

# Opt6n – L'ATOME D'HYDROGÈNE

TI-Nspire™ CAS

**Mots-clés :** spectre de raies, longueur d'onde, modèle corpusculaire, niveaux d'énergie.

**Fichier associé :** SpectreHydrogene\_eleve\_CAS.tns

## 1. Objectifs

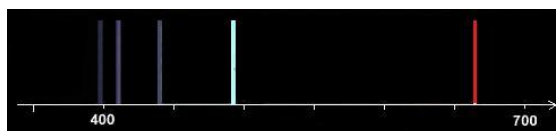
Expliquer les caractéristiques d'un spectre.

Connaître les relations  $c = \lambda \nu$  et  $E = h \nu$  et les utiliser pour exploiter un diagramme de niveaux d'énergie.

Interpréter les échanges d'énergie entre lumière et matière à l'aide du modèle corpusculaire de la lumière.

## 2. Énoncé

Une partie du spectre d'émission de l'atome d'hydrogène H est représenté sur la page 1.1 :



Spectre d'émission de l'atome d'hydrogène

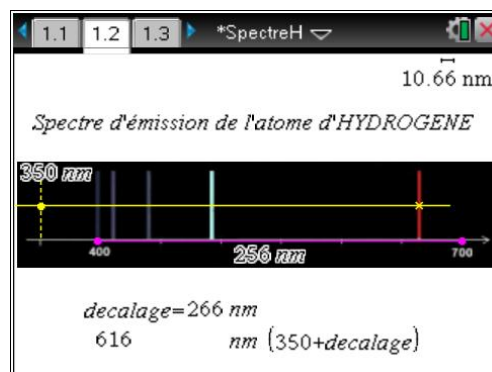
Comment calculer précisément les longueurs d'ondes présentes dans ce spectre et les interpréter à l'aide du modèle corpusculaire de la lumière ?

## 3. Détermination des longueurs d'onde avec la calculatrice

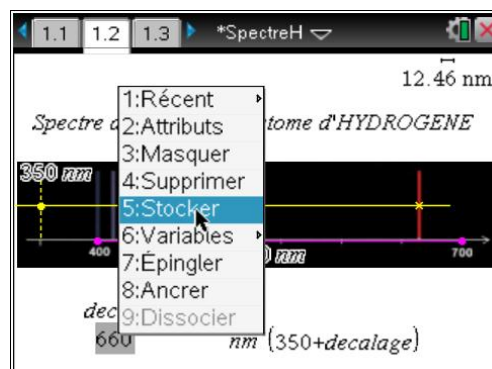
Aller sur la page 1.2 (Géométrie).

Il apparaît alors le spectre d'émission de l'atome d'hydrogène. Le **segment violet** va de 400 à 700 nm, soit une longueur de 300 nm. Régler l'échelle (**graduation**) pour que l'indication de la longueur de ce segment affiche effectivement 300 nm.

Déplacer la **croix jaune** : le décalage entre le repère à 350 nm et le point où se trouve la croix s'affiche au fur et à mesure que l'on déplace la croix ainsi que la longueur d'onde correspondante (350+décalage).

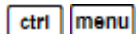


Stocker la longueur d'onde dans la variable *lambda*.



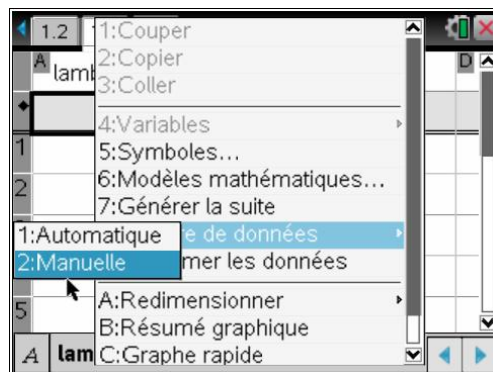
Ouvrir la page **1.3 (Tableur & listes)**.

Se placer dans la zone de saisie de la colonne **A** puis faire :



Cliquer sur **Capture de données** puis **Manuelle**. Saisir alors le nom de la variable **lambda**.

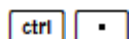
Cela signifie que l'on va effectuer une capture manuelle de la variable **lambda** dans une nouvelle ligne de la colonne **A** à chaque fois que l'on appuiera sur les touches :



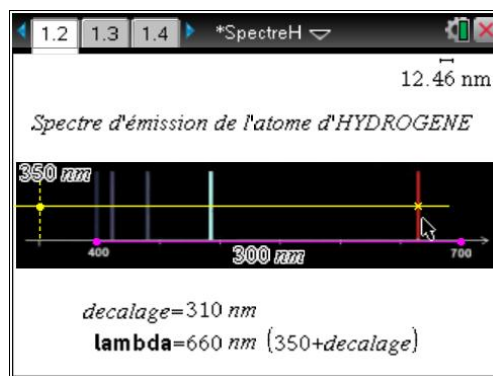
*Remarque : on ne choisit jamais comme nom d'une liste, variable contenant un ensemble de valeurs stockées, un nom de variable déjà utilisé ou susceptible de l'être. Ainsi lambda1 désigne la liste des valeurs stockées, à ne pas confondre avec lambda qui est la valeur courante de la variable « longueur d'onde courante » (valeur numérique).*

Retourner sur la page **1.2**.

Déplacer la croix jaune sur les différentes raies en capturant au fur et à mesure manuellement les longueurs d'ondes avec les commandes :



Une fois cette opération terminée, revenir sur la page **1.3** pour s'assurer que les longueurs d'ondes des raies d'émission ont bien été enregistrées dans la colonne **A** du tableur.



Compléter le tableau récapitulatif des raies observées sur le spectre d'émission de l'atome d'hydrogène :

Raie	1	2	3	4	5
(nm)					

#### 4. Approche par la théorie corpusculaire de la lumière

L'énergie  $E_n$  de l'atome d'hydrogène dépend du numéro  $n$  de la couche occupée par son électron :

$$E_n = -\frac{13,6}{n^2}.$$

Dans cette équation, l'énergie  $E_n$  est exprimée en eV ( $1 \text{ eV} = 1,60 \times 10^{-19} \text{ J}$ ).

Lorsqu'un atome d'hydrogène est excité, son électron passe d'une couche électronique  $n$  à une autre couche électronique  $m$ . En revenant à sa couche de départ (désexcitation), l'électron perd une énergie  $E$  en émettant un photon de fréquence telle que :

$$\Delta E = E_m - E_n = h\nu.$$

La différence d'énergie  $E$  entre les deux couches électroniques est exprimée en Joules (J) et  $h$  est la constante de Planck ( $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J.s}$ ).

Si l'on note  $c$  la célérité de la lumière dans le vide ( $c = 3,00 \times 10^8 \text{ m.s}^{-1}$ ), la fréquence (Hz) et la longueur d'onde (m) du photon émis sont liées par la relation :

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

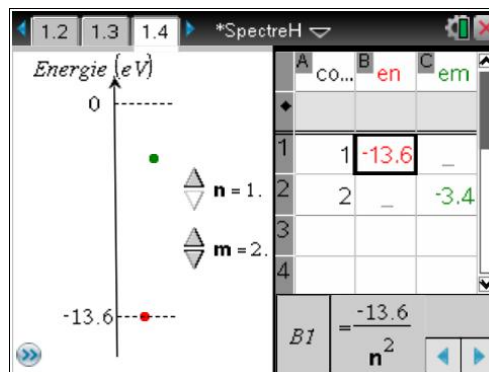
Montrer que la longueur d'onde ( $\lambda$ ) du photon émis en fonction de la différence d'énergie  $E$  (J) entre les couches électroniques mises en jeu est :

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

Ouvrir la page 1.4.

On peut y voir les **niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène** en fonction du numéro de la couche occupée par son électron.

Exemple : avec  $n = 1$  et  $m = 2$ , on constate que si l'électron est sur la couche 1, l'énergie est égale à -13,6 eV alors que sur la couche 2 elle est égale à -3,4 eV.



Ouvrir la page 1.5 (Tableur & listes).

Saisir les formules permettant de compléter le contenu des cellules B5 à B8 :

La cellule B5 doit contenir  $\Delta E = E_m - E_n$  exprimée en eV.

La cellule B6 doit contenir  $\Delta E = E_m - E_n$  exprimée en J.

La cellule B7 doit contenir exprimée en m.

La cellule B8 doit contenir exprimée en nm.

	A	B	C
	grandeur	valeur	unité
1	n	2.	-
2	m	3.	-
3	en	-3.4 eV	-
4	em	-1.51111 eV	-
5	em-en(ev)		ev

Régler  $n$  et  $m$  afin de vérifier que les raies observées sur le spectre correspondent à des transitions de couches  $m > 2$  vers  $n = 2$  et compléter le tableau ci-dessous :

Raie	1	2	3	4	5
Transition $m \rightarrow n$					
théorique (nm)					
mesurée (nm)					

Remarque : Les autres transitions sont possibles mais conduisent à des photons ayant des longueurs d'ondes en dehors du spectre visible.