

1<sup>ère</sup> Spé  
Physique

Thème : L'énergie : conversions et transferts

## Les spectres atomiques

TP 28

Chap.18

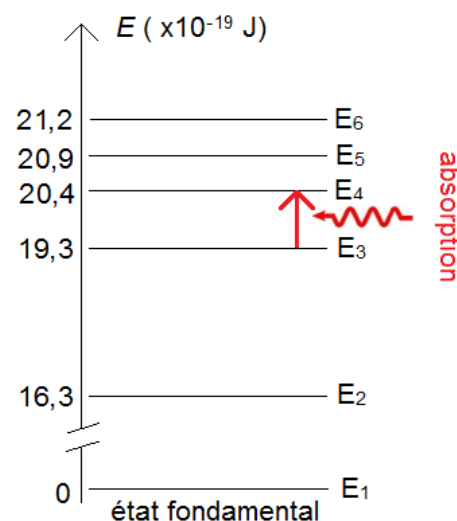
- **But du TP** : Etudier le spectre d'une source spectrale et l'interpréter à partir du diagramme de niveaux d'énergie atomiques.

I. Le spectre de l'hydrogèneDocument 1 : Histoire du photon

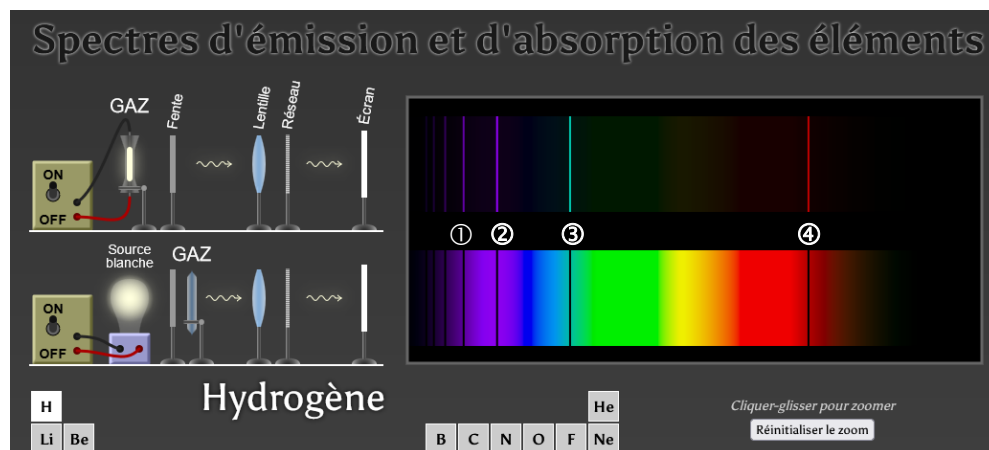
- 1900 : L'allemand Max **Planck** (1858-1947) affirme que les échanges d'énergie entre la lumière et la matière ne peuvent se faire que par « paquets » d'énergie bien déterminée qu'il nomme les quanta.
- 1908 : L'allemand Albert **Einstein** (1879-1955) émet l'hypothèse que ces quanta d'énergie sont des particules, les photons, qui se déplacent à la vitesse de la lumière. Chaque photon possède une énergie  $E$  dont la valeur dépend de la fréquence  $\nu$  (lire « nu ») de l'onde lumineuse :  
 $E = h \times \nu$  avec la constante de Planck  $h = 6,63 \cdot 10^{-34}$  J.s,  $E$  en joule (J),  $\nu$  en hertz (Hz).
- 1913 : Le danois Niels **Bohr** (1885-1962) propose un modèle dans lequel l'atome ne peut exister que dans certains états, chaque état étant caractérisé par un niveau d'énergie bien défini, quantifié.

Document 2 : Niveaux d'énergie de l'hydrogène

- Le diagramme simplifié ci-contre montre les niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène.
- Selon les hypothèses de Bohr :
  - Chaque niveau d'énergie correspond à un état permis, dont la valeur est propre à chaque atome. L'état fondamental  $E_1$  est l'état de plus basse énergie, l'état stable de l'atome. Les autres états sont dits "excités".
  - Un atome peut changer de niveau d'énergie en émettant (ou en absorbant) de la lumière. Ce changement est appelé transition quantique qu'on représente par une flèche sur le diagramme. Au cours d'une transition quantique, l'atome libère (ou absorbe) un seul photon dont l'énergie  $E$  est strictement égale à la variation d'énergie  $\Delta E = E_{\text{sup}} - E_{\text{inf}}$  entre les niveaux d'énergie  $E_{\text{sup}}$  et  $E_{\text{inf}}$ .

Document 3 : Logiciel de simulation.

- Simulation du spectre de certains éléments chimiques : [http://physique.ostralo.net/spectre\\_em\\_abs/](http://physique.ostralo.net/spectre_em_abs/) (A. Willm)
- En choisissant l'hydrogène, on observe :
  - En haut : son spectre d'émission (lumière émise par les atomes H excités) ;
  - En bas : son spectre d'absorption (lumière absorbée par les atomes H éclairés en lumière blanche).
- En zoomant sur chaque raie colorée, on peut mesurer à 0,1 nm près la valeur de la longueur d'onde  $\lambda$  de la radiation correspondante.



### Protocole expérimental (Réaliser)

- A l'aide des explications du document 3, compléter les deux premières lignes du tableau ci-dessous.

Radiation	①	②	③	④
Couleur				
Longueur d'onde $\lambda$ (nm)				
Energie $E$ du photon ( $\times 10^{-19}$ J)				
Transition $E_{\text{sup}} \rightarrow E_{\text{inf}}$	$\rightarrow$	$\rightarrow$	$\rightarrow$	$\rightarrow$

### Exploitation (S'appropriier-Analyser)

- 1) Préciser si le spectre d'émission de l'hydrogène est un spectre de raies ou un spectre continu.
- 2) Exprimer l'énergie  $E$  d'un photon en fonction de la longueur d'onde  $\lambda$  de la radiation lumineuse, de  $h$  et de  $c$ .
- 3) Compléter la troisième ligne du tableau en détaillant un calcul.
- 4) Expliquer comment déterminer à quelle transition correspond chaque radiation.

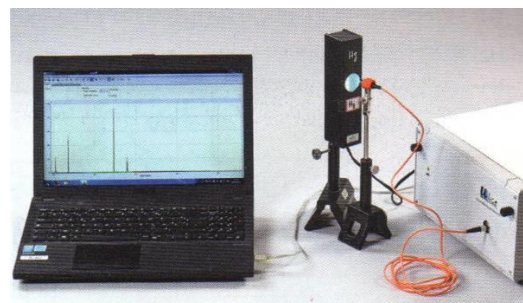
👉 Faire vérifier votre démarche par le professeur, puis compléter la dernière ligne du tableau. 👉

- 5) Sur le diagramme du document 2, tracer les transitions quantiques correspondantes.

## II. Le spectre du mercure

### Document 4 : Montage expérimental.

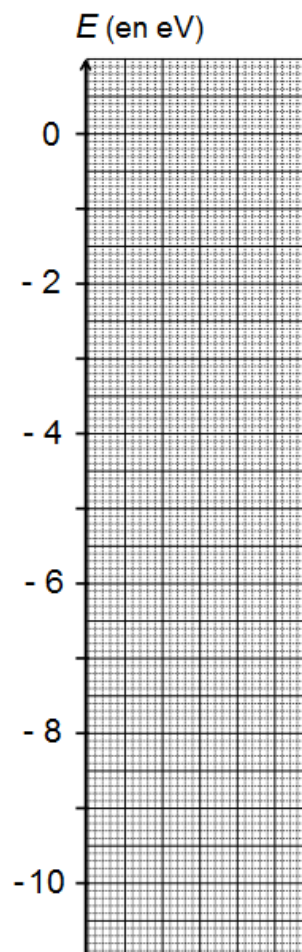
- La lampe à vapeur de mercure étudiée est utilisée comme germicide car les radiations UV (256 nm) émises détruisent les germes pathogènes.
- Son spectre est analysé sur ordinateur (voir fichier « *Spectre mercure* » dans vos documents).



### Document 5 : Niveaux d'énergie du mercure.

- Le diagramme ci-contre est gradué à l'aide d'une échelle adaptée aux très faibles valeurs d'énergie quantique : l'électronvolt (eV) avec  $1 \text{ eV} = 1,60 \times 10^{-19} \text{ J}$ .
- Le niveau  $E_{\infty}$  est l'état ionisé de l'atome, choisi comme référence :  $E_{\infty} = 0 \text{ eV}$ .

Niveaux	Energie (eV)
$E_1$	- 10,44
$E_2$	- 5,77
$E_3$	- 5,56
$E_4$	- 4,98
$E_5$	- 3,74
$E_6$	- 2,70
$E_7$	- 1,57
$E_8$	- 0,91



### Protocole expérimental (Réaliser)

- A l'aide du spectroscope, observer le spectre émis par les lampes de sodium et de mercure.
- Réaliser l'acquisition du spectre d'émission du mercure.
- Mesurer avec précision la longueur d'onde des 4 principales radiations lumineuses et compléter le tableau.

Radiation	①	②	③	④
Couleur				
Longueur d'onde $\lambda$ (nm)				
Energie $E$ du photon ( $\times 10^{-19}$ J)				
Variation d'énergie $\Delta E$ (en eV)				
Transition $E_{\text{sup}} \rightarrow E_{\text{inf}}$	$\rightarrow$	$\rightarrow$	$\rightarrow$	$\rightarrow$

### Exploitation (Analyser)

- 1) Ces sources de lumière sont-elles polychromatiques ?
- 2) Calculer l'énergie de chaque radiation étudiée, ainsi que la variation d'énergie  $\Delta E$  (en eV).
- 3) Déterminer la transition quantique correspondante et la tracer sur le diagramme du document 5.
- 4) De même, déterminer la transition quantique responsable de la radiation germicide.

### Problème (Raisonner)

- 5) Calculer la vitesse des électrons émis par effet photoélectrique lorsque le mercure est éclairé par un rayonnement de longueur d'onde 100 nm.

➤ Donnée : masse de l'électron  $m_e = 9,1 \times 10^{-31}$  kg

- L'explication de l'effet photoélectrique valut à A. Einstein le Prix Nobel de Physique en 1921 : L'énergie du photon, si elle est suffisante sert en partie à arracher un électron du métal (le mercure est le seul métal liquide à température ambiante), le reste étant emporté par cet électron sous forme d'énergie cinétique.

