

Chaque réponse devra être rédigée. On déterminera d'abord les relations littérales et on fera ensuite les applications numériques (aucun point ne sera attribué pour les calculs intermédiaires). Chaque résultat doit être accompagné de son unité et donné avec un nombre de chiffres significatifs cohérent avec les données.

Données pour tous les exercices :

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

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

$$1,00 \text{ eV} = 1,60 \times 10^{-19} \text{ J}$$

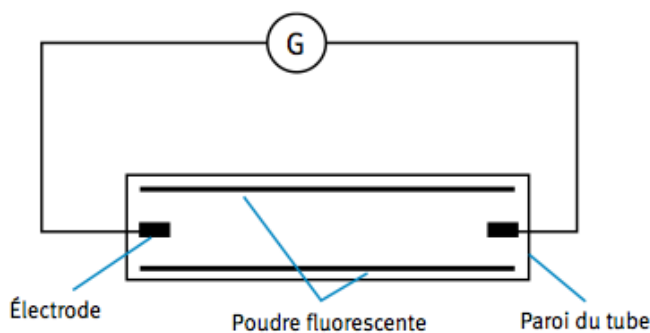
Loi de Wien : $\lambda_{\text{max}} \times T = 3,00 \times 10^{-3}$ avec λ_{max} : longueur d'onde principalement émise par le corps en mètres (m) et T : température du corps en KELVIN (K).

La température T en Kelvin est reliée à la température θ en °C par la relation : $T = \theta + 273$

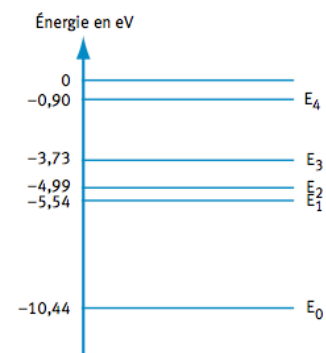
Exercice n°1 : Un tube fluorescent (8 points)

Le tube fluorescent étudié est constitué d'un cylindre de verre qui contient un gaz à basse pression. La paroi intérieure du cylindre est recouverte d'une poudre fluorescente. Lorsque le tube est mis sous tension, une décharge électrique se produit : des électrons circulent dans le gaz entre les deux électrodes. Les électrons bombardent les atomes gazeux et leur cèdent de l'énergie.

Le schéma simplifié du circuit est donné ci-dessous :



Le diagramme ci-dessous représente quelques niveaux d'énergie de l'atome de mercure.

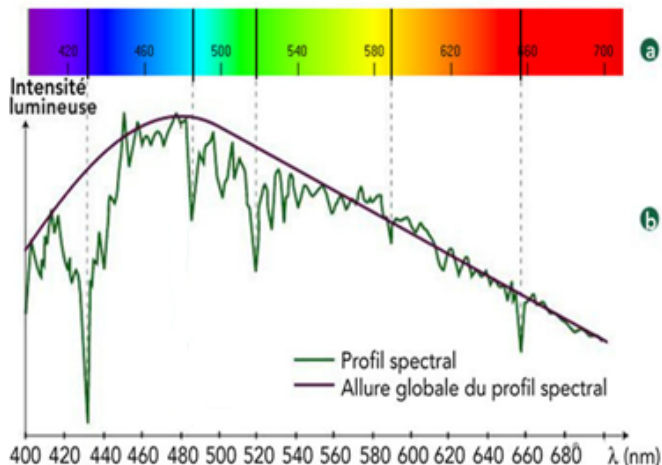
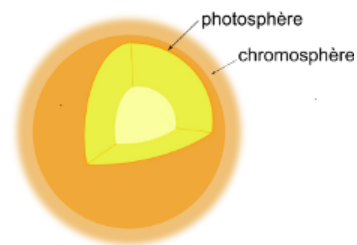


On étudie un tube fluorescent contenant du mercure à l'état gazeux.

1. Comment désigne-t-on le niveau le plus bas E_0 sur le diagramme énergétique. 0,5
2. Un électron cède une partie de son énergie à un atome de mercure. L'énergie de celui-ci passe du niveau E_0 au niveau E_1 . Comment qualifie-t-on l'état dans lequel se trouve alors l'atome de mercure ? 0,5
3. Retour vers E_0 . Lors de la transition du niveau E_1 vers le niveau E_0 , l'atome de mercure perd un quantum d'énergie.
 - a. Comment se manifeste cette perte d'énergie ? 1
 - b. Représenter cette transition sur le diagramme énergétique du mercure. 1
 - c. Déterminer en Joule, l'énergie libérée E, lors du passage du niveau d'énergie E_1 au niveau E_0 . 1,5
 - d. Exprimer puis calculer la longueur d'onde, notée λ_{1-0} , du rayonnement émis correspondant à cette transition. 1,5
 - e. Après avoir rappelé les limites, en longueurs d'onde, du spectre du visible, dire dans quel domaine, ultraviolet (UV), visible ou infrarouge (IR) se situe cette radiation de longueur d'onde λ_{1-0} . 2

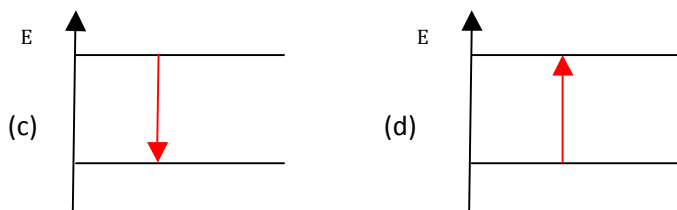
Exercice n°2 : Le soleil (5 points)

La lumière émise par la surface chaude du Soleil (photosphère) traverse une couche gazeuse relativement froide : la chromosphère.



Le graphe (b) donne l'intensité lumineuse de chaque radiation émise par le soleil en fonction de sa longueur d'onde. Sur le spectre visible du soleil (a) sont repérées les principales raies sombres.

1. Comment qualifie-t-on la lumière émise par le soleil : incandescence ou luminescence ? Justifier.
2. Les raies sombres dans le spectre du soleil sont-elles des raies d'absorption ou d'émission ? Justifier.
3. Quel schéma, parmi les deux ci-dessous, représente cette transition énergétique ? Justifier.



4. Déterminer la longueur d'onde de l'intensité maximum de l'allure du profil spectral du soleil.
5. En déduire la température de la surface du soleil en degré Celsius.

1

1

1

0,5

1,5

Exercice n° 3 : Une molécule odorante et une molécule colorée (7 points)

Données: Numéros atomiques : H : Z=1 ; C : Z=6 ; O : Z=8 ; S : Z=16.

Les espèces chimiques contenant l'élément chimique soufre (S) ont généralement une odeur forte et désagréable. Ainsi, le sulfure d'hydrogène H₂S a une odeur d'œuf pourri.

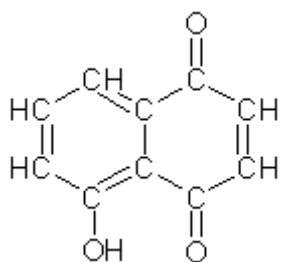
1. Déterminer le nombre de liaisons covalentes que l'atome de soufre va réaliser, ainsi que le nombre de doublets non liants qu'il possède. Justifier.
2. Rappeler le nombre de liaisons covalentes réalisées par un atome d'hydrogène. Possède-t-il des doublets non liants ? Justifier.
3. Ecrire la formule de Lewis de la molécule de sulfure d'hydrogène.
4. En déduire la géométrie de cette molécule. Justifier

1

0,5

1

1



La juglone est le colorant organique responsable de la couleur marron du brou des noix. Sa formule semi-développée est représentée ci-contre.

5. Combien de doublets d'électrons entourent chaque atome de carbone ? De quel type de doublet s'agit-il ?
6. Déterminer le nombre de doublets non liants que porte chaque atome d'oxygène. Justifier.
7. En déduire la formule de Lewis de cette molécule.

0,5

1

0,5

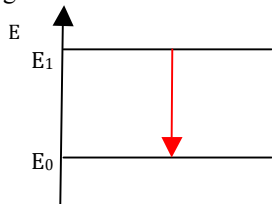
1,5

8. Quelle est la géométrie autour de l'atome de carbone qui fait une double liaison avec l'oxygène ? Justifier.

Correction du DS2

Exercice n°1 : Un tube fluorescent

1. Le niveau E_0 est appelé niveau fondamental, niveau de plus basse énergie de l'atome.
2. L'atome se trouve dans un état excité, son énergie a augmenté : $E_1 > E_0$.
3. Retour vers E_0 :
 - a. Il y a émission d'un photon.
 - b. l'énergie de l'atome diminue lors de l'émission du photon :



- c. $E = |E_0 - E_1| = |-10,44 - (-5,54)| = 4,9 \text{ eV} = 4,9 \times 1,60 \cdot 10^{-19} = 7,84 \cdot 10^{-19} \text{ J}$.
- d. $E_{1-0} = h \times \frac{c}{\lambda_{1-0}}$ d'où $\lambda_{1-0} = \frac{h \times c}{E_{1-0}} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \times 3,00 \cdot 10^8}{7,84 \cdot 10^{-19}} = 2,54 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 254 \text{ nm}$.
- e. Les longueurs d'onde du spectre du visible sont comprises entre 400 et 800 nm, la longueur d'onde $\lambda_{1-0} = 254 \text{ nm}$ appartient donc au domaine des UV.

Exercice n°2 : Le soleil

1. Le Soleil émet de la lumière sous l'effet de la température, c'est le phénomène d'incandescence.
2. Les raies sombres dans le spectre du Soleil correspondent à des intensités lumineuses minimales, ce sont des raies d'absorption.
3. Lors de l'absorption d'un photon, l'énergie d'un atome augmente, ce qui correspond au diagramme (d).
4. D'après le diagramme (b), la longueur d'onde de l'intensité maximum de l'allure du profil spectral du soleil est 480 nm.
5. D'après la loi de Wien rappelée dans les données, $\lambda_{\text{max}} \times T = 3,00 \times 10^{-3}$

$$\text{soit } T = \frac{3,00 \cdot 10^{-3}}{\lambda_{\text{max}}} = \frac{3,00 \cdot 10^{-3}}{4,80 \cdot 10^{-7}} = 6,25 \cdot 10^3 \text{ K} \quad \text{d'où } \theta = T - 273 = 5,98 \cdot 10^3 \text{ }^\circ\text{C}$$

Exercice n°3 : Une molécule odorante et une molécule colorée

1. La structure électronique de l'atome de soufre est K(2)L(8)M(6). Il lui manque 2 électrons pour saturer sa couche externe (règle octet), il va donc faire 2 liaisons covalentes. Il restera alors $6 - 2 = 4$ électrons qui vont se répartir en 2 doublets non liants.
2. La structure électronique de l'atome d'hydrogène est K(1) donc il lui manque 1 électron pour respecter la règle du duet, l'atome d'hydrogène pourra réaliser un seul doublet d'électrons donc une seule liaison covalente.

3. Structure de Lewis de la molécule de sulfure d'hydrogène $\text{H} - \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{S}}} - \text{H}$

4. Les 2 atomes et 2 doublets non liants se répartissent au sommet d'un tétraèdre, la molécule a donc une géométrie coudée autour de l'atome de soufre :



5. On dénombre 4 doublets autour de chaque atome de carbone. Ce sont tous des doublets liants.
6. Chaque atome d'oxygène est entouré de 2 doublets liants donc il doit aussi porter 2 doublets non liants pour respecter la règle de l'octet.

7. L'atome de carbone est entouré de 3 atomes qui vont placer aux sommets d'un triangle. La géométrie autour de l'atome de carbone est donc triangulaire plane.

