



**Société Astronomique de Lyon**

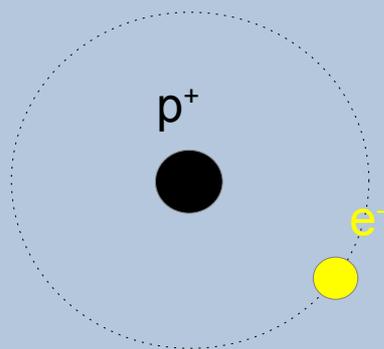
**SAL**

# **Spectroscopie**

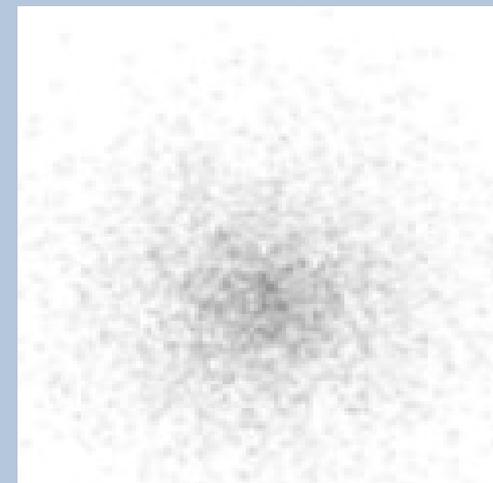
## **Spectre lumineux de l'atome d'hydrogène H**

# Spectre lumineux de l'atome d'hydrogène H

Représentation classique



Réalité



Les isotopes de l'hydrogène :

Deuterium  $D$  ( ${}^2_1\text{H}_1$ ) stable

Tritium  $T$  ( ${}^3_1\text{H}_2$ ) radioactif  $\beta^-$

Dans le modèle classique de l'atome d'hydrogène, l'électron et le proton sont liés par la loi de Coulomb

$$F = \frac{1}{4 \pi \epsilon_0} \frac{Q_1 Q_2}{d^2}$$

Si l'électron « tourne » autour du proton, il doit perdre de l'énergie ; il doit donc finir par s'écraser sur le proton  $\Rightarrow$  l'atome d'hydrogène doit être instable, ce qui n'est pas le cas. Il faut donc faire appel à la mécanique quantique pour expliquer la stabilité de l'atome d'hydrogène :

$\Rightarrow$  notion de quantification des niveaux d'énergie de l'électron.

## Énergie de l'électron dans l'atome H

Les différents niveaux sont donnés par l'expression:

$$E_n = -\frac{13,6}{n^2} eV \quad n \in \mathbb{N}^+ \quad \text{et} \quad 1 eV = 1,602176565 \cdot 10^{-19} J$$

$n$  est le nombre quantique principal ; il désigne le numéro de la couche électronique dans laquelle se situe l'électron.

L'énergie ne peut prendre que certaines valeurs (à la différence des planètes et satellites) : on dit qu'elle est *quantifiée*.

n=1	Niveau fondamental, le plus stable car d'énergie la plus basse	$E_1 = -\frac{13.6 eV}{1^2}$	$E_1 = - 13.6 eV$
n=2	Premier niveau excité	$E_2 = -\frac{13.6 eV}{2^2}$	$E_2 = - 3.4 eV$
n=3	Deuxième niveau excité	$E_3 = -\frac{13.6 eV}{3^2}$	$E_3 = - 1.51 eV$
n=4	Troisième niveau excité	$E_4 = -\frac{13.6 eV}{4^2}$	$E_4 = - 0.85 eV$
n=5	Quatrième niveau excité	$E_5 = -\frac{13.6 eV}{5^2}$	$E_5 = - 0.54 eV$
n=6	Cinquième niveau excité, etc	$E_6 = -\frac{13.6 eV}{6^2}$	$E_6 = - 0.38 eV$

Ce sont des états liés de l'électron au noyau.

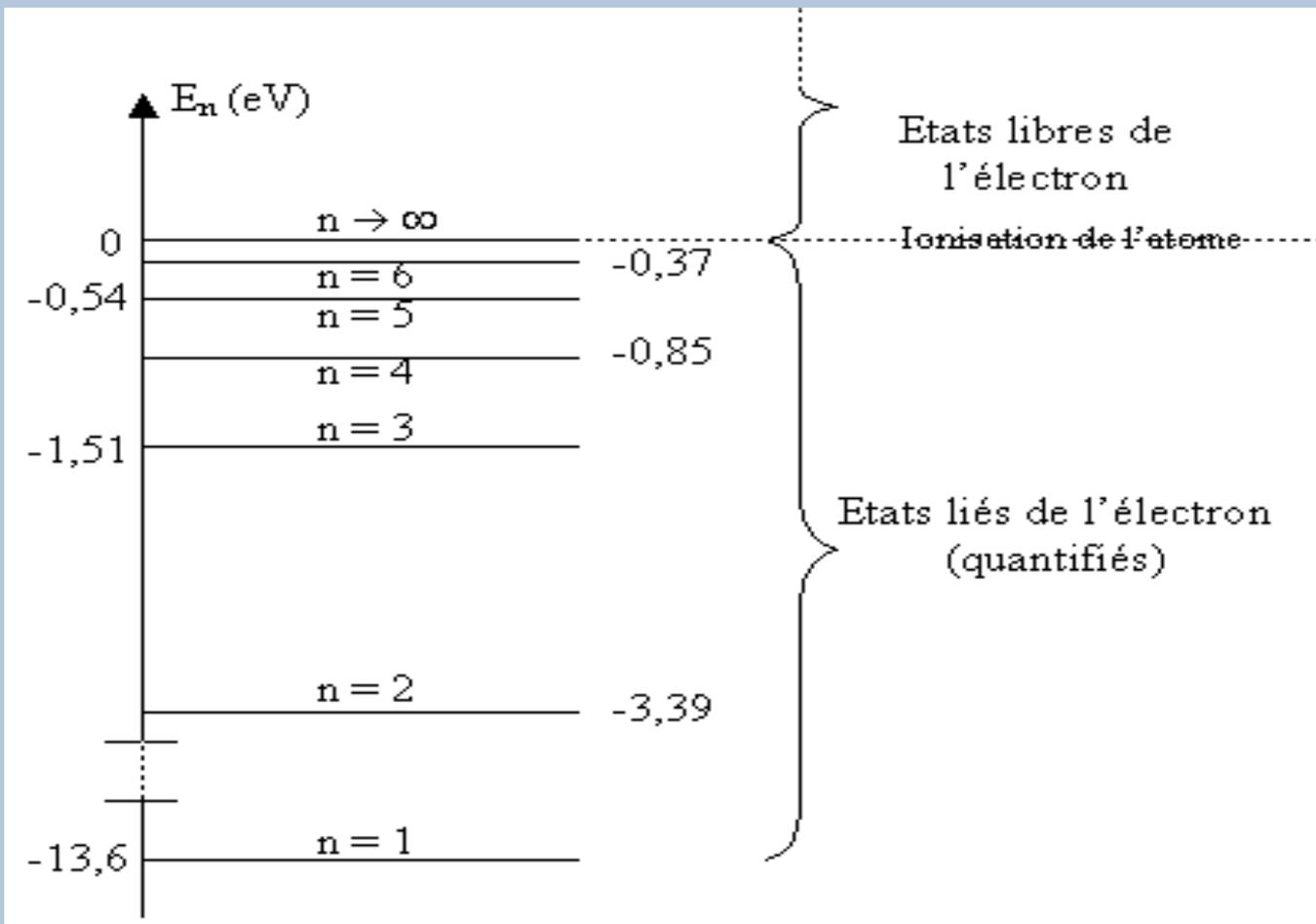
( Attention, le premier niveau d'énergie - niveau fondamental - est parfois noté  $E_0$  )

Pour  $E = 0$ , l'électron est au repos.

Pour des valeurs de  $E > 0$  ( $n = \infty$ ), l'atome est ionisé et l'électron en mouvement, doté d'une énergie cinétique non nulle.

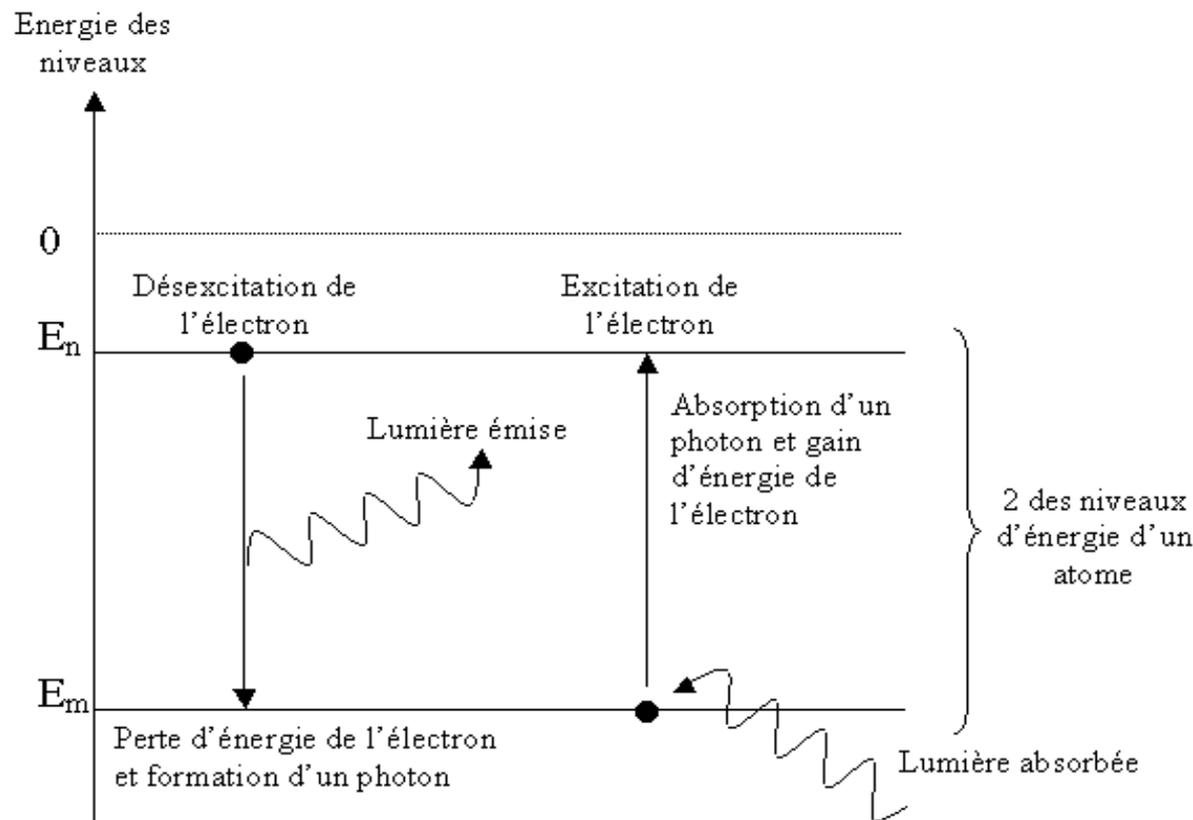
## Diagramme d'énergie de l'atome d'hydrogène :

Reportons ces différentes énergies dans le diagramme suivant:



Les niveaux de  $n$  croissants sont de plus en plus rapprochés et on a presque un continuum lorsque

$$n \Rightarrow \infty$$



$$\Delta E = |E_n - E_m| = h\nu = \frac{hc}{\lambda} \Rightarrow \lambda = \frac{hc}{\Delta E}$$

Un électron peut passer d'un niveau à un autre à condition d'absorber ou d'émettre un photon d'énergie

$$\Delta E = |E_m - E_n|$$

$h = 6,62606957 \cdot 10^{-34} \text{ m}^2 \cdot \text{kg} \cdot \text{s}^{-1}$  ( ou J.s) est la constante de Planck

$c$  est la célérité de la lumière dans le vide ( $c = 2,99792458 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ ).

$\Delta E$  doit être en joules si l'on veut la longueur d'onde en mètres.

On note qu'un atome peut absorber les mêmes fréquences lumineuses que celles qu'il peut émettre (même  $\Delta E$ ).

Le saut de l'électron ne se fait pas obligatoirement sur le niveau immédiatement voisin.



Pour comprendre la spectroscopie, il faut avoir en tête trois lois :

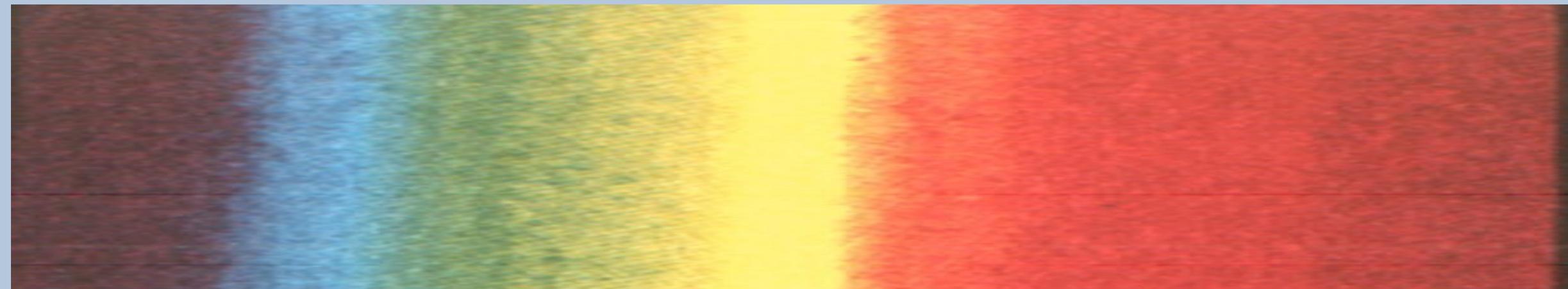
- 1) La loi des spectres continus
- 2) La loi des spectres d'émission
- 3) La loi des spectres d'absorption

Loi n° 1

## *Spectres continus*

Un gaz soumis à une pression élevée, un solide ou un liquide, chauffés, émettent un rayonnement qui contient toutes les couleurs de l'arc-en-ciel.

Ce spectre ne dépend que de la température, pas de la composition chimique





## Loi n° 2 *Spectres de raies d'émission*

Un gaz ***chaud***, soumis à une pression faible, émet un rayonnement pour certaines couleurs bien particulières caractéristiques des atomes contenus dans le gaz

Loi n° 3     **Spectres de raies d'absorption**

Un gaz **froid**, soumis à une basse pression, éclairé par une source de lumière blanche, absorbe certaines couleurs.

Ce gaz absorbe les mêmes couleurs que celles émises lorsqu'il est chaud.

Émission et absorption de lumière lors d'un saut électronique :

L'absorption (l'émission) de lumière ne peut se faire que si l'atome absorbe (émet)

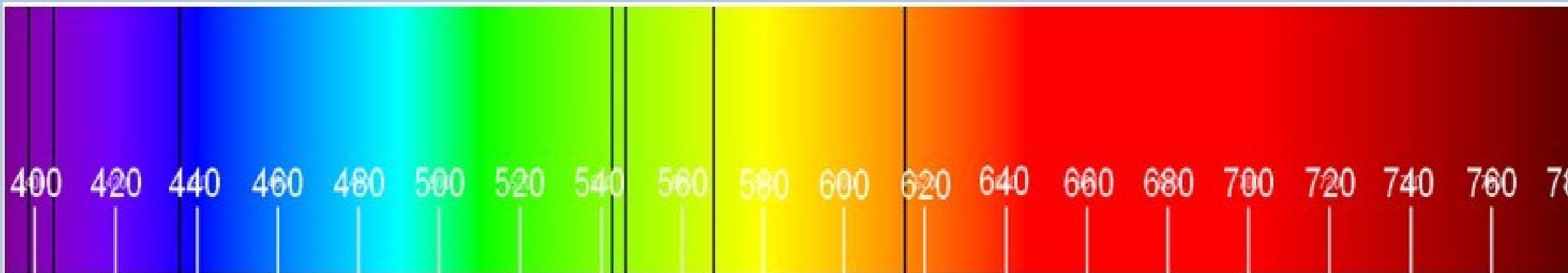
une radiation lumineuse de fréquence

$$\nu = \Delta E / h$$

ABSORPTION :

dans le spectre de la lumière éclairant l'atome, on aura une raie sombre sur fond

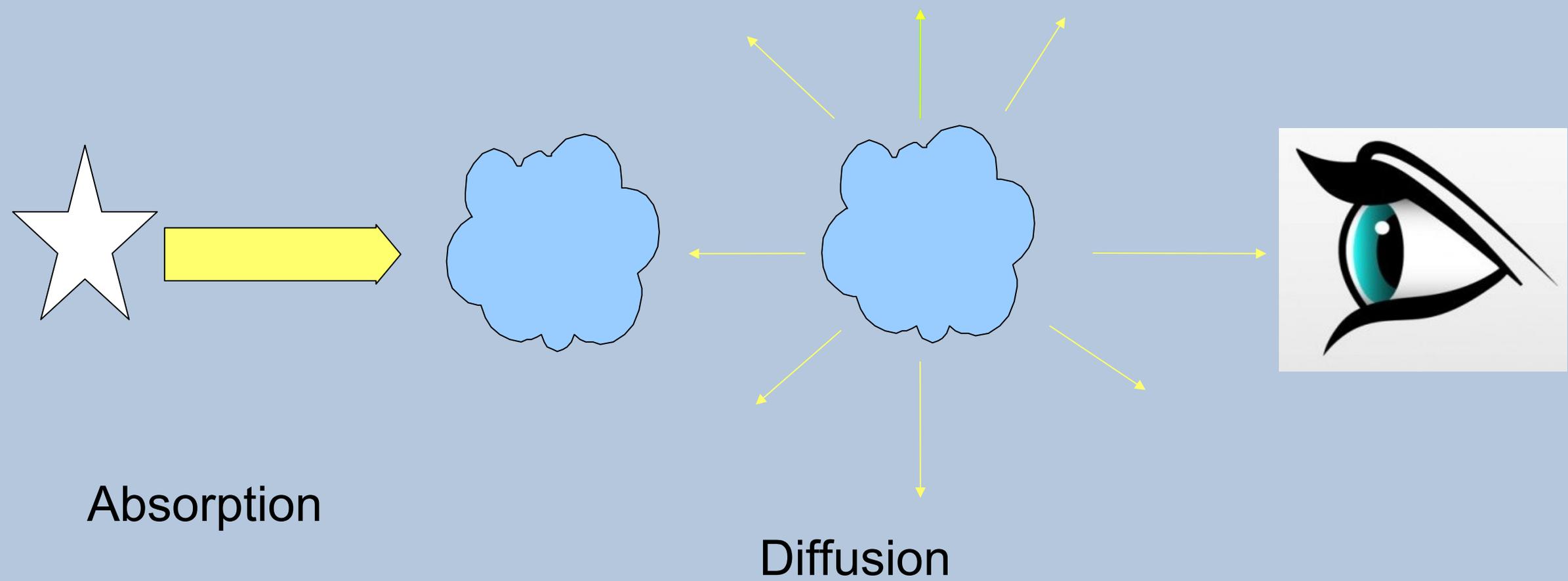
brillant et le spectre de la lumière reçue sera un **spectre de raies d'absorption**.



Spectre d'absorption : Mercure Hg

Mercure gazeux traversé par de la lumière blanche

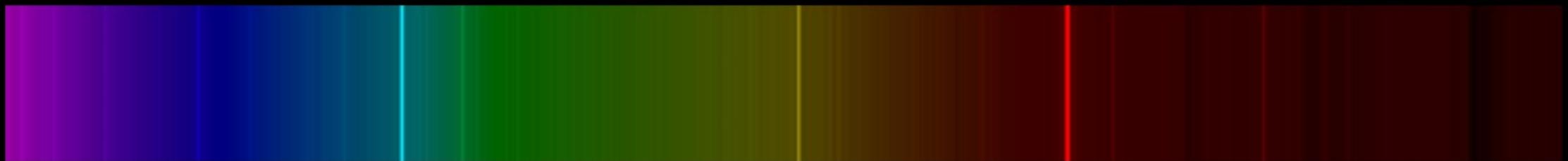
Ce phénomène est dû au fait que les atomes absorbent le rayonnement (dans une direction) et le ré-émettent dans toutes les directions



EMISSION :

dans le spectre de la lumière éclairant l'atome, on aura une raie en surbrillance sur fond brillant et le spectre de la lumière reçue sera un ***spectre de raies d'émission***.

P Cygni  
Alpy 600 spectrum



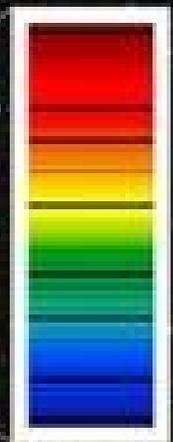
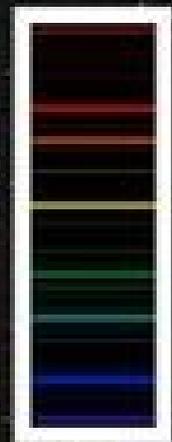
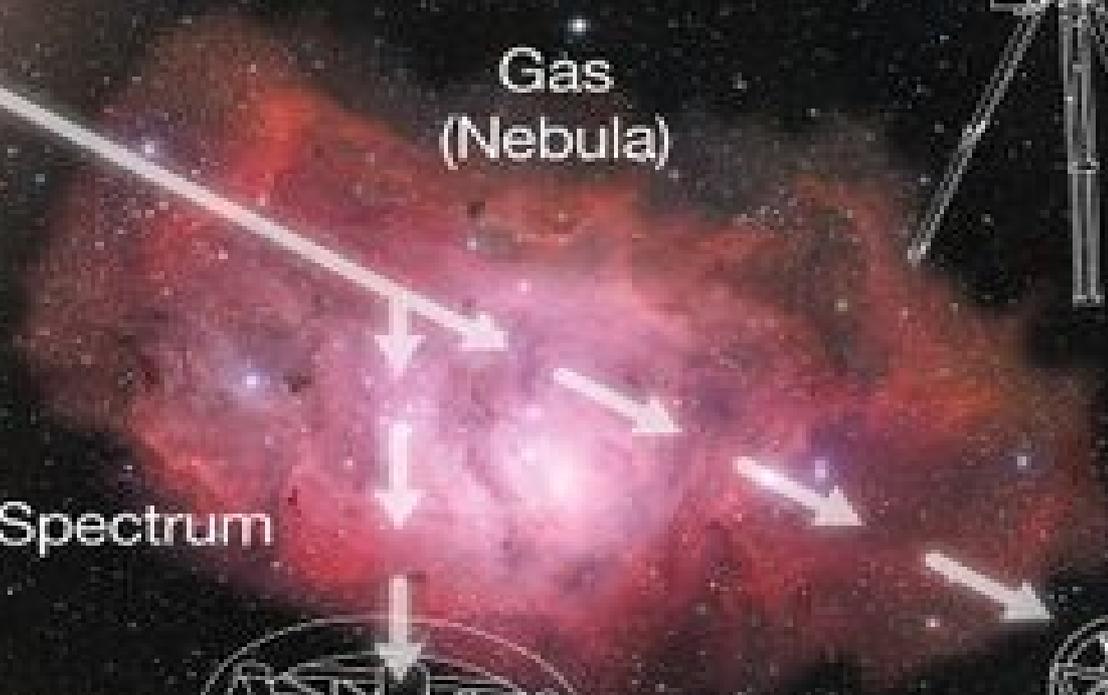
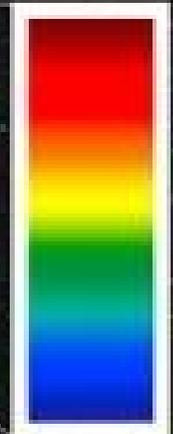
Hot Source  
(Star)

Continuous Spectrum

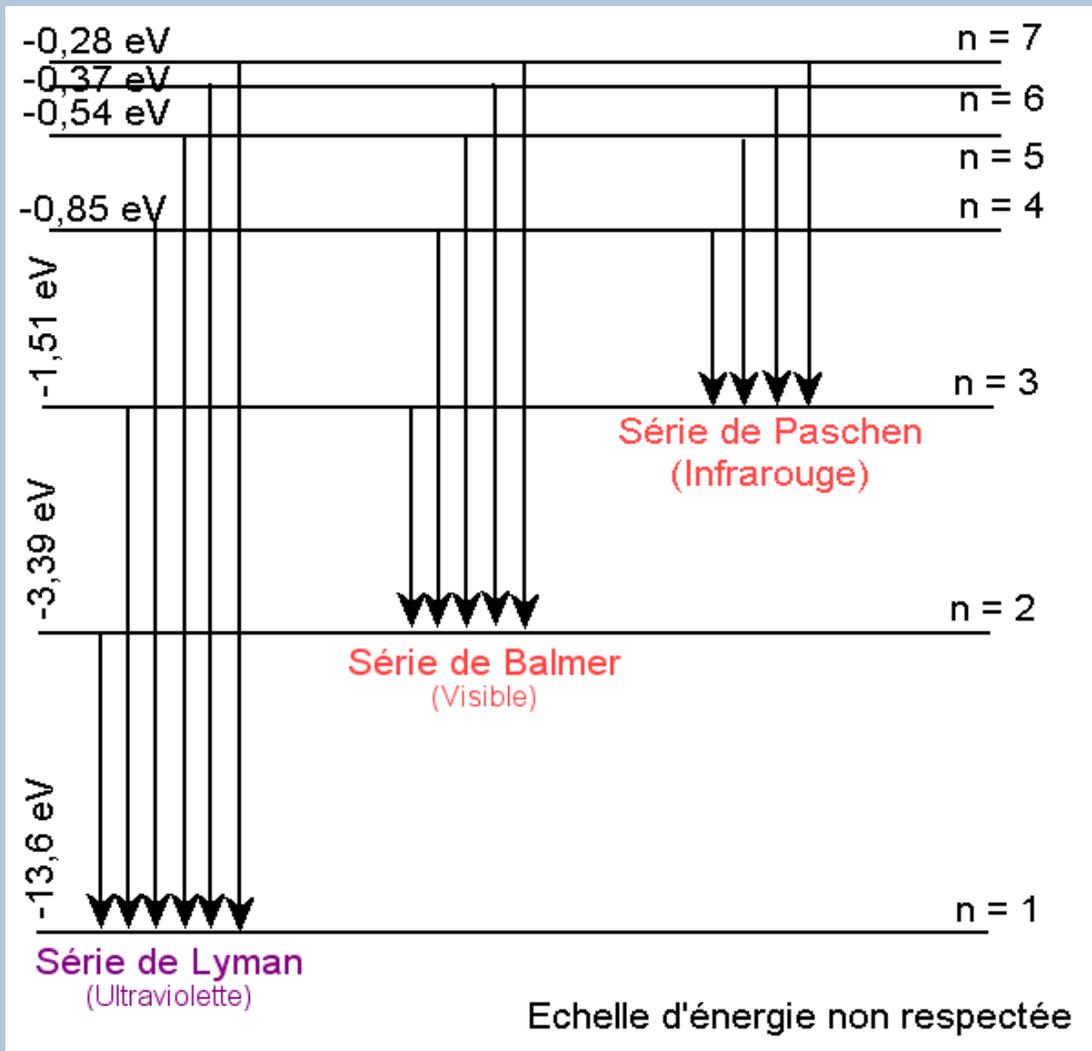
Gas  
(Nebula)

Emission Spectrum

Absorption Spectrum



## Niveaux d'énergie et émission de lumière par l'atome H :



On voit que le spectre d'émission (ou d'absorption) de l'hydrogène présente de nombreuses raies groupées par séries.

Lorsque la transition électronique aboutit sur le niveau fondamental (n = 1), c'est la série de

**Lyman.**

Elle se situe dans le domaine U.V.

Lorsque la transition électronique aboutit sur le premier niveau excité (n = 2), c'est la série de

**Balmer.**

Elle se situe en grande partie dans le domaine visible

Lorsque la transition électronique aboutit sur le deuxième niveau excité (n = 3), c'est la série de

**Paschen.**

Elle se situe dans le domaine I.R.

## Calcul de la longueur d'onde de la raie H $\alpha$ (émise ou absorbée) :

Elle correspond à la transition du niveau  $n = 3$  au niveau  $n = 2$  et inversement.

On écrit que l'énergie du photon échangé est égale à  $\Delta E$

$$h\nu = \Delta E \quad \text{avec} \quad \nu = \frac{c}{\lambda} \quad \Rightarrow \quad \frac{hc}{\lambda} = \Delta E \quad \Rightarrow \quad \lambda = \frac{hc}{\Delta E}$$

$\Delta E$  doit être en joules et on obtient la longueur d'onde en mètres.

Dans notre cas l'électron passe du niveau 3 au niveau 2 ou inversement et il émet ou absorbe une radiation de longueur d'onde :

$$\lambda = \frac{hc}{\Delta E} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} * 3 \cdot 10^8}{(3,4 - 1,51) * 1,6 \cdot 10^{-19}} \Rightarrow \lambda = 6,56 \cdot 10^{-7} m$$

Soit **656 nm** : c'est une raie rouge ; c'est la raie rouge baptisée H $\alpha$  des nébuleuses, lesquelles contiennent principalement de l'hydrogène atomique.



## Nébuleuse d'Orion

Distance 2000 a.l

Les nébulosités bleues sont généralement dues à la réflexion de la lumière sur les grains de poussière des nébuleuses.



Quelques raies du spectre de l'hydrogène atomique :

Comme le calcul est répétitif, utilisons la formule semi-littérale suivante:

$$\lambda (nm) = \frac{hc}{\Delta E} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} * 3 \cdot 10^8 * 10^9}{\Delta E (eV) * 1,6 \cdot 10^{-19}} \Rightarrow \lambda (nm) = \frac{1240}{\Delta E (eV)}$$

Résultats pour les 3 premières séries :

## LYMAN

$$\lambda_{12} = 1240 / (13,6 - 3,39) = 121,45 \text{ nm} \quad \text{Lyman } \alpha$$

$$\lambda_{13} = 1240 / (13,6 - 1,51) = 102,56 \text{ nm}$$

$$\lambda_{14} = 1240 / (13,6 - 0,85) = 97,25 \text{ nm}$$

$$\lambda_{15} = 1240 / (13,6 - 0,54) = 95,95 \text{ nm}$$

$$\lambda_{16} = 1240 / (13,6 - 0,38) = 93,8 \text{ nm}$$

$$\lambda_{17} = 1240 / (13,6 - 0,28) = 93,09 \text{ nm}$$

·  
·  
·

$$\lambda_{1\infty} = 1240 / (13,6 - 0) = 91,18 \text{ nm}$$

## BALMER

$$\lambda_{23} = 1240 / (3,4 - 1,51) = 656,08 \text{ nm} \quad \text{H}\alpha$$

$$\lambda_{24} = 1240 / (3,4 - 0,85) = 486,27 \text{ nm} \quad \text{H}\beta$$

$$\lambda_{25} = 1240 / (3,4 - 0,54) = 433,57 \text{ nm} \quad \text{H}\gamma$$

$$\lambda_{26} = 1240 / (3,4 - 0,38) = 410,60 \text{ nm} \quad \text{H}\delta$$

$$\lambda_{27} = 1240 / (3,4 - 0,28) = 397,44 \text{ nm} \quad \text{H}\epsilon$$

·  
·  
·

$$\lambda_{2\infty} = 1240 / (3,4 - 0) = 364,71 \text{ nm}$$

## PASCHEN

$$\lambda_{34} = 1240 / (1,51 - 0,85) = 1878,79 \text{ nm}$$

$$\lambda_{35} = 1240 / (1,51 - 0,54) = 1278,35 \text{ nm}$$

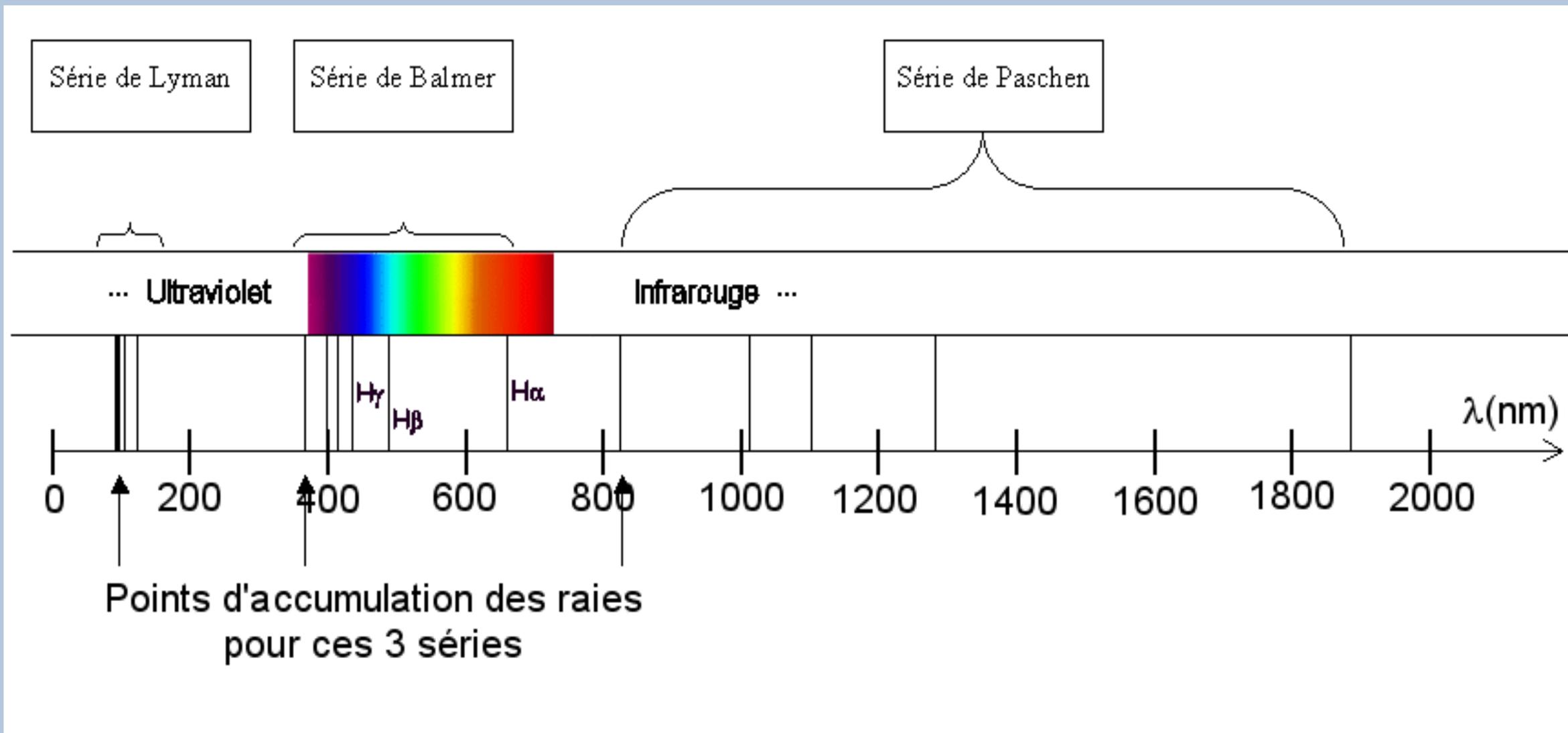
$$\lambda_{36} = 1240 / (1,51 - 0,38) = 1097,35 \text{ nm}$$

$$\lambda_{37} = 1240 / (1,51 - 0,28) = 1008,13 \text{ nm}$$

·  
·  
·

$$\lambda_{3\infty} = 1240 / (1,51 - 0) = 821,19 \text{ nm}$$

Plaçons ces quelques raies dans le spectre de l'hydrogène atomique :



## Formule de Ritz et constante de Rydberg :

exprimons  $1 / \lambda$ ,  $\lambda$  étant la longueur d'onde, en mètres, de la radiation émise ou absorbée lors de la transition entre le niveau  $n$  et le niveau  $m$  ( $n$  et  $m$  étant des nombres entiers naturels non nuls).

$$\lambda = \frac{hc}{\Delta E} \Rightarrow \frac{1}{\lambda} = \frac{\Delta E}{hc} \text{ avec } \Delta E (J) = \left| \frac{13,6}{n^2} - \frac{13,6}{m^2} \right| * 1,6 \cdot 10^{-19} \Rightarrow \frac{1}{\lambda (m)}$$

$$\frac{1}{\lambda (m)} = \frac{13,6 * 1,6 \cdot 10^{-19}}{6,63 \cdot 10^{-34} * 3 \cdot 10^8} * \left| \frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right| \Rightarrow \frac{1}{\lambda} = 1,097373 \cdot 10^7 * \left| \frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right|$$

$$\text{ou } \frac{1}{\lambda} = R_H * \left| \frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right|$$

Cette dernière expression est la formule de Ritz.

La constante  $R_H = 1,097373 \cdot 10^7$  est la constante de Rydberg.

Elle a la même unité que  $1 / \lambda$  et s'exprime donc en  $m^{-1}$ .

$1 / \lambda$  représente le nombre de longueurs d'onde par mètre et est appelé *nombre d'ondes*.

Si l'on veut calculer  $\lambda$ , on a les 2 choix suivants :

$$\lambda(m) = \frac{1}{R_H * \left| \frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right|} \quad \text{soit} \quad \lambda(m) = \frac{m^2 n^2}{R_H * |m^2 - n^2|}$$

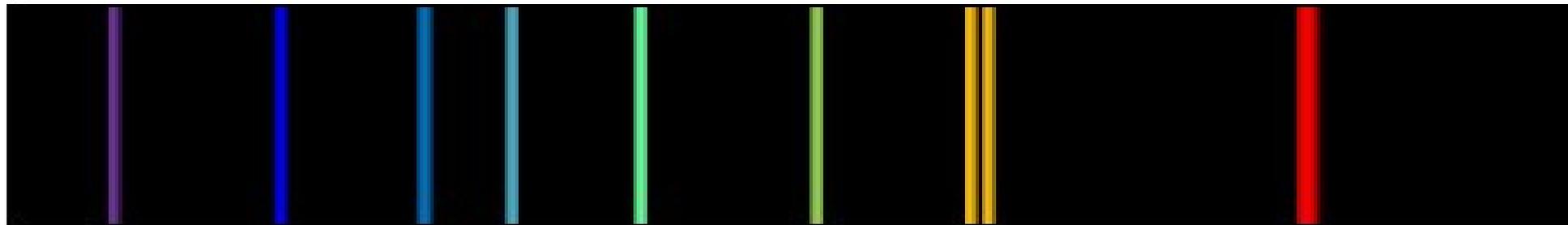
$$\lambda(nm) = \frac{1240}{\Delta E(eV)}$$



Les différentes raies en émission ou en absorption sont caractéristiques d'un élément chimique donné, voire de son état d'ionisation ( c'est donc une espèce de code barre ) :

La spectroscopie permet donc de connaître la composition chimique du milieu étudié et, en se servant de l'effet Doppler-Fizeau, de mesurer ses mouvements.

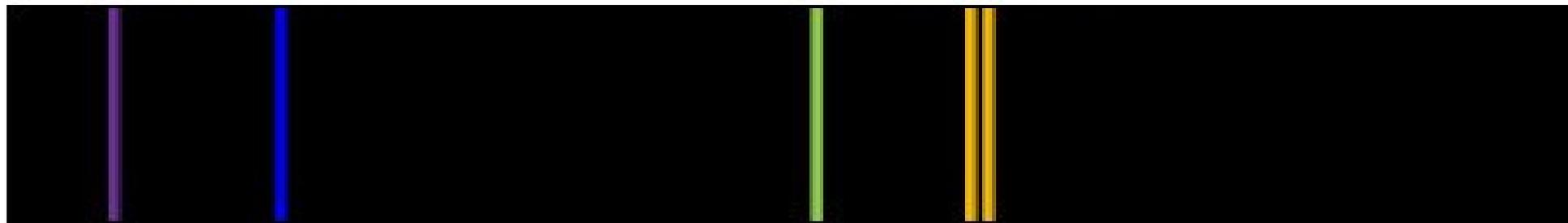
# Spectre en émission d'un mélange



Mercure  
+  
Cadmium

407 434

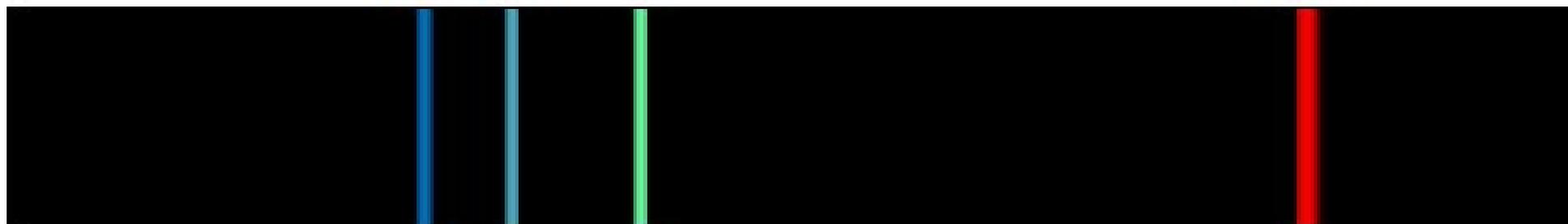
546 577 579



Mercure

468 480 508

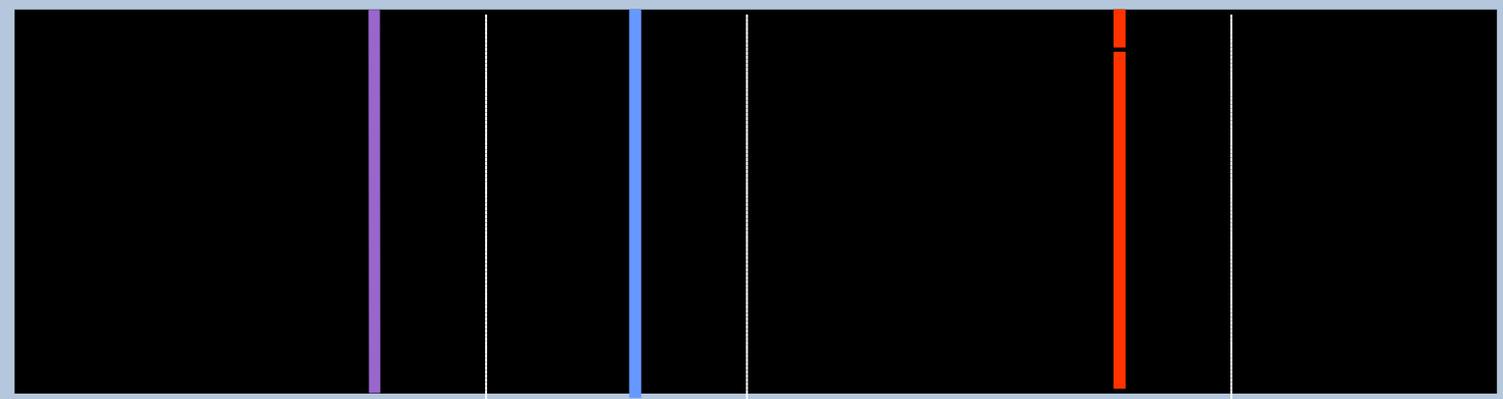
643



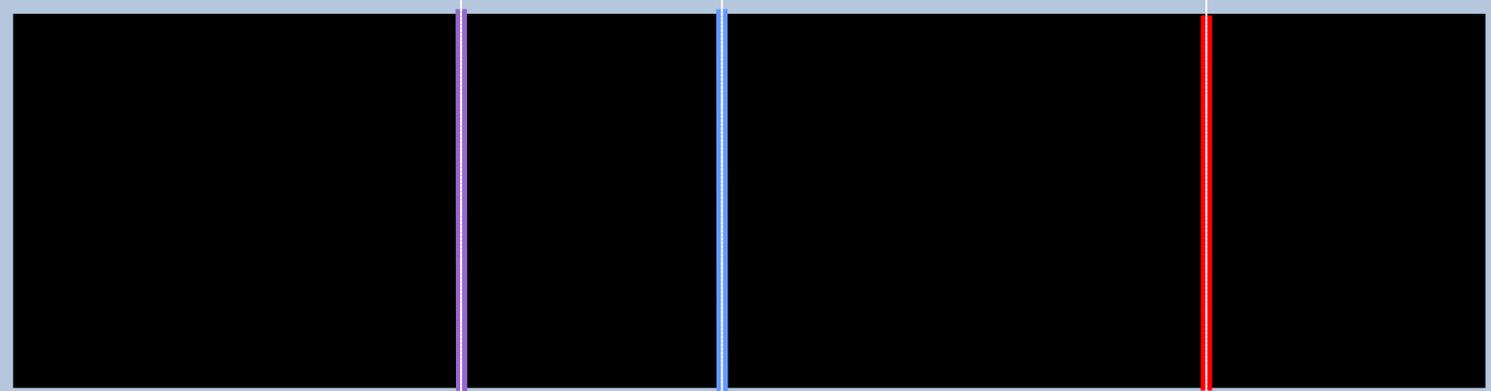
Cadmium

← Déplacement vers le bleu

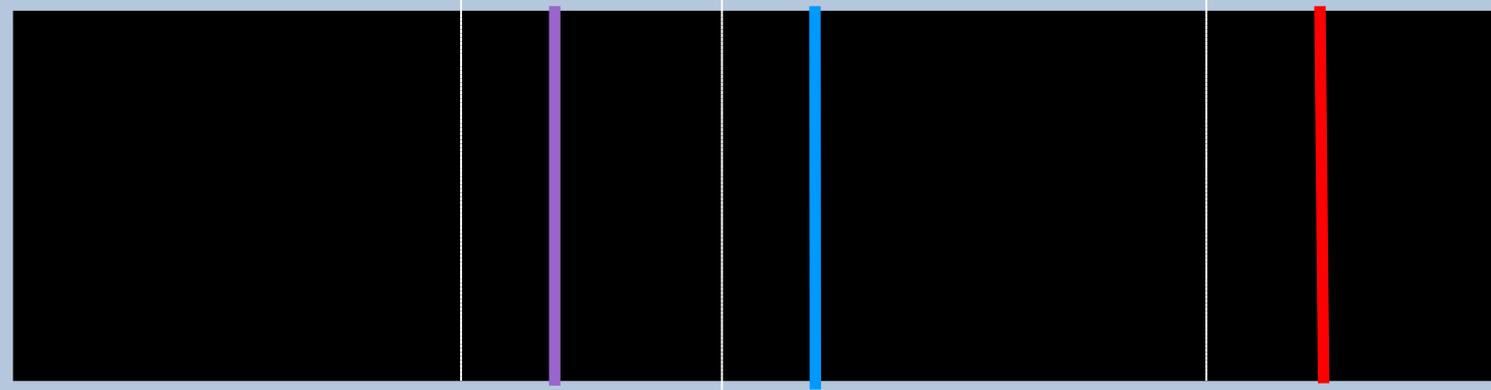
Rôle du mouvement



rapprochement



immobilité



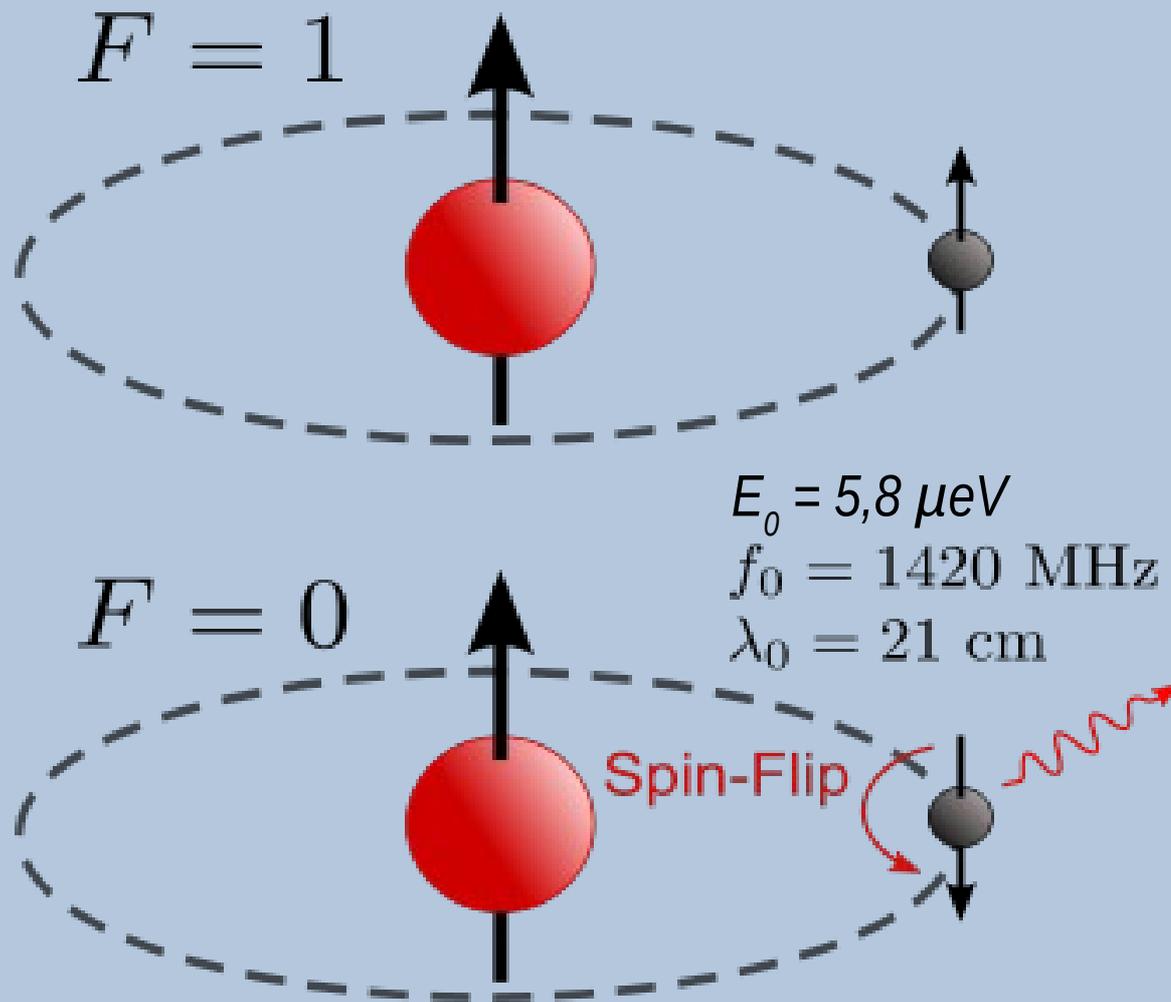
éloignement

→ Déplacement vers le rouge



On vient de voir les raies de l'hydrogène par transition de l'électron entre deux niveaux d'énergie.

Il existe une autre transition très utilisée en radio-astronomie :



**La raie à 21 cm** de l'hydrogène neutre émise lors de l'inversion du spin de l'électron / au spin du proton.