

Spectre lumineux de l'hydrogène monoatomique

L'énergie de l'électron dans l'atome d'hydrogène est donnée par l'expression :

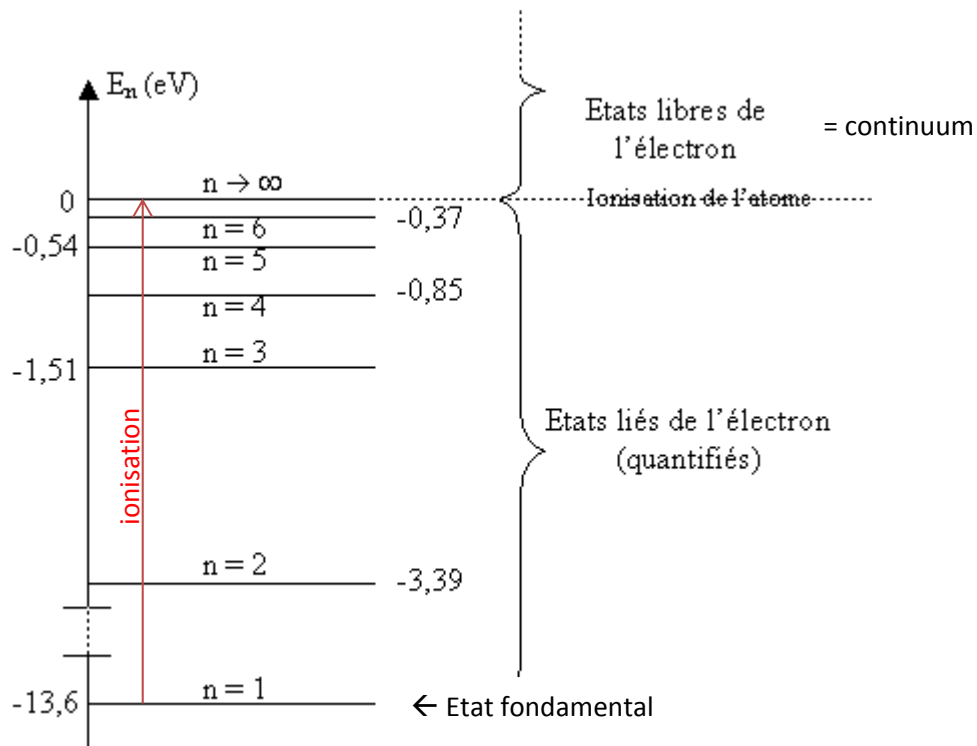
$$E_n(\text{eV}) = -13,6 \frac{1}{n^2}$$

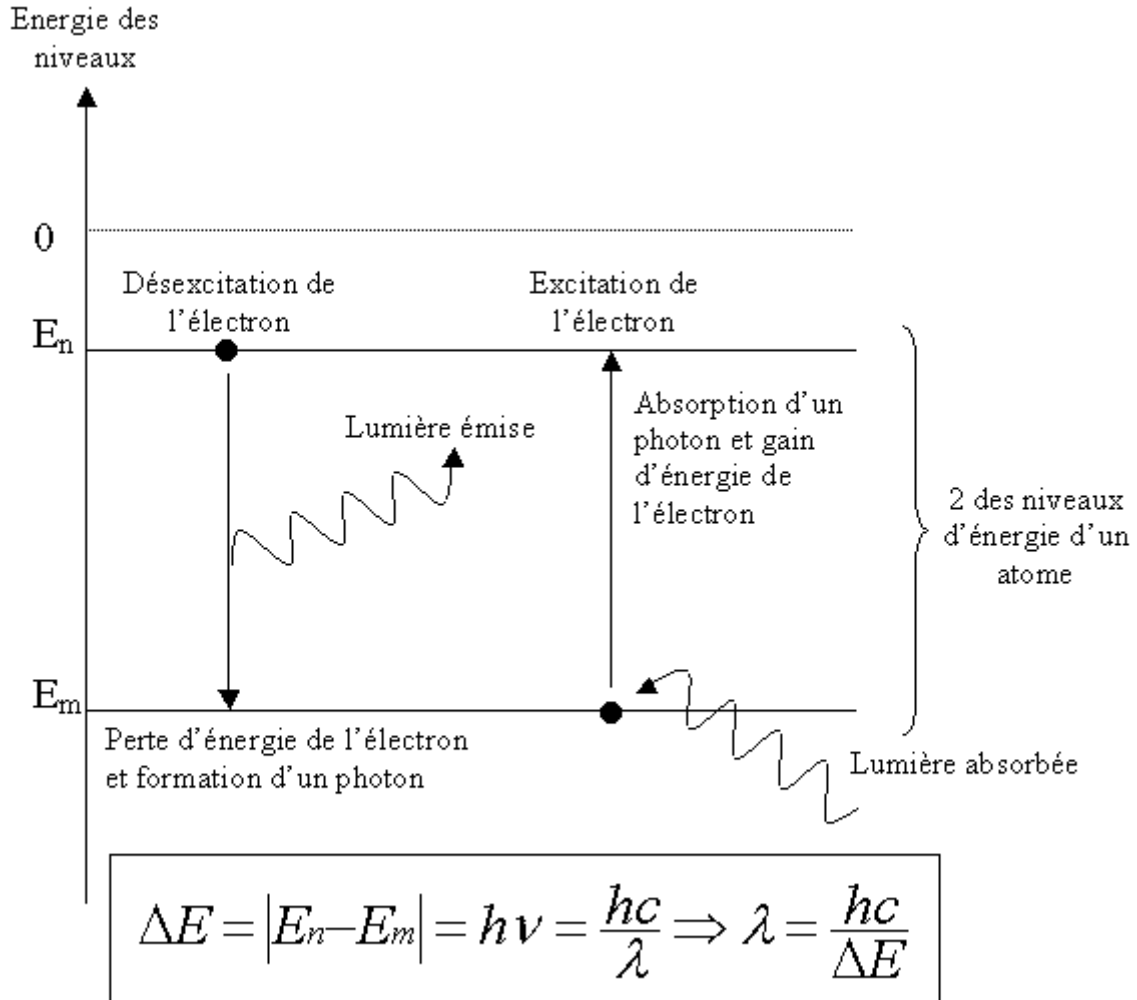
où n est le nombre quantique principal (entier positif non nul) qui désigne le numéro de la couche électronique dans laquelle se situe l'électron et $1\text{eV} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}$.

L'énergie ne peut prendre que certaines valeurs, on dit qu'elle est quantifiée. Ce sont des états liés de l'électron au noyau :

$n=1$	Niveau fondamental, le plus stable, car d'énergie la plus basse	$E_1 = -13,6\text{eV}$
$n=2$	Premier niveau excité	$E_2 = -3,4\text{eV}$
$n=3$	Deuxième niveau excité	$E_3 = -1,51\text{eV}$
$n=4$	Troisième niveau excité	$E_4 = -0,85\text{eV}$

Lorsque $n \rightarrow \infty$ ($E_\infty \rightarrow 0 \text{ eV}$) l'électron est non lié ou encore libre, l'atome H est ionisé : on obtient H^+ comme espèce chimique.





Énergie d'ionisation

L'énergie d'ionisation d'un atome ou d'une molécule est l'énergie qu'il faut fournir à un atome neutre à l'état gazeux et isolé pour arracher un électron et former ainsi un ion positif. C'est une grandeur qui est toujours positive, ce qui signifie qu'il faut toujours fournir de l'énergie à un atome pour lui arracher un électron. La réaction de première ionisation de l'atome d'hydrogène s'écrit : $H_{(g)} \rightarrow H^+_{(g)} + e^-$

Pour l'hydrogène : $E_{ionisation}(H) = \Delta E_{1 \rightarrow \infty} = |E_\infty - E_1| = |0 - E_1| = 13,6eV$

Domaines du spectre électromagnétique

