

# Spectre Atomique

Animation 1

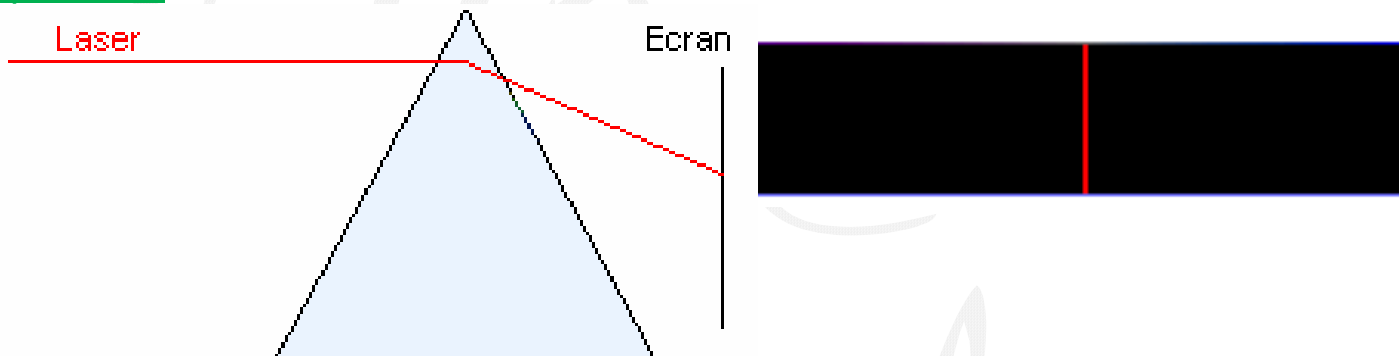
Animation2

## II Introduction

### 1°) Spectres de la lumière

#### □ a/ Radiation monochromatique

Expérience:



On éclaire un prisme à l'aide d'un faisceau laser On observe sur l'écran un spectre composé d'une seule raie

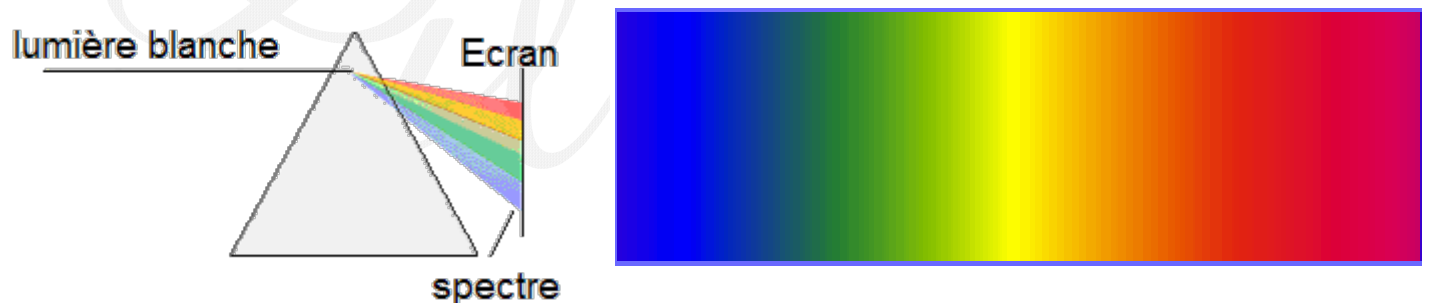
#### □ b/ Lumière polychromatique

Définition: On appelle lumière poly chromatique une lumière composée de plusieurs ondes monochromatiques de fréquences différentes (la lumière blanche, par exemple, est une lumière poly chromatique).

Lorsqu'une lumière poly chromatique traverse une prisme (milieu dispersif), on observe un spectre sur un écran placé à proximité.

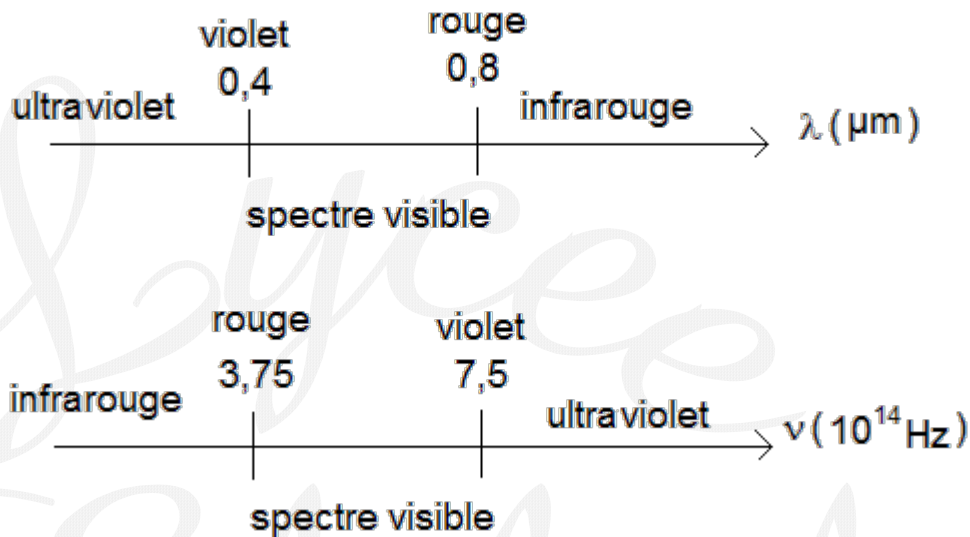
Sur l'écran, on observe un spectre spectre continu

$$0,4 \mu\text{m} \leq \lambda \leq 0,8 \mu\text{m}$$



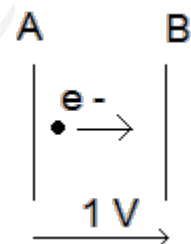
**Remarque :** Le spectre de dispersion de la lumière blanche s'étend au delà du visible . Du côté du rouge on a des radiations infrarouges et du côté du violet on a des radiations ultraviolettes

(Les termes infra et ultra sont des termes qui font référence à la fréquence qui est la seule grandeur caractéristique d'une radiation)



## 2°) Electronvolt

Soit un électron accéléré sous une tension de 1V  
 $EC_B - EC_A = q(V_A - V_B) = (-e)(-U) = eU = 1,6 \cdot 10^{-19} C \cdot 1V = 1,6 \cdot 10^{-19} J$   
 On appelle electron-volt (eV)  $1 eV = 1,6 \cdot 10^{-19} J$



## III / Les niveaux d'énergie d'un atome

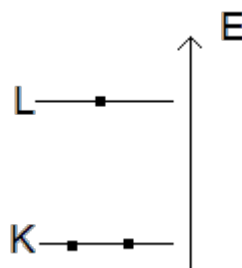
### 1°) L'atome à l'état fondamental

L'atome présente des niveaux d'énergie correspondant à des couches électroniques dans lesquelles se répartissent les électrons .

**Le n<sup>ème</sup> niveau ne peut contenir plus de 2n<sup>2</sup> électrons**

**L'état fondamental** d'un atome est son état de plus faible énergie . Ses électrons remplissent d'abord les niveaux K puis L etc.....en fonction des places disponibles

Exemple : Structure électronique de l'atome de Lithium Li (Z=3) à l'état fondamental



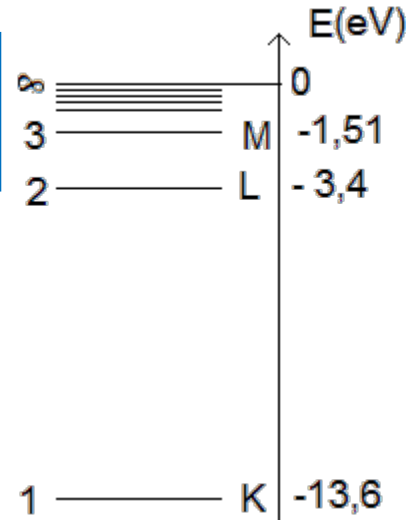
## 2°) Les niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène (Model de Bohr)

### Postulats de Bohr

- L'électron ne peut graviter que sur des orbites circulaires bien déterminées appelées états stationnaires
- L'électron n'échange de l'énergie avec l'extérieur que lors de son passage d'une orbite stationnaire à une autre

L'énergie  $E_n$  en électronvolt du niveau  $n$   
est donnée par la relation

$$E_n = -\frac{13,6}{n^2} = -\frac{E_0}{n^2}$$



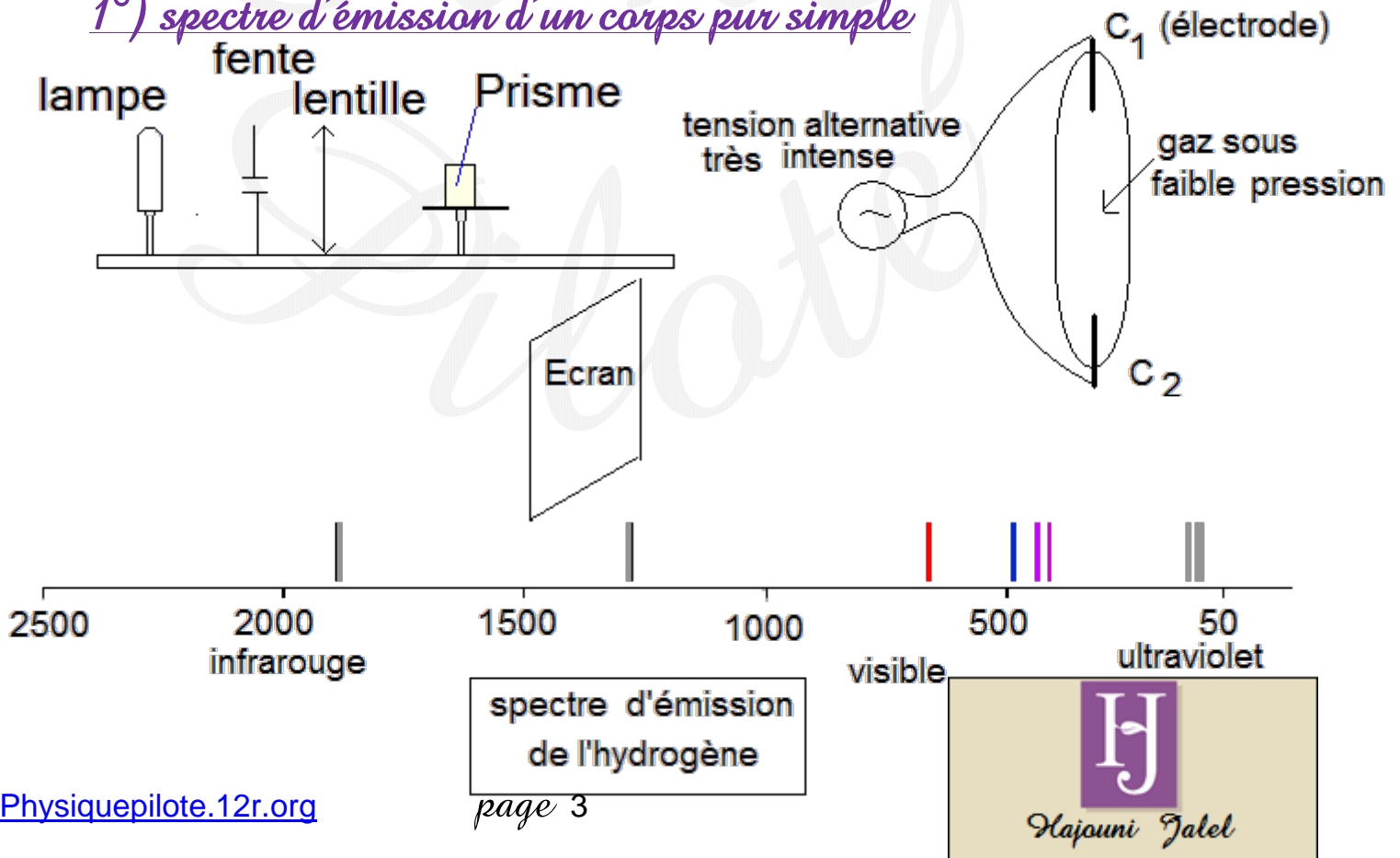
Calculons les 8 premiers niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène

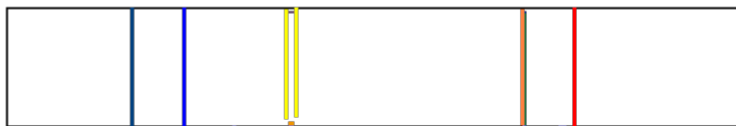
n	1	2	3	4	5	6	7	8
En (eV)	-13,6	-3,40	-1,51	-0,85	-0,54	-0,38	-0,28	-0,21

On remarque tous les niveaux ont des énergies négatives .  
Cela vient de la convention choisie de façon à ce que  $E=0$  lorsque l'électron n'est plus lié au noyau

## III / Emission de la lumière par les atomes

### 1°) spectre d'émission d'un corps pur simple





spectre d'émission  
du mercure



spectre d'émission  
du sodium

Contrairement au spectre de continu de la lumière blanche , les spectres obtenus ne contiennent que certaines fréquences : on les appelle **spectres de raies**

Un corps pur convenablement excité émet une lumière coloré constitué par la superposition d'un nombre restreint de fréquences : son spectre d'émission est un spectre de raies

**Remarque** : Les spectres se prolongent dans l'infrarouge et dans l'ultraviolet

## 2°) Cas particulier de l'hydrogène

un changement de niveau s'appelle transition

### □ a/ Excitation

L'énergie  $W$  reçue par un électron (sous forme électrique , cinétique, Calorifique.....) lui fait quitter l'état fondamental pour un niveau supérieure . L'atome est dit excité  
Le système {atome} emmagasine de l'énergie potentielle

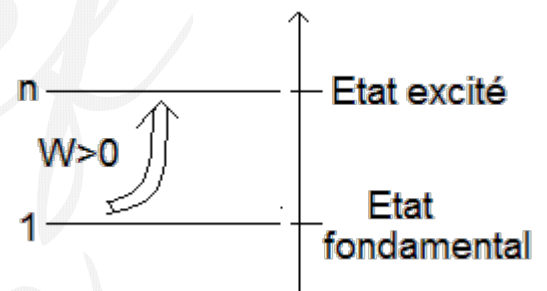
Exemple : Energie reçue par un atome d'hydrogène qui passe de l'état fondamental au niveau 3

Lorsque l'atome passe du niveau  $n_i=1$  au niveau  $n_f=3$  il doit recevoir  $W=E_f - E_i$

$$\text{Or } E_n = -\frac{13,6}{n^2} \Rightarrow W = 13,6 \left( \frac{1}{1^2} - \frac{1}{3^2} \right) = 12,1 \text{ eV}$$

### □ b/ Durée de l'excitation

L'état excité n'est pas un état stable pour l'atome, il n'y reste qu'un court instant , environ  $10^{-8}$  s



### c/ Retour vers l'état fondamental

Il se fait de façon aléatoire, soit directement, soit en passant par un ou des états excités intermédiaires. L'atome perd de l'énergie. La loi de conservation de l'énergie impose l'apparition d'une autre forme d'énergie : c'est alors que l'atome émet de la lumière

$$W(\text{eV}) = E_f - E_i = 13,6 \left( \frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right) < 0$$

Car  $n_i > n_f$

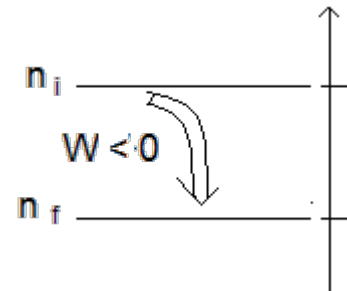
La lumière emporte  $E = -W > 0$

**Exemple :** Un atome d'hydrogène passe du niveau 5 au niveau 4

α) Energie échangée par l'atome avec l'extérieur

$$W = E_4 - E_5 = 13,6 \left( \frac{1}{5^2} - \frac{1}{4^2} \right) = -0,306 \text{ eV}$$

β) Energie emporté par la lumière :  $E = -W = 0,306 \text{ eV}$



### d/ Le photon

Pour expliquer un certain nombre de phénomènes physiques Einstein a émis l'hypothèse des photons qui consiste à supposer que la lumière monochromatique est constituée de « grains d'énergie » ou quanta d'énergie (pluriel de quantum) appelés photons dont l'énergie est

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

$h$  : constante de Planck

$$h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$$

### Remarques :

- Le photon se déplace à la vitesse de lumière
- Le photon n'a pas de masse
- Le photon n'est pas chargé (il n'est dévié ni par un champ électrique ni par un champ magnétique)

### e/ Partie visible du spectre : Série de BALMER

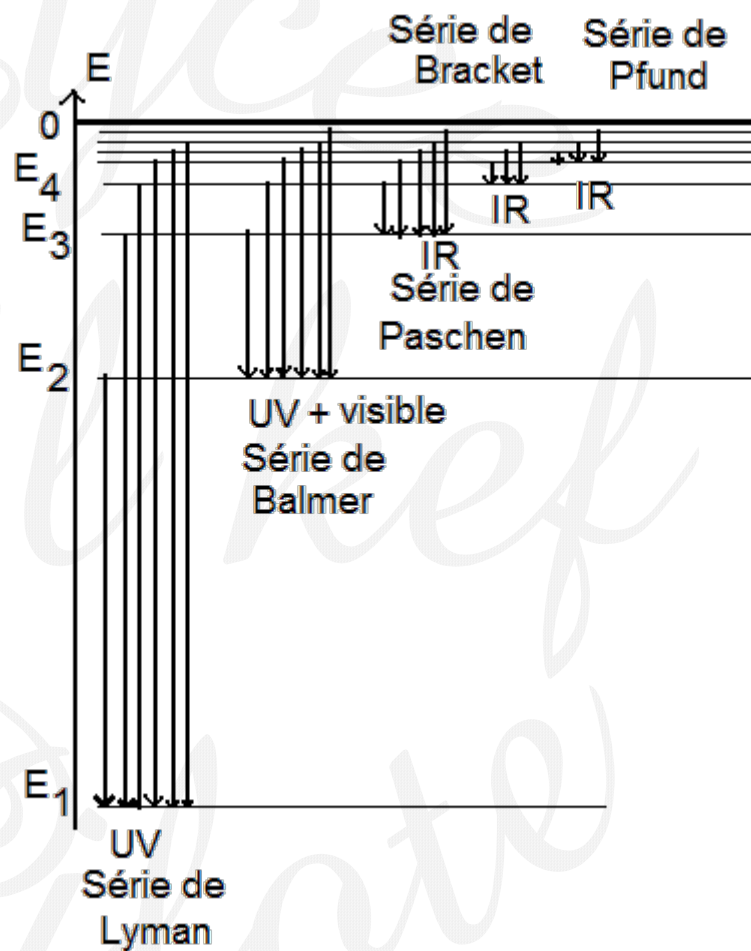
Balmer a montré que les longueurs d'onde des raies visibles correspondent à des transitions qui aboutissent au niveau d'énergie  $E_2$ .

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{E_0}{hC} \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{p^2} \right) \text{ avec } R_H = \frac{E_0}{hC} = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \text{ constante de Rydberg}$$

- Retour de  $p=3$  jusqu'à  $n=2$  :  $\frac{1}{\lambda} = 1,097 \cdot 10^7 \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right) \Rightarrow \lambda = 0,6563 \mu\text{m}$  radiation rouge
- Retour de  $p=4$  à  $n=2$  :  $\frac{1}{\lambda} = 1,097 \cdot 10^7 \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2} \right) \Rightarrow \lambda = 0,4861 \mu\text{m}$  radiation bleu-vert
- Retour de  $p=5$  jusqu'à  $n=2$  :  $\frac{1}{\lambda} = 1,097 \cdot 10^7 \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{5^2} \right) \Rightarrow \lambda = 0,4341 \mu\text{m}$  radiation indigo

- Retour de p=6 jusqu'à n=2  $\frac{1}{\lambda} = 1,097 \cdot 10^7 \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{6^2} \right) \Rightarrow \lambda = 0,4102 \mu\text{m}$  radiation violette
- Retour de p=7 jusqu'à n=2  $\frac{1}{\lambda} = 1,097 \cdot 10^7 \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{7^2} \right) \Rightarrow \lambda = 0,3970 \mu\text{m}$  radiation UV

□ f/ Autres séries

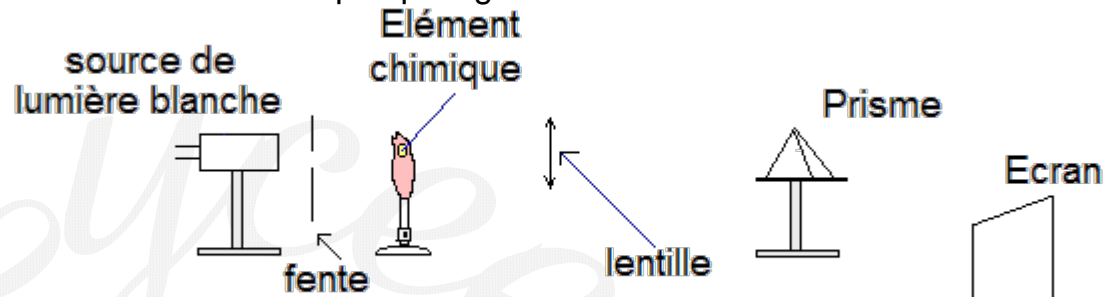


## IV / Les spectres d'absorption

### 1°) Exemple : Absorption de la lumière par la vapeur de sodium

#### a/ Expérience

On envoie sur un prisme un faisceau de lumière blanche en intercalant la flamme d'un bec bunsen. On fait tomber sur la flamme quelques grains de chlorure de sodium ( $\text{NaCl}$ )



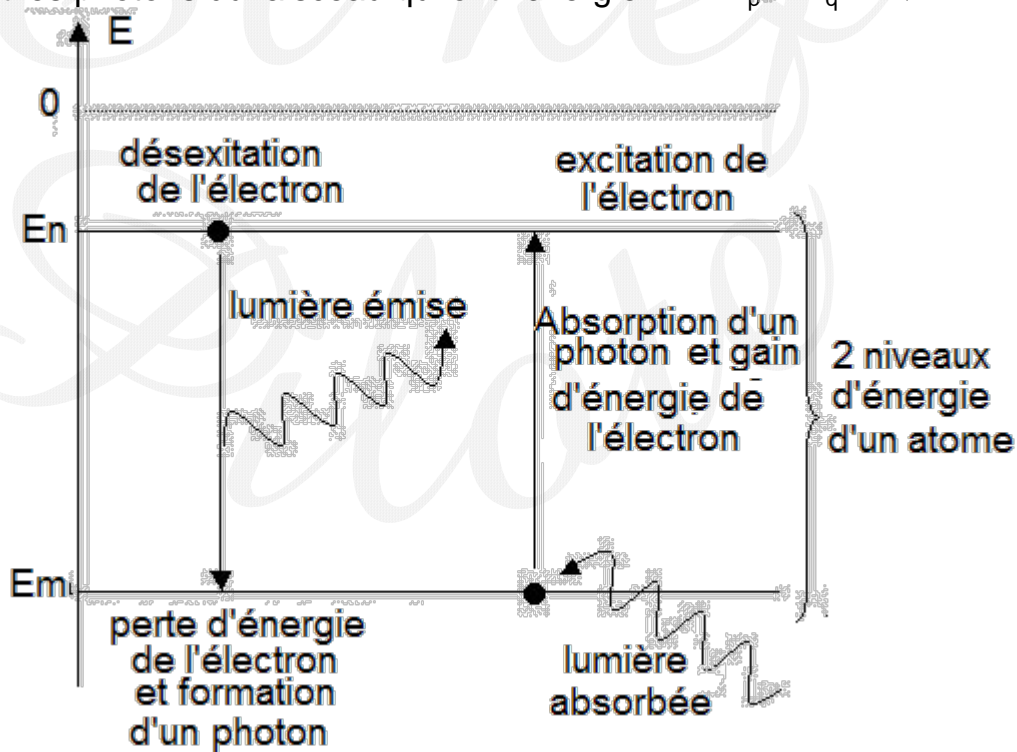
#### b/ Observations

On observe deux raies (cannelures) obscures très proches (Elles se confondent en une seule si le prisme n'est pas assez dispersif). C'est le négatif du spectre d'émission du sodium



#### c/ Interprétations spectre d'absorption du sodium

Les atomes de sodium dans la flamme sont passés au premier état excité en absorbant les photons du faisceau qui ont l'énergie  $\Delta E = E_p - E_q = h\nu$ .

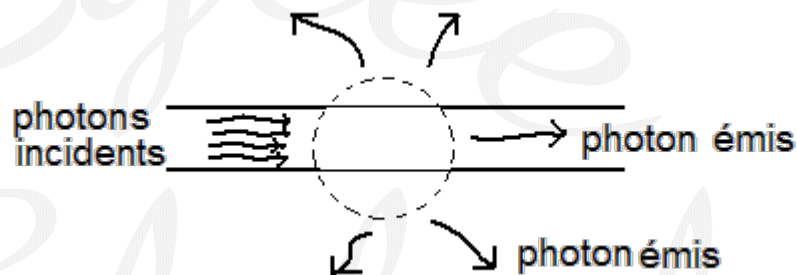


$$|\Delta E| = |E_n - E_m| = h\nu = \frac{hc}{\lambda} \Rightarrow \lambda = \frac{hc}{|\Delta E|}$$

Loi de Khirchhoff : Un corps peut absorber les même photons qu'il est capable d'émettre

### Remarques:

$\alpha$ ) Les photons émis ont la même fréquence que les photons absorbés mais bien peu d'entre eux arrivent sur l'écran et le contraste avec le reste du spectre fait apparaître la raie correspondante en noire



$\beta$ ) **Energie d'ionisation de l'atome d'hydrogène** : c'est l'énergie minimale qu'il faut fournir à l'atome dans son état fondamental pour lui arracher un électron  
 $E_i = 13,6 \text{ eV}$

$\gamma$ ) Si l'énergie du photon envoyé vers l'atome est  $>$  à l'énergie d'ionisation  $E_i$ , le photon peut être absorbé : une partie de l'énergie de ce photon sert à ioniser l'atome, le reste est communiqué à l'électron émis sous forme d'énergie cinétique

## VI Applications

### 1°) Analyse chimique

l'analyse de la lumière émise par un échantillon excité permet d'identifier permet d'identifier les raies spécifiques de certains atomes, ce qui donne une idée sur la composition chimique de cet échantillon

### 2°) présence des éléments chimiques sur des étoiles

L'analyse de la lumière provenant d'une étoile permet d'identifier les atomes émetteurs et de prouver ainsi l'existence d'un certains nombre d'éléments chimiques sur cette étoile