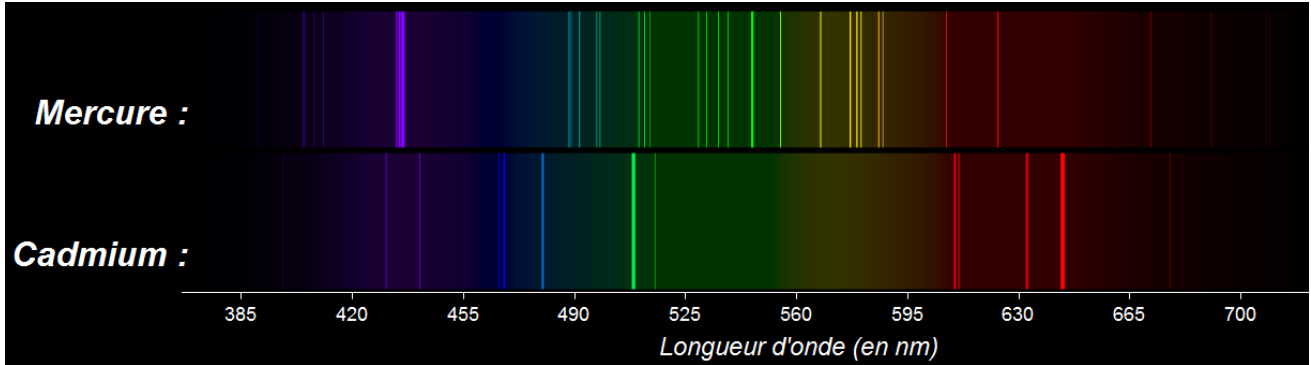


TP06 : Lumière émise par un atome

I) Quantification des niveaux d'énergie électroniques

1) Comment interpréter les spectres de raies

Comment peut-on interpréter la différence entre ces deux spectres d'émission, correspondant aux atomes de mercure ($_{80}\text{Hg}$) et de cadmium ($_{48}\text{Cd}$) ?

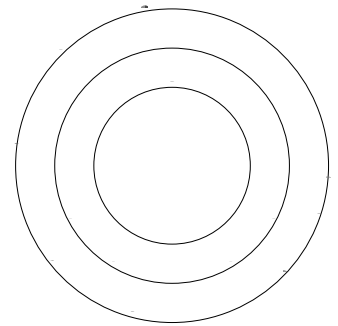


2) Quantification des niveaux d'énergie

Comment doit être organisé le nuage électronique pour rendre possibles ces émissions ? Expliquer alors pourquoi ces émissions ont lieu, et ce que l'on appelle quantification d'énergie.

Description du modèle de l'atome de Bohr

En 1913, Niels Bohr propose un modèle atomique quantique dans lequel les électrons ont des orbites de rayons définis. Seules existent quelques orbites "autorisées", ainsi les échanges d'énergie quantifiés correspondent à des sauts entre les orbites définies, et lorsque l'électron est sur l'orbite la plus "basse", il ne peut aller plus proche du noyau ni s'écraser dessus.



Modèle corpusculaire de la lumière

Un photon est une particule non chargée, de masse nulle, se déplaçant à la vitesse de la lumière $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$, et transportant une quantité d'énergie E .

A une lumière monochromatique de longueur d'onde λ , on associe des photons d'énergie $E = \frac{h \cdot c}{\lambda}$ où $h = 4,14 \cdot 10^{-15} \text{ eV}\cdot\text{s}$ est la **constante de Planck**

L'électron-volt (eV) est une **unité d'énergie**, dont la valeur est $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$.

II) Vérification avec l'atome d'hydrogène

On donne ci contre les énergies mises en jeu lors du passage d'un électron d'un niveau d'énergie à un autre.

Vérifier, en utilisant la relation $\Delta E = \frac{h \cdot c}{\lambda}$, qu'il n'y a bien que 4 raies visibles dans le spectre de l'atome d'hydrogène, et les identifier.

On pourra utiliser un tableau pour effectuer les calculs.

