1S2 - Physique-Chimie
Devoir en classe n°3 - Durée : 2h
Proposition de correction

EXERCICE I : ÉTUDE EXPÉRIMENTALE DE LA LOI DE WIEN

1. Il suffit de ne pas oublier de convertir λ en mètres en se rappelant que 1 nm = 10^{-9} m.

$\mathbf{T(K)}$	1000	1500	2000	2500	2800
$\boldsymbol{\lambda_m}$**(nm)**	2900	1950	1450	1160	1040
$\dfrac{\mathbf{1}}{\boldsymbol{\lambda_m}}(\mathbf{m^{-1}})$	$3,45 \cdot 10^5$	$5,13 \cdot 10^5$	$6,90 \cdot 10^5$	$8,62 \cdot 10^5$	$9,62 \cdot 10^5$

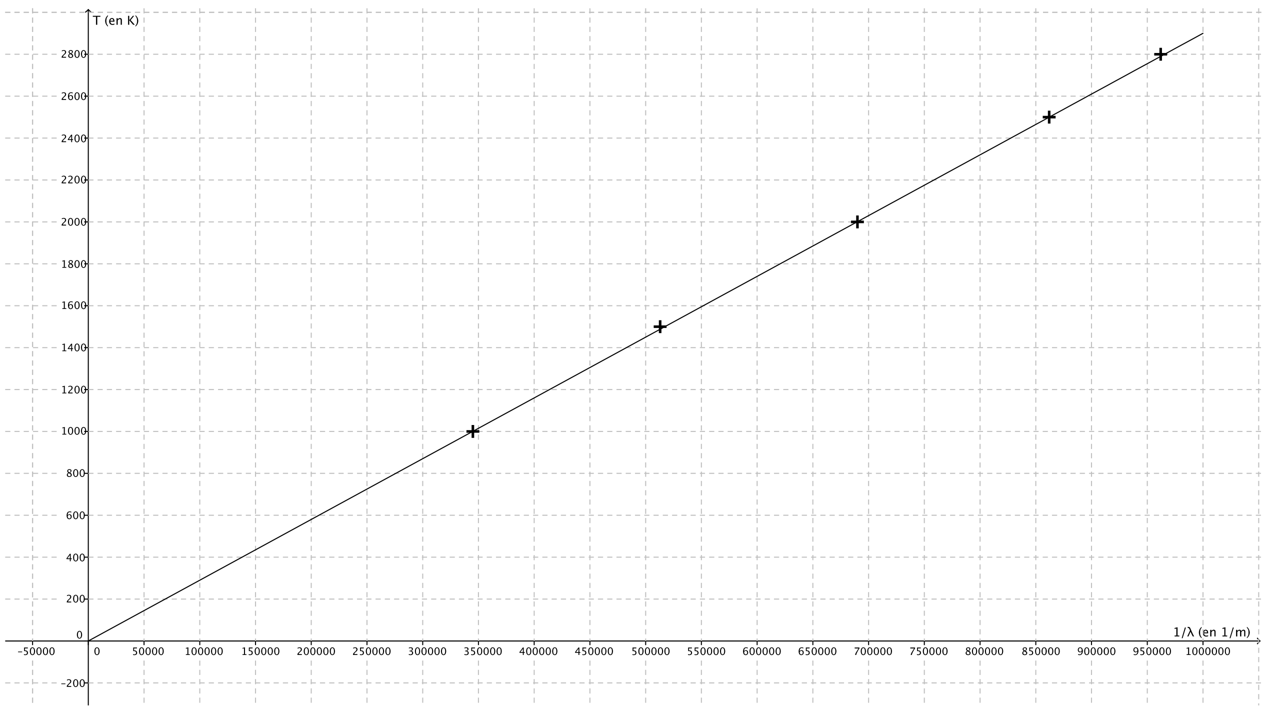
2. Voir papier millimétré ci-dessous.

3. Il y a proportionnalité entre les deux grandeurs car la courbe obtenue est droite passant par l'origine. On en déduit la relation littérale entre les deux grandeurs, en nommant a le coefficient de proportionnalité : $T = a \cdot \dfrac{1}{\lambda_m}$

4. D'après la loi de Wien, on a $\lambda_m \cdot T = \text{cste}$. En nommant a la constante, on obtient : $\lambda_m \cdot T = a$ d'où $T = a \cdot \dfrac{1}{\lambda_m}$. L'unité de a est celle d'une longueur d'onde (mètres) multipliée par celle d'une température (kelvins), à savoir $\text{m} \cdot \text{K}$.

5. Cette loi, appliquée à la lumière provenant d'une étoile, permet de connaître la température de surface de cette étoile (température de sa photosphère).

6. À l'aide de la relation établie précédemment, on calcule la longueur d'onde du maximum d'émission d'Aldébaran : $\lambda_m^A = \dfrac{a}{T} = \dfrac{2,9 \cdot 10^{-3}}{4010} = 7,2 \cdot 10^{-7}\ \text{m} = 720\ \text{nm}$. La courbe d'émission est donc centrée autour de 720 nm, soit dans le rouge. Aldébaran est donc une étoile rouge.



EXERCICE II : ÉTUDE D'UNE LAMPE À VAPEUR DE SODIUM

1. Étude du spectre d'émission de l'atome de sodium

1.1. Les longueurs d'onde des raies appartenant au domaine du visible sont : $568,8$ nm ; $589,0$ nm ; $589,6$ nm et $615,4$ nm. Pour le domaine des ultraviolets : $330,3$ nm. Pour le domaine de l'infrarouge : $819,5$ nm et $1138,2$ nm.

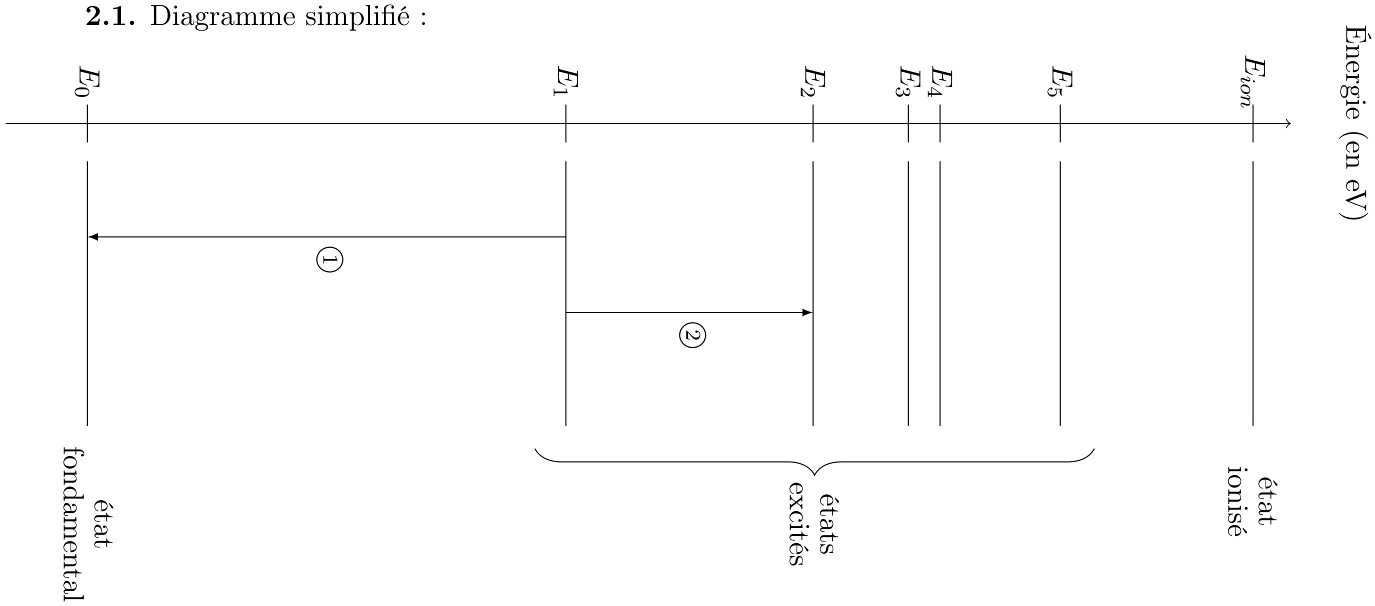
1.2. Il s'agit d'une lumière polychromatique car elle comporte plusieurs radiations (quatre) dans le domaine vidible.

1.3. Fréquence ν de la radiation étudiée : $\nu = \dfrac{c}{\lambda} = \dfrac{3,00 \cdot 10^8}{589,0 \cdot 10^{-9}} = 5,09 \cdot 10^{14}$ Hz.

1.4. h représente la constante de Planck. L'électronvolt, quant à lui, est une unité adaptée à l'échelle atomique, le joule étant une unité beaucoup trop grande pour décrire les niveaux d'énergie des atomes.

2. Diagramme simplifié des niveaux d'énergie de l'atome de sodium

2.1. Diagramme simplifié :



2.2. Voir le schéma ci-dessus.

2.3. Ce diagramme montre bien que l'énergie d'un atome de sodium ne peut pas prendre n'importe quelle valeur, ce qui est caractéristique du phénomène de quantification de l'énergie dans les atomes.

2.4. Lorsqu'un atome se trouve dans un état excité, il se désexcite en émettant une radiation lumineuse dont l'énergie, et donc la longueur d'onde, correspond à la différence entre deux niveaux d'énergie de l'atome. Ainsi, seules certaines énergies peuvent être émises donc seules certaines longueurs d'onde peuvent être présentes dans le spectre d'émission de l'atome.

3. Transitions dans l'atome de sodium

3.1. Énergie du photon correspondant à la raie jaune du doublet du sodium :
$E_{589} = h \cdot \nu = 6,626 \cdot 10^{-34} \times 5,09 \cdot 10^{14} = 3,37 \cdot 10^{-19}$ J $= 2,11$ eV.

3.2. Puisque le spectre est un spectre d'émission, la raie jaune correspond à une transition appelée émission et au cours de laquelle l'atome passe d'un état d'énergie donnée à un état d'énergie plus faible. Or, d'après les valeurs des niveaux d'énergie, on constate que cette radiation correspond à la différence entre les énergies E_0 et E_1 :
$E_{589} = |E_0 - E_1| = |-5,14 - (-3,03)| = 2,11$ eV.

3.3. Si l'atome pouvait recevoir ce quantum d'énergie ΔE, il passerait de l'énergie du niveau $E_1 = -3,03$ eV à un niveau d'énergie tel que :
$E = E_1 + \Delta E = -3,03 + 1,09 = -1,94 \text{ eV} = E_2$
Ainsi, l'atome peut absorber ce quantum d'énergie en passant de l'état d'énergie E_1 à l'état d'énergie E_2, ce quantum correspondant exactement à la différence entre ces deux niveaux d'énergie.

3.4. Voir le schéma ci-dessus sur lequel on a représenté la transition correspondant à une absorption.

3.5. L'électron possède une énergie supérieure à l'énergie d'ionisation de l'atome de sodium qui, elle, vaut 5, 14 eV. L'énergie de l'électron n'étant pas quantifiée, l'atome va absorber 5, 14 eV de l'électron qui repartira après le choc avec l'atome avec une énergie ayant pour valeur $E_{e^-} = 6,2 - 5,14 = 1,1$ eV.

3.6. Si l'atome absorbait cette énergie $\Delta E'$, alors il passerait du niveau d'énergie $E_0 = -5,14$ eV à un niveau d'énergie $E' = E_0 + \Delta E' = -5,14 + 2,5 = -2,64$ eV. L'atome ne peut pas absorber ce quantum d'énergie car l'énergie E' ne correspond à aucune valeur possible de l'énergie de l'atome. L'énergie du photon étant quantifiée, il n'est pas possible que l'atome absorbe seulement une partie de l'énergie du photon pour passer, par exemple, au niveau d'énergie E_1.

3.7. Pour calculer les énergies ΔE correspondant aux raies du spectre, on utilise la relation suivante : $\Delta E = \dfrac{h \cdot c}{\lambda}$ et on recherche les niveaux dont les différences d'énergie correspondent à ces énergies :

$$E_{330,3} = 6,02 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 3,76 \text{ eV} = |E_4 - E_0|$$
$$E_{568,8} = 3,49 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 2,18 \text{ eV} = |E_5 - E_1|$$
$$E_{589,0} = 3,37 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 2,10 \text{ eV} = |E_1 - E_0|$$
$$E_{589,6} = 3,37 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 2,10 \text{ eV} = |E_1 - E_0|$$
$$E_{615,4} = 3,23 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 2,02 \text{ eV (non identifiée)}$$
$$E_{819,5} = 2,43 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 1,51 \text{ eV} = |E_3 - E_1|$$
$$E_{1138,2} = 1,75 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 1,09 \text{ eV} = |E_5 - E_2|$$