un diagramme d'énergie, on représente cette transition par une flèche verticale, dirigée vers le bas :</p> <p>• L'énergie libérée est égale à la différence d'énergie entre les deux niveaux : $\Delta\mathcal{E} = \mathcal{E}_{\text{final}} - \mathcal{E}_{\text{initial}}$</p> <p>• Cette énergie libérée est transportée par un photon dont l'énergie est $\mathcal{E}_{\text{photon}} = h \times \nu$</p> <p>• Il y a donc émission d'une radiation monochromatique. La fréquence ν de cette radiation est telle que : $h \times \nu = \Delta\mathcal{E} = \mathcal{E}_{\text{final}} - \mathcal{E}_{\text{initial}}$</p> <p>Si cette fréquence appartient au domaine du visible, cette radiation correspond à une raie colorée dans le spectre d'émission de l'atome.</p> <p>Exemple : Spectre d'émission de l'atome de sodium</p>	<p>$\mathcal{E}_{\text{final}} > \mathcal{E}_{\text{initial}}$, l'atome gagne de l'énergie en absorbant un photon.</p> <p>• Sur un diagramme d'énergie, on représente cette transition par une flèche verticale, dirigée vers le haut :</p> <p>• L'énergie absorbée est égale à la différence d'énergie entre les deux niveaux : $\Delta\mathcal{E} = \mathcal{E}_{\text{final}} - \mathcal{E}_{\text{initial}}$</p> <p>• Cette énergie apportée est transportée par un photon dont l'énergie est $\mathcal{E}_{\text{photon}} = h \times \nu$</p> <p>• Il y a donc absorption d'une radiation monochromatique. La fréquence ν de cette radiation est telle que : $h \times \nu = \Delta\mathcal{E} = \mathcal{E}_{\text{final}} - \mathcal{E}_{\text{initial}}$</p> <p>Si cette fréquence appartient au domaine du visible, cette radiation correspond à une raie noire dans le spectre de la lumière blanche.</p> <p>Exemple : Spectre d'absorption de l'atome de sodium</p>
<p>Chaque entité chimique a son propre diagramme énergétique. Cela explique pourquoi il est possible d'identifier une entité chimique à partir d'un spectre lumineux d'émission ou d'absorption.</p> <p>Les radiations émises ou absorbées sont caractéristiques d'un atome car elles dépendent des niveaux d'énergie de cet atome.</p>	