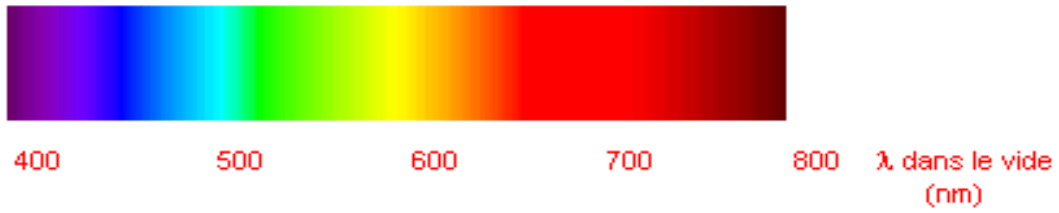
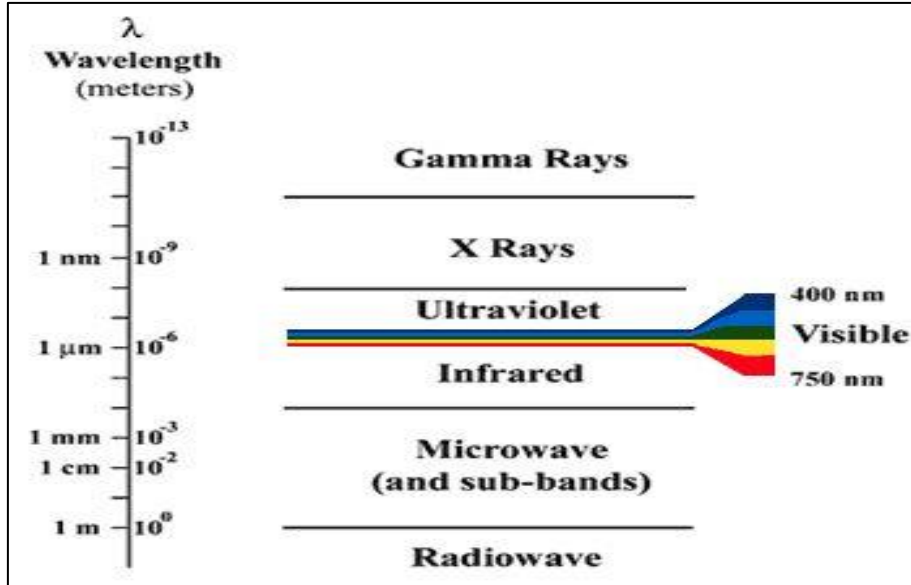


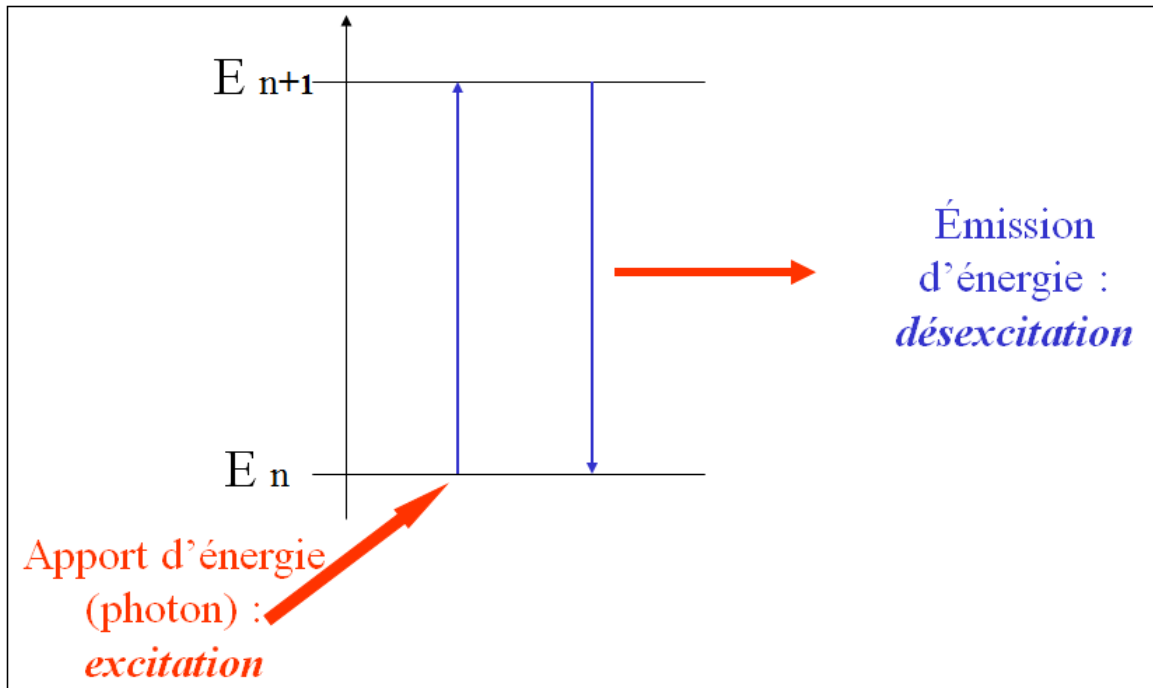
1) SPECTRE DE LA LUMIERE VISIBLE et COULEURS



2) SPECTRE DES ONDES ELECTROMAGNETIQUES



3) NIVEAUX D'ENERGIE ATOMIQUES ET TRANSITIONS ELECTRONIQUES



LOIS :

Lors d'une transition électronique excitative l'énergie du photon absorbé

$$E_{\text{phot}} = h C / \lambda$$

correspond au gain d'énergie de l'électron lorsqu'il passe du niveau n au niveau $n+1$ donc :

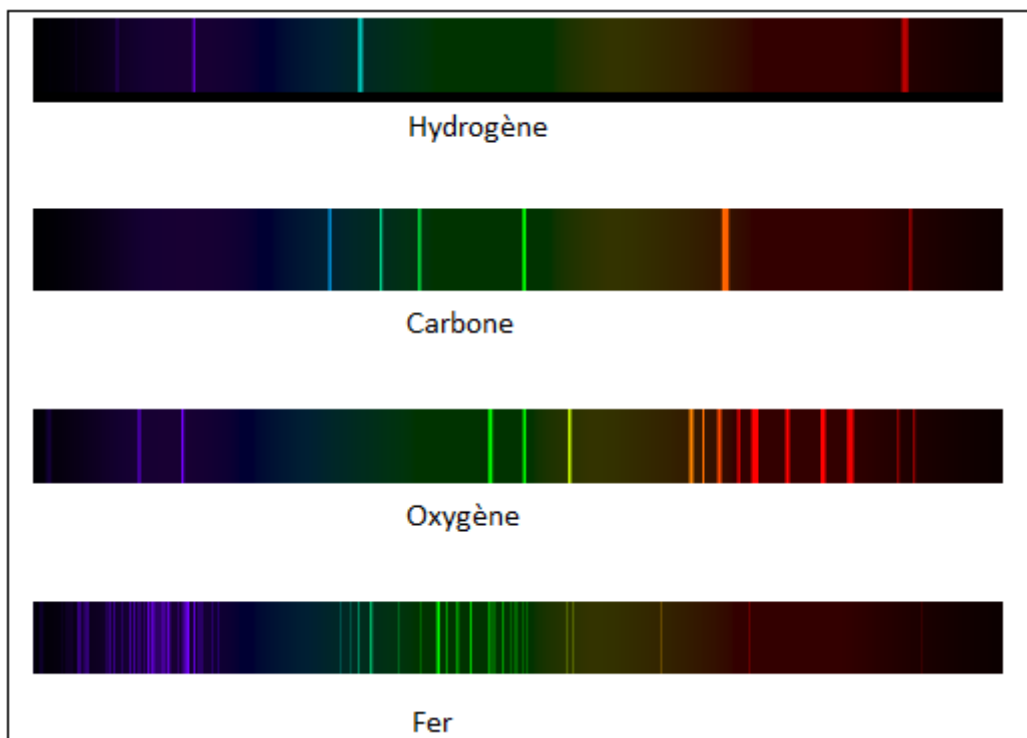
$$E_{\text{phot}} = h C / \lambda = E_{n+1} - E_n$$

Constante de Planck : $h = 6,62 \times 10^{-34} \text{ J s}$

Célérité de la lumière : $C = 3 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$

4) SPECTRE D'EMISSION ATOMIQUES

Chaque atome (à l'état de gaz monoatomique) présente donc des niveaux d'énergie spécifiques (qui dépendent du nombre d'électrons). Alors les spectres d'émission (et d'absorption) sont caractéristiques de chaque atome.

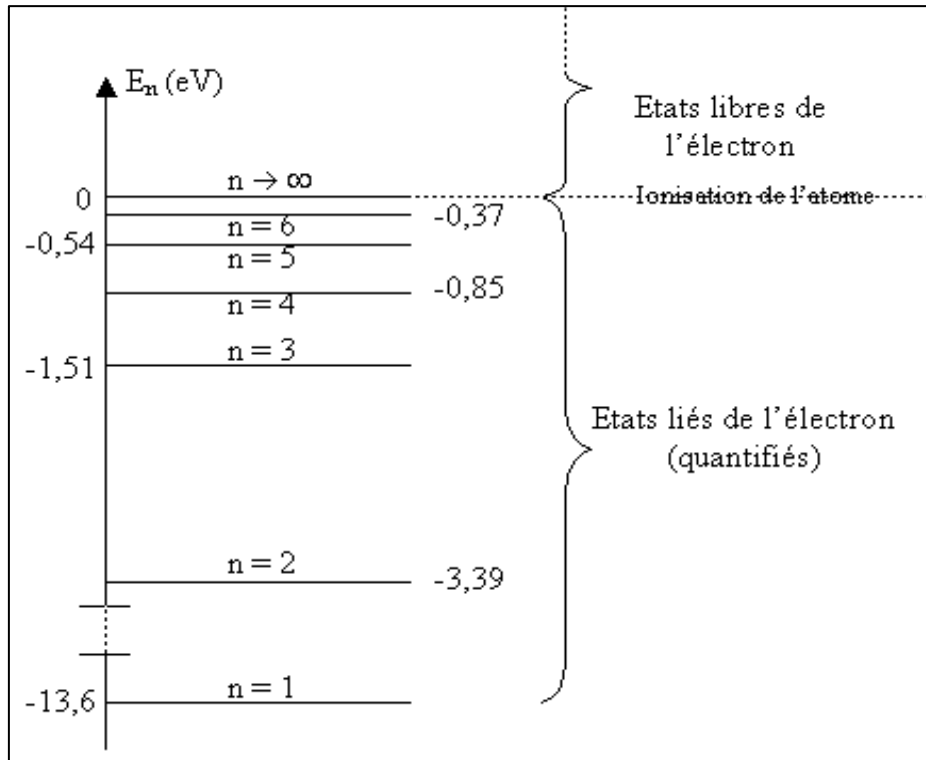


5) EXEMPLE : NIVEAUX D'ENERGIE DE L'ATOME D'HYDROGENE (un seul électron)

Pour l'atome d'hydrogène les énergies des niveaux s'expriment en fonction du **nombre quantique n** sous la forme

$$E_n = -13,6 / n^2 \quad \text{en électronVolt (eV)} \quad [1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ Joule}]$$

D'où le diagramme suivant des niveaux d'énergie :



6) SERIES SPECTRALES D'EMISSION DE L'ATOME D'HYDROGENE

