

ACTIVITE 2 : SPECTRE DE RAIES – CARTE D'IDENTITE

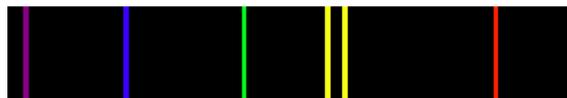
En seconde, deux types de spectres d'émission ont été mis en évidence :

- **Les spectres continus d'émission**
Exemple : spectre de la lumière émise par une lampe à incandescence



Spectre continu d'émission

- **Les spectres de raies d'émission**
Exemple : spectre de la lumière émise par une lampe spectrale



Spectre de raies d'émission

On se propose dans cette activité de comprendre l'origine des spectres de raies d'émission et de montrer que ce type de spectre constitue une carte d'identité.

Document 1 : Les deux modèles de la lumière

Description ondulatoire : La lumière est décrite comme une onde qui se propage à une certaine vitesse souvent notée c . A toute radiation monochromatique on définit une longueur d'onde λ (sous-entendu dans le vide) et une fréquence ν reliées par :

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

c : célérité de la lumière dans le vide ($c = 3,00 \times 10^8$ m/s)

λ : longueur d'onde dans le vide de la radiation exprimée en mètre (m)

ν : fréquence de la radiation exprimée en hertz (Hz)

Description particulaire : La lumière est décrite comme un flux de particules qui se déplacent à une certaine vitesse. Chaque particule, appelée « photon », transporte une quantité bien définie d'énergie, notée E_{photon} . Cette énergie s'exprime en fonction de la fréquence de la radiation considérée :

$$E_{\text{photon}} = h \times \nu$$

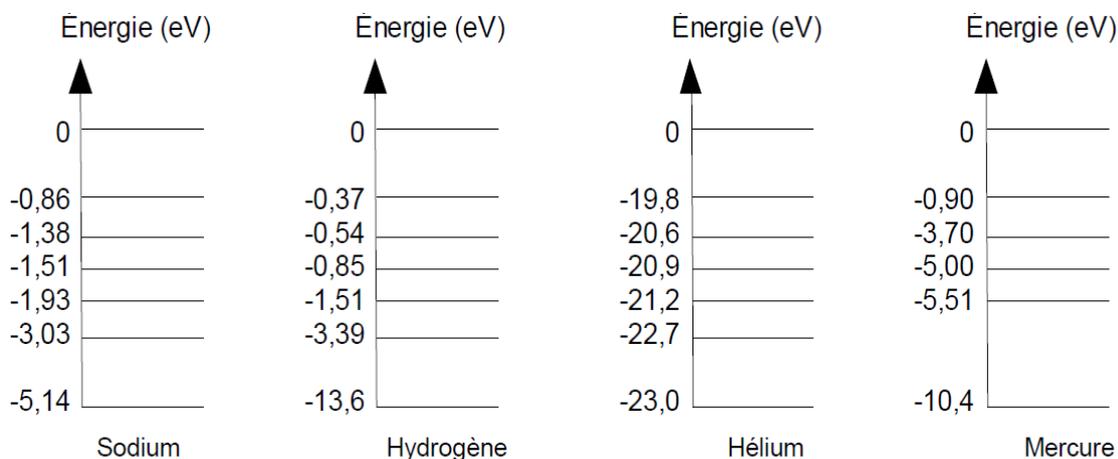
E_{photon} : énergie du photon exprimée en joule (J)

ν : fréquence de la radiation exprimée en hertz (Hz)

h : constante de Planck ($h = 6,63 \times 10^{-34}$ J.s)

→ Cette relation permet de faire le lien entre les deux descriptions.

Document 2 : Diagrammes énergétiques de quelques éléments chimiques

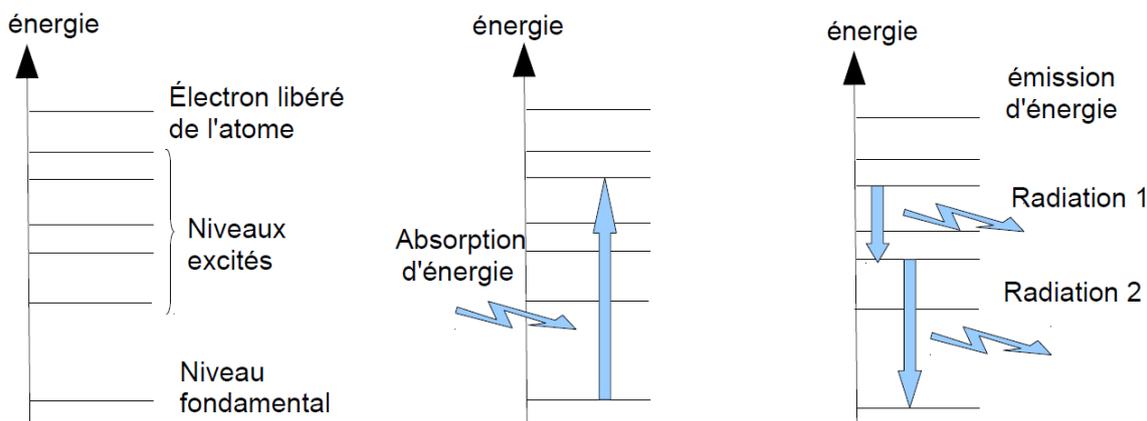


L'électronvolt est l'unité d'énergie adaptée aux niveaux d'énergie des atomes : $1 \text{ eV} = 1,60 \times 10^{-19} \text{ J}$

Document 3 : Atomes et niveaux d'énergie

L'atome ne peut exister que dans certaines configurations correspondantes aux différentes couches occupées par les électrons. A chacune de ces configurations est associé un niveau d'énergie pour l'atome. L'état de plus basse énergie est nommé l'état fondamental et les autres sont les états dits excités. L'atome peut passer d'un niveau inférieur à un niveau supérieur s'il reçoit exactement l'énergie qui lui permet de rejoindre ce niveau supérieur. Cette énergie est ensuite restituée sous forme de lumière lorsque l'atome repasse dans l'état fondamental (directement ou en passant par un niveau excité inférieur).

- L'écart d'énergie entre deux niveaux est noté ΔE .
- Une radiation ne peut être émise ou absorbée que si l'énergie du photon, notée E_{photon} , est strictement égale à l'écart d'énergie entre les deux niveaux. On doit avoir : $E_{\text{photon}} = \Delta E$

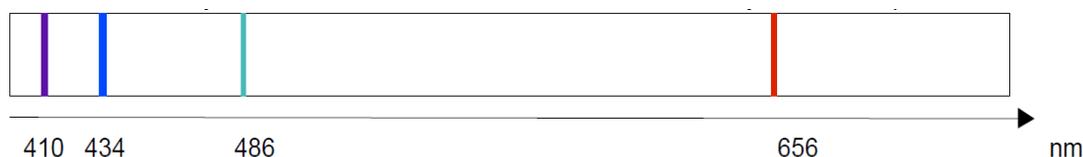


Plus l'écart entre deux niveaux d'énergie est grand plus la radiation émise transporte de l'énergie. Les niveaux d'énergie ainsi que leurs écarts étant propres à chaque atome, les radiations émises sont donc propres à chaque atome et de ce fait à chaque élément chimique.

Document 4 : Quelques raies caractéristiques de certains éléments chimiques

Éléments	λ (nm)		
Ca	396,8	585,7	
Cr	429,0		
Fe	430,8	527,0	
H	486,1	656,3	
He	587,6	667,8	
K	583,2	691,1	766,5
Li	610,3		
Mg	516,7	517,2	518,4
Na	588,9	589,5	
O	687,0		
Zn	468,0	472,2	481,0

Document 5 : Spectre de raies d'émission d'un élément chimique inconnu



- L'axe a été tracé sans souci d'échelle.
- Pour une meilleure visibilité, le fond noir du spectre a été remplacé par un fond blanc.

Questions :

1) S'appropriier le problème

Pour chaque question, cocher la (les) bonne(s) réponse(s). Noter sur votre compte rendu les justifications.

On considère le diagramme d'énergie du sodium.

Si l'atome passe du niveau d'énergie – 1,38 eV au niveau d'énergie – 1,93 eV :

a- L'atome : <input type="checkbox"/> perd de l'énergie. <input type="checkbox"/> gagne de l'énergie	b- Une radiation est : <input type="checkbox"/> émise. <input type="checkbox"/> Absorbée.
c- La différence d'énergie entre les 2 niveaux est égale à : <input type="checkbox"/> + 3,31 eV <input type="checkbox"/> - 3,31 eV <input type="checkbox"/> + 0,55 eV <input type="checkbox"/> - 0,55 eV	d- La relation entre la différence d'énergie ΔE entre les 2 niveaux et l'énergie du photon E_{photon} mis en jeu est : <input type="checkbox"/> $\Delta E = E_{\text{photon}}$ <input type="checkbox"/> $\Delta E = - E_{\text{photon}}$ <input type="checkbox"/> aucune des 2 relations précédentes
e- La relation entre l'énergie du photon mis en jeu et la longueur d'onde de la radiation associée est : <input type="checkbox"/> $E_{\text{photon}} = h \times c \times \lambda$ <input type="checkbox"/> $E_{\text{photon}} = \frac{h \times c}{\lambda}$ <input type="checkbox"/> $E_{\text{photon}} = \frac{h \times \lambda}{c}$ <input type="checkbox"/> $\lambda = \frac{h \times c}{E_{\text{photon}}}$ <input type="checkbox"/> $\lambda = \frac{E_{\text{photon}}}{h \times c}$ <input type="checkbox"/> $\lambda = \frac{E_{\text{photon}} \times c}{h}$	f- La longueur d'onde de la radiation mise en jeu est : <input type="checkbox"/> $2,77 \times 10^{24}$ m <input type="checkbox"/> $4,42 \times 10^5$ m <input type="checkbox"/> $3,62 \times 10^{-25}$ m <input type="checkbox"/> $2,26 \times 10^{-6}$ m <input type="checkbox"/> $2,48 \times 10^{41}$ m <input type="checkbox"/> $3,98 \times 10^{22}$ m
g- La radiation mise en jeu appartient au domaine : <input type="checkbox"/> du visible <input type="checkbox"/> de l'infrarouge <input type="checkbox"/> des ultraviolets	

2) La carte d'identité d'un élément chimique

- A l'aide des documents, déterminer l'élément chimique responsable du spectre du document 5.
- Attribuer aux radiations de longueur d'onde 486 nm et 656 nm du spectre du document 5 la transition atomique correspondante. Les représenter sous forme d'une flèche sur le diagramme énergétique du document 2.

3) Le spectre de la lumière de l'étoile Vega

→Faire l'exercice 26 p 352