

Ex 4 p. 348

On utilise les formules $\lambda = \frac{c}{\nu}$, et $\nu = \frac{c}{\lambda}$

λ	1,34 μm	$6,0 \cdot 10^{-12}$ m	882 nm
ν	$2,24 \cdot 10^{14}$ Hz	$5,0 \cdot 10^{13}$ MHz	$3,40 \cdot 10^{14}$ Hz

Ex 6 p. 348

- L'image a se rapporte aux Rayons X
- L'image b se rapporte aux micro-ondes
- L'image c se rapporte aux infrarouges.

Ex 7 p. 348

- $500 \text{ nm} = 500 \times 10^{-9} \text{ m} = 5,00 \times 10^{-7} \text{ m}$
 - $3,5 \mu\text{m} = 3,5 \times 10^{-6} \text{ m}$
 - $15 \text{ pm} = 15 \times 10^{-12} \text{ m} = 1,5 \times 10^{-11} \text{ m}$
 - $2,5 \text{ mm} = 2,5 \times 10^{-3} \text{ m}$.
- Seule l'onde électromagnétique de longueur d'onde $\lambda = 500 \text{ nm}$ appartient au domaine du visible.

Ex 9 p. 349

- En utilisant la relation de Planck-Einstein, on trouve :

$$\mathcal{E} = h\nu$$

A.N. $\mathcal{E} = 6,63 \cdot 10^{-34} \times 5,1 \cdot 10^{14}$

$$\mathcal{E} = 3,38 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$\mathcal{E} = \frac{3,38 \cdot 10^{-19}}{1,6 \cdot 10^{-19}} = 2,11 \text{ eV}$$
- Cette énergie est transportée par un photon.

Ex 10 p. 349

$$\mathcal{E} = h\nu = \frac{hc}{\lambda}$$

$$\Leftrightarrow \nu = \frac{\mathcal{E}}{h}$$

A.N. $\nu = \frac{1,19 \cdot 10^{24}}{6,63 \cdot 10^{-34}}$

$$\nu = 1,79 \cdot 10^9 \text{ Hz}$$

$$\mathcal{E} = h\nu = \frac{hc}{\lambda}$$

$$\Leftrightarrow \lambda = \frac{hc}{\mathcal{E}}$$

A.N. $\lambda = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \times 3,00 \cdot 10^8}{1,19 \cdot 10^{-24}}$

$$\lambda = 0,167 \text{ m}$$

Ex 11 p. 349

- Lorsque l'atome absorbe un photon, il gagne de l'énergie. C'est donc la flèche (b).
- Dans le spectre lumineux, elle correspondra à une bande noire (absorption de lumière).

Ex 12 p. 349

- On a un spectre d'émission car on observe une radiation colorée sur fond noir.
- Le premier schéma correspond à une raie d'émission car l'énergie de l'atome diminue en émettant un photon.

Ex 13 p. 349

Il s'agit d'une raie d'absorption de longueur d'onde $\lambda = 750 \text{ nm}$. D'après la relation de Planck-Einstein :

$$\mathcal{E} = \frac{hc}{\lambda}$$

$$\mathcal{E} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \times 3,00 \cdot 10^8}{750 \cdot 10^{-9}}$$

$$\mathcal{E} = 2,65 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$\mathcal{E} = \frac{2,65 \cdot 10^{-19}}{1,60 \cdot 10^{-19}} = 1,66 \text{ eV}$$

Ex 14 p. 349

La longueur d'onde associée à cette transition a pour valeur :

$$E = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

$$\Leftrightarrow \lambda = \frac{h \cdot c}{E}$$

$$\text{A.N. } \lambda = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \times 3,00 \cdot 10^8}{2,76 \times 1,6 \cdot 10^{-19}}$$

$$\lambda = 450 \text{ nm}$$

D'après le spectre, il s'agit d'une radiation bleue.

Ex 15 p. 349

$$\begin{aligned} 1. \text{ a. } \mathcal{E}_{\text{photon}} &= |\mathcal{E}_{\infty} - \mathcal{E}_1| \\ &= |0 + 13,6| \\ &= 13,6 \text{ eV} \end{aligned}$$

b.

- D'après la relation de Planck-Einstein :

$$\mathcal{E} = \frac{hc}{\lambda}$$

$$\Leftrightarrow \lambda = \frac{hc}{\mathcal{E}}$$

$$\text{A.N. } \lambda = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \times 3,00 \cdot 10^8}{13,6 \cdot 1,6 \cdot 10^{-19}}$$

$$\lambda = 91,4 \text{ nm}$$

Ex 17 p. 350

- La couche d'ozone absorbe les UV-C or les UV-C ont la plus petite longueur d'onde, ils sont donc les plus énergétiques et donc les plus dangereux pour la peau.
- Une crème solaire doit arrêter les UV-A et UV-B car la couche d'ozone ne les filtre que très partiellement.

Ex 19 p. 350

$$1. \quad \lambda = \frac{c}{\nu}$$

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

$$\text{A.N. } \nu = \frac{3 \cdot 10^8}{10^{-6}} \sim 3 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$$

- $\lambda = 1 \mu\text{m}$ donc $\lambda > 800 \text{ nm}$. Ces radiations appartiennent au domaine des infrarouges.

$$3. \quad E = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

$$\text{A.N. } E = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \times 3,00 \cdot 10^8}{1 \cdot 10^{-6}}$$

$$E = 2 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

4. Chacune des impulsions transporte une énergie
 $E = 0,1 \text{ }\mu\text{J}$ Le nombre de photons émis par chaque
 impulsion est $N = \frac{0,1 \cdot 10^{-6}}{2 \cdot 10^{-19}} = 5 \cdot 10^{11}$ photons

Ex 20 p. 350**Ex 21 p. 350****Ex 23 p. 351****Ex 24 p. 351**

1. Le niveau \mathcal{E}_1 est nommé l'état fondamental, les
 niveaux d'énergie supérieurs sont les états excités.

2. Les 4 émissions possibles sont :

$$\begin{aligned}\Delta\mathcal{E}_{5 \rightarrow 1} &= |\mathcal{E}_1 - \mathcal{E}_5| \\ &= |-5,695 + 3,005| \\ &= 2,690 \text{ eV}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\Delta\mathcal{E}_{6 \rightarrow 2} &= |-3,920 + 2,094| \\ &= 1,826 \text{ eV}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\Delta\mathcal{E}_{6 \rightarrow 3} &= |-3,897 + 2,094| \\ &= 1,803 \text{ eV}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\Delta\mathcal{E}_{6 \rightarrow 4} &= |-3,848 + 2,094| \\ &= 1,754 \text{ eV}\end{aligned}$$

3.a. $\mathcal{E}_{\text{photon}} = \Delta\mathcal{E}$

D'après la relation de Planck-Einstein :

$$\mathcal{E}_{\text{photon}} = \frac{hc}{\lambda}$$

donc,

$$\Delta\mathcal{E} = \frac{hc}{\lambda}$$

$$\Leftrightarrow \lambda = \frac{hc}{\Delta\mathcal{E}}$$

A.N. $\lambda_{5 \rightarrow 1} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \times 3,00 \cdot 10^8}{2,690 \times 1,60 \cdot 10^{-19}} = 462 \text{ nm}$

$$\lambda_{6 \rightarrow 2} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \times 3,00 \cdot 10^8}{1,826 \times 1,60 \cdot 10^{-19}} = 681 \text{ nm}$$

$$\lambda_{6 \rightarrow 3} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \times 3,00 \cdot 10^8}{1,803 \times 1,60 \cdot 10^{-19}} = 689 \text{ nm}$$

$$\lambda_{6 \rightarrow 4} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \times 3,00 \cdot 10^8}{1,754 \times 1,60 \cdot 10^{-19}} = 709 \text{ nm}$$

- b. On a donc une radiation bleu (462 nm), et 3 radiations
 rouges (681, 689 et 709 nm). La couleur rouge, bleue et
 la couleur magenta (issue de la synthèse additive du
 bleu et du rouge) pourraient être causées par la
 désexcitation du strontium.

Ex 27 p. 352

On calcule le $\Delta\mathcal{E}$ correspondant à une raie de longueur
 d'onde $\lambda = 589 \text{ nm}$.

$$\Delta\mathcal{E} = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

A.N. $\Delta\mathcal{E} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \cdot 3,00 \cdot 10^8}{589 \cdot 10^{-9}}$

$$\Delta\mathcal{E} = 3,38 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

donc, $\Delta\mathcal{E} = \frac{3,38 \cdot 10^{-19}}{1,6 \cdot 10^{-19}}$

$$\Delta\mathcal{E} = 2,11 \text{ eV}$$

La transition correspondante est :

$$\Delta\mathcal{E} = |\mathcal{E}_2 - \mathcal{E}_1|$$

A.N. $\Delta\mathcal{E} = |-3,03 - (-5,14)|$

$$\Delta\mathcal{E} = 2,11 \text{ eV}$$

Il s'agit donc du photon absorbé lors de la transition du
 niveau d'énergie \mathcal{E}_1 vers le niveau d'énergie \mathcal{E}_2 .