

Chimie Structurale

Organismes

matière

vivante

Cellules

Macromolécules

matière

inanimée

Molécules et Cristaux

Atomes

Noyaux

Nucléons

Chimie Structurale

Macromolécules

Chimie Quantique

Mécanique Quantique

Molécules et Cristaux

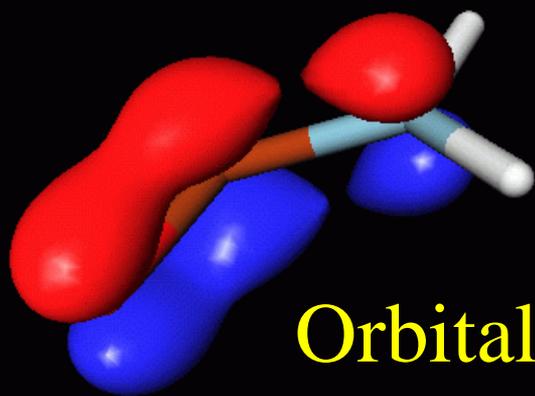
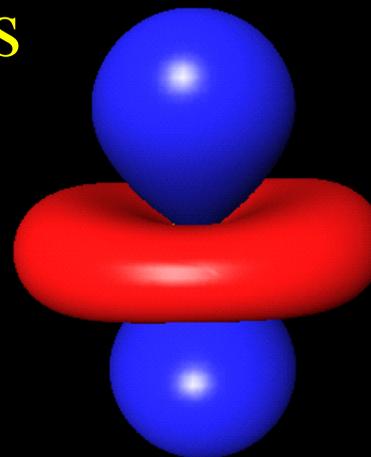
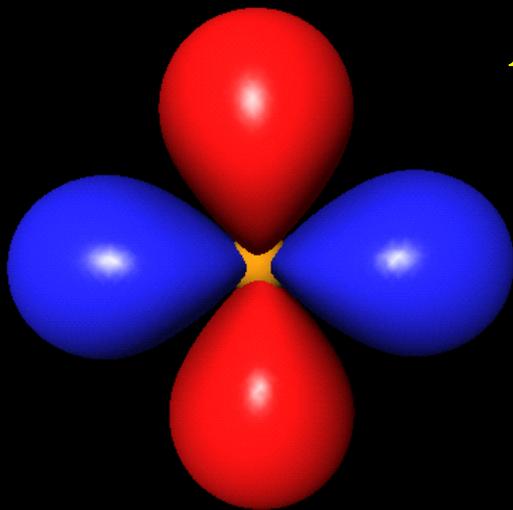
Liaison Chimique

Atomistique

Atomes

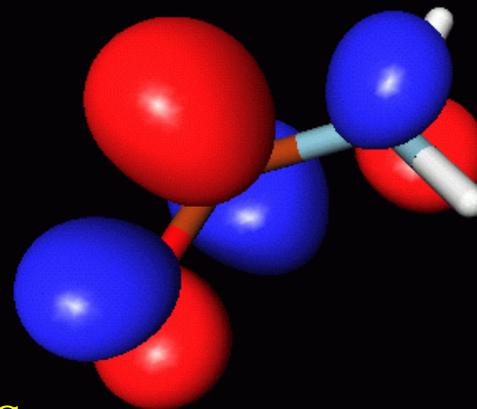
Orbitales

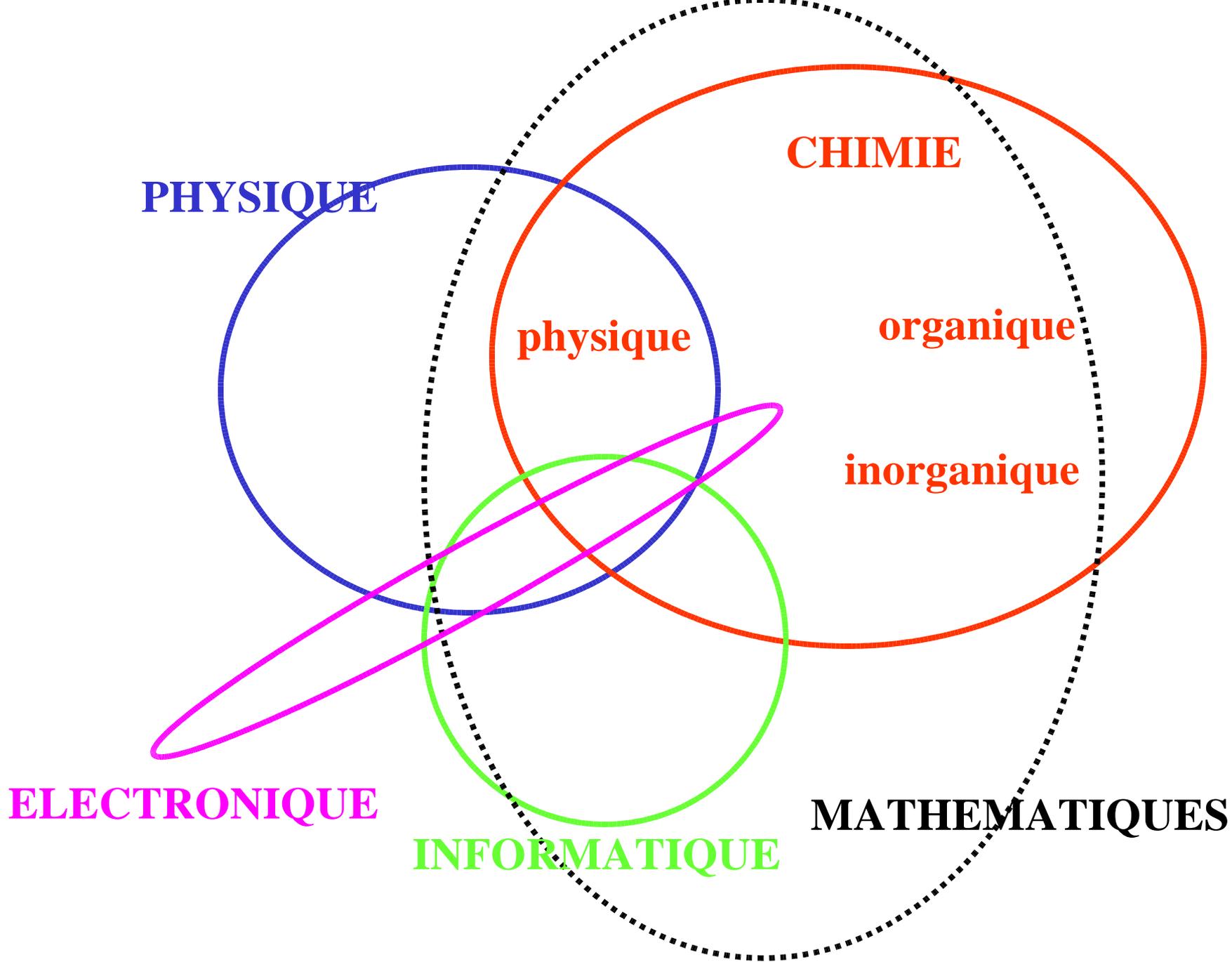
Atomiques



Orbitales

Moléculaires





Les particules élémentaires

Les constituants de l'atome

Découverte de l'électron

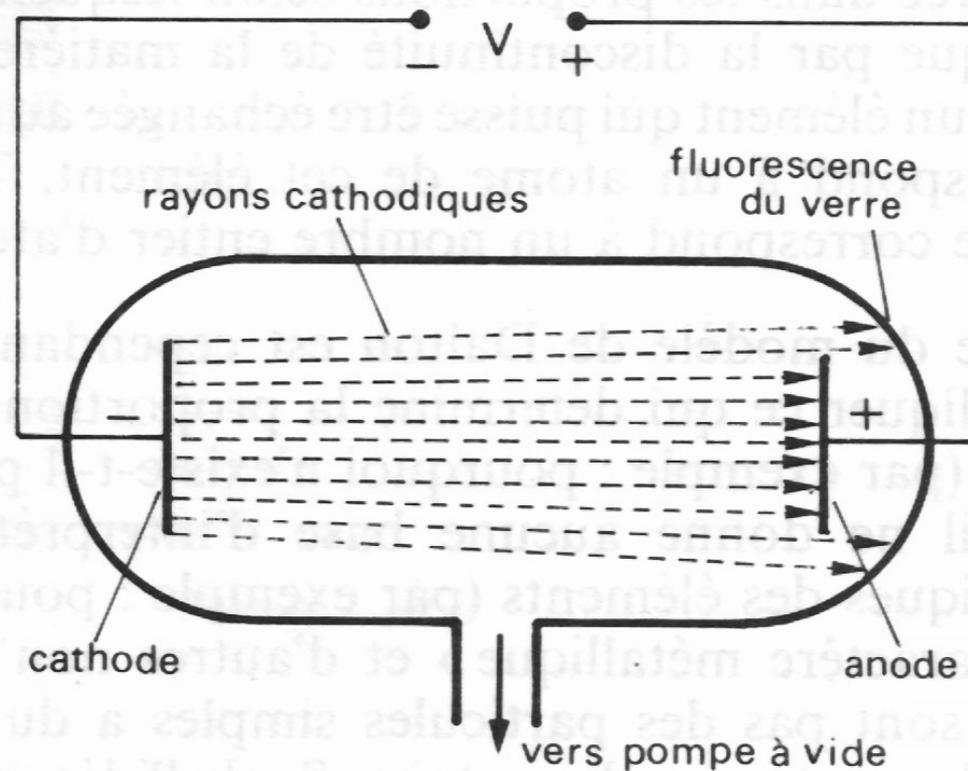


Figure 3.1 — *L'expérience des rayons cathodiques*

J. Perrin : flux de particules chargées négativement

J. Thomson : rapport q/m constant : électrons

R. Millikan : valeur de la charge de l'électron

Caractéristiques de l'électron

masse : $m = 9,1094 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$

charge: $-e = -1.60218 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

Questions ouvertes

$m_{\text{électron}} \sim m_{\text{H}} / 1840$

où se trouve le reste de la masse ?

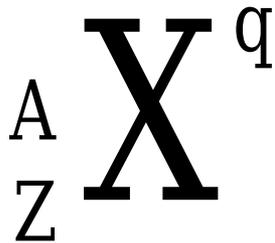
charge négative mais élément neutre

où se trouve la contrepartie positive ?

Caractéristiques du proton et du neutron

	proton	neutron
masse :	$1.6726 \cdot 10^{-27}$ kg	$1.6749 \cdot 10^{-27}$ kg
charge:	$1.60218 \cdot 10^{-19}$ C	0

Notations



X : élément considéré

Z : nombre de proton (et d'électrons)
numéro atomique

N : nombre de neutron

A : nombre de masse ($A = Z + N$)

q : nombre de charge

Notions d'élément

Un élément est caractérisé par son nom (X)
ou son numéro atomique (Z)

Ainsi l'élément C (carbone) est l'élément 12

Notion d'isotope

Pour un numéro atomique donné, un isotope est caractérisé par son nombre de masse (chaque isotope est un nucléide)

^{14}C possède donc 2 neutrons de plus que ^{12}C

Notion d'ion

Un ion est une entité chargée, on distingue
les *cations* : chargés positivement (perte d'électron)
les *anions* : chargés négativement (gain d'électron)

La lumière

La dualité onde-corpuscule

La lumière

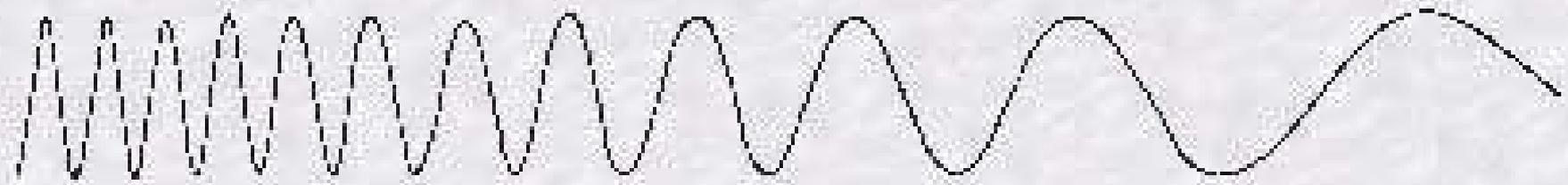
Spectre électromagnétique



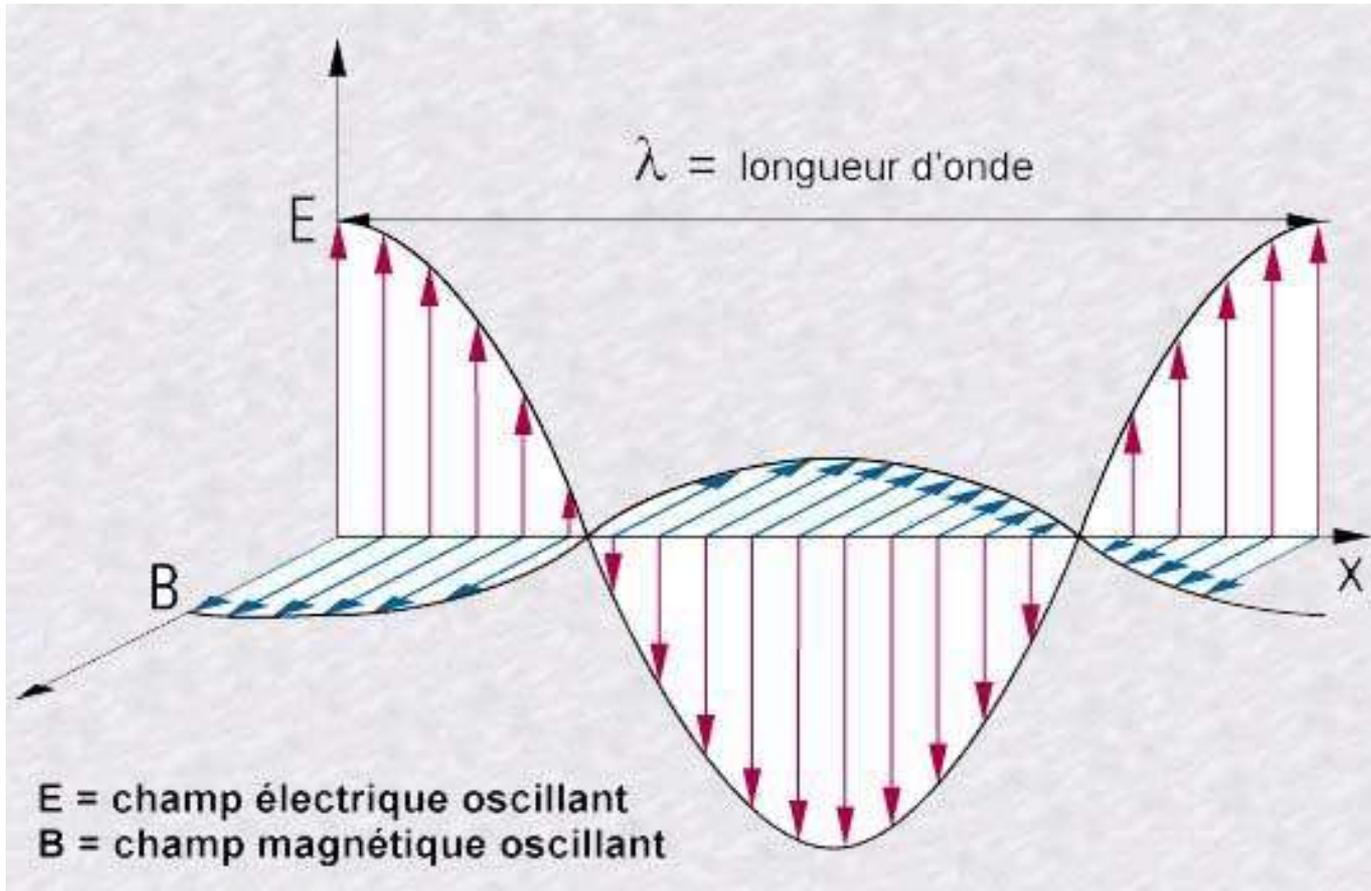
Spectre de la lumière visible
400 - 700 nm



0,01 nm 1 nm 100 nm 1 mm 1 cm 1 m 1 km



Rayonnement électromagnétique



Le rayonnement électromagnétique est une onde caractérisée par :

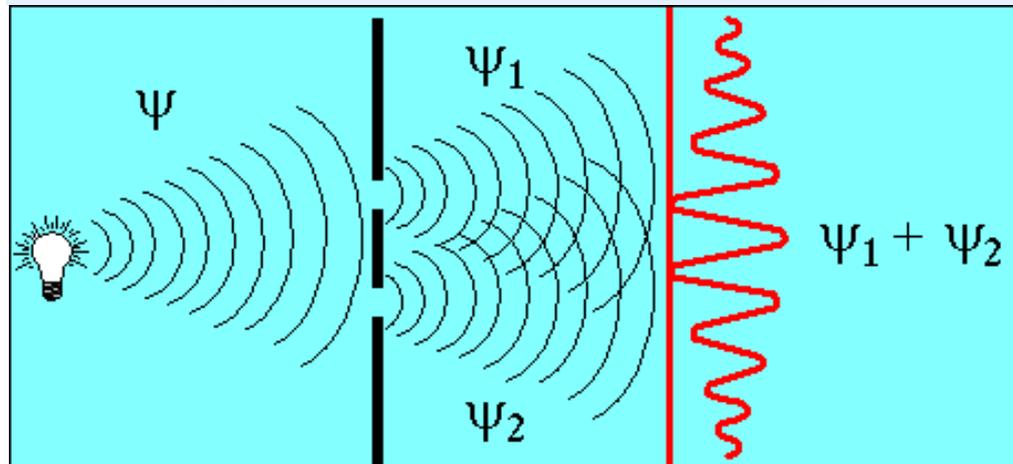
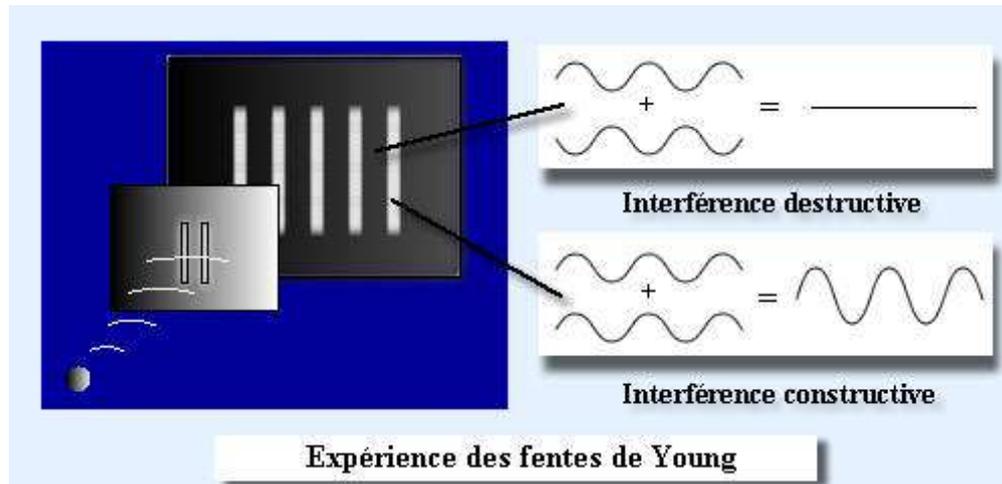
$$c = \lambda \cdot \nu$$

λ : longueur d'onde

ν : fréquence

c : vitesse de propagation

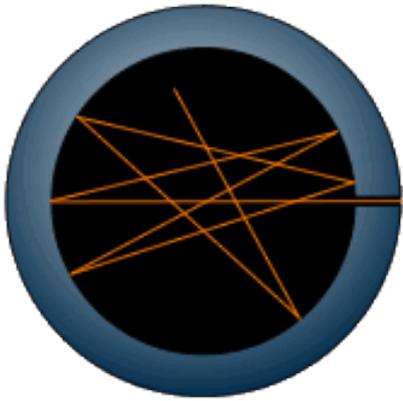
Expérience de diffraction de la lumière



La lumière se comporte comme une onde

Expérience du corps noir. Loi de Planck

Le physicien Max Planck émet la loi spectrale du rayonnement dans le vide : il pense qu'il n'existe que des niveaux d'énergies (quanta), déterminés par une constante universelle :



$$E = h \cdot \nu = h \cdot c / \lambda$$

$$h = 6.622 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}^{-1}$$

E représente l'énergie,
h la constante de Planck

ν la fréquence du rayonnement,

c la vitesse de la lumière ($c = 3 \times 10^8 \text{ m/s}$)

λ la longueur d'onde de la radiation émise.

Effet photoélectrique.

Sous irradiation ultraviolette, un métal émet spontanément des électrons : cet effet est appelé effet photoélectrique

Valeur de fréquence seuil : ν_s

Il n'a lieu que pour une fréquence du rayonnement ν supérieure à une fréquence limite ν_0 . En dessous de cette **fréquence seuil**, l'effet photoélectrique ne se produit pas quelle que soit l'intensité du rayonnement.

Le nombre d'électrons extraits est proportionnel à l'intensité du rayonnement : au dessus du seuil de fréquence, l'effet intervient et persiste même si l'on diminue à l'extrême cette intensité.

L'effet est instantané, même pour de très faibles intensités lumineuses.

Il existe une **valeur seuil du potentiel V_s** au dessous de laquelle les électrons ne sont plus émis.

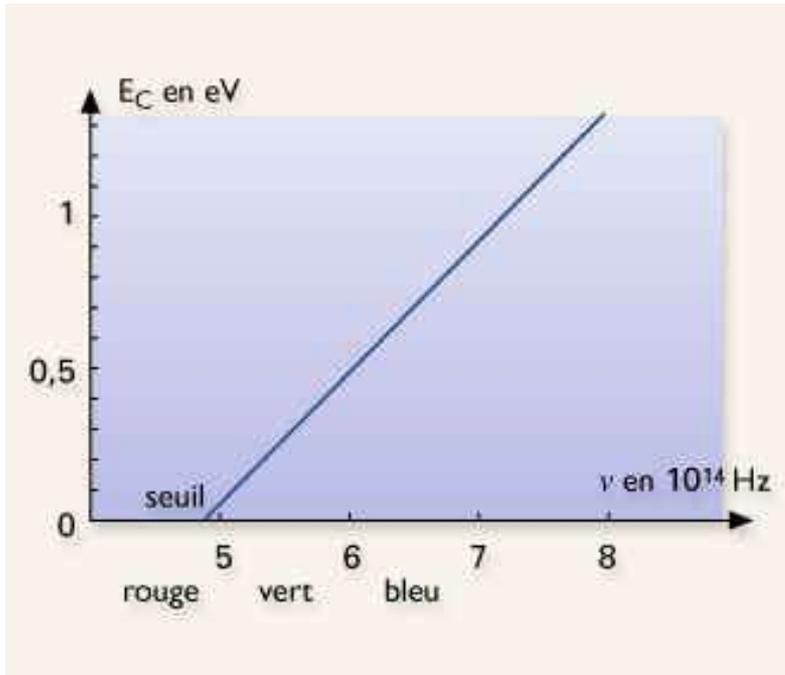
Le potentiel d'arrêt dépend de la fréquence du rayonnement

L'énergie cinétique maximale des électrons expulsés ne dépend pas de l'intensité du rayonnement mais de l'écart

$$\Delta v = \nu - \nu_0 \quad .$$

Effet photoélectrique. Existence du photon

Sous l'effet d'une lumière UV, une plaque de zinc sous tension se décharge : il semble qu'on puisse produire du courant lorsqu'on illumine certains matériaux



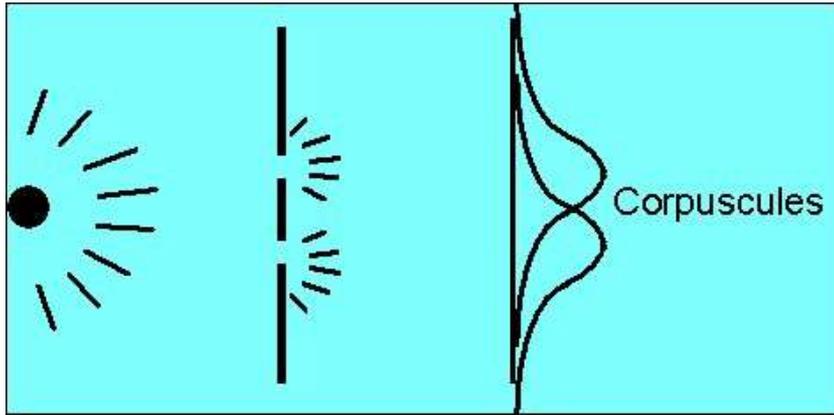
- il ne se produit que si la lumière a une longueur d'onde seuil
- la longueur d'onde seuil dépend du matériau utilisé
- la pente = h

Albert Einstein explique que les atomes absorbent l'énergie de la lumière par paquets.

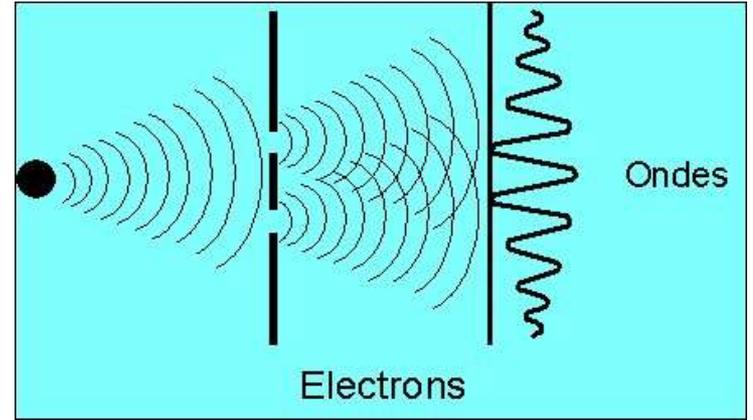
Il associera une particule à la lumière : le photon

$$E = h\nu$$

Expérience de diffraction des électrons



attendu



obtenu

Suite à cette expérience, de Broglie associe une onde à toute particule

$$\lambda = h / p$$

Cette ambivalence de la matière et de la lumière sera appelée

dualité onde corpuscule

Spectre de l'atome d'hydrogène

Spectres des atomes hydrogénoïdes

Spectre d'émission

Le spectre d'émission est obtenu par apport d'énergie :

- chauffage (spectres de flamme),
- décharge électrique (lampes à décharge).

On observe ainsi un spectre de raies (**discontinu**), caractéristique de l'élément émetteur.

Dans le cas du sodium (la couleur orangée des éclairages d'autoroutes et de tunnels), il existe par exemple deux raies à **589,00** et **589,59 nm**.

Spectre d'émission du sodium

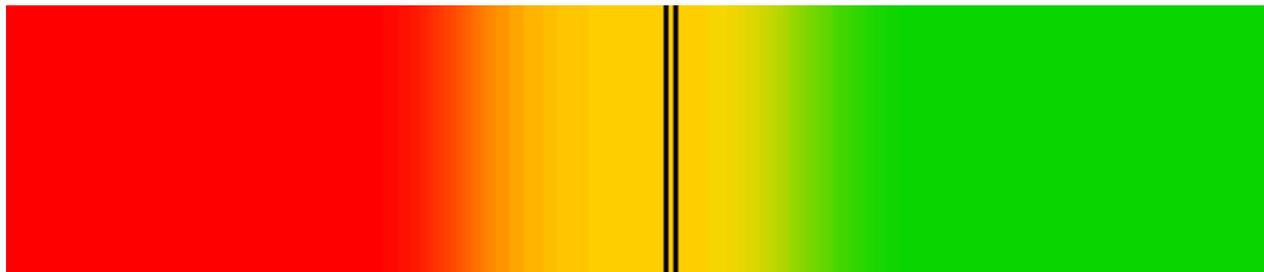


Spectre d'absorption

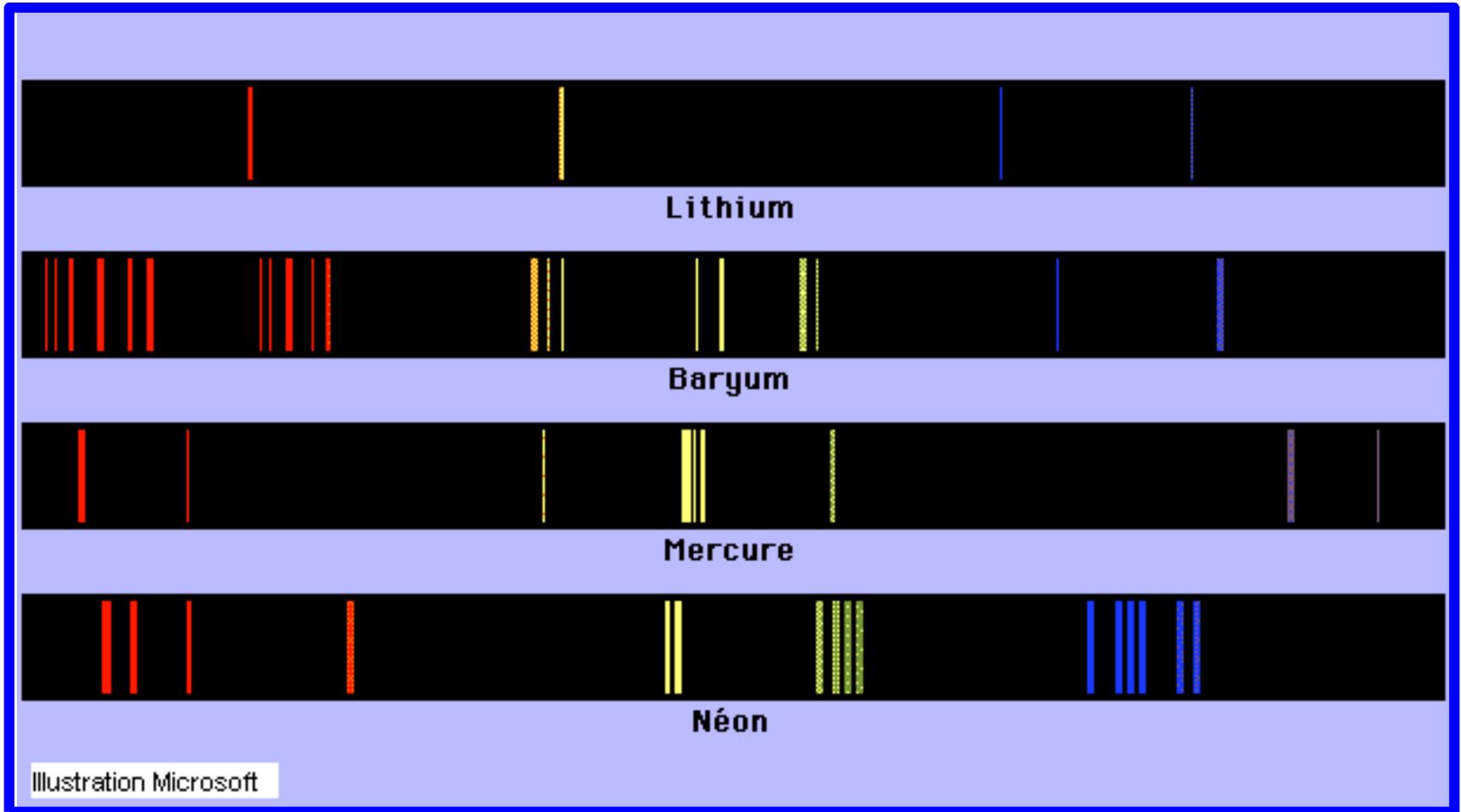
En ce qui concerne les spectres d'absorption, on aura comme spectre "le complémentaire" du spectre d'émission, avec en fond le spectre de la lumière utilisée pour réaliser l'expérience (ici de la *lumière solaire*)

Ce spectre est obtenu par irradiation de la matière et l'on observe un spectre de raies sombres sur fond de spectre thermique.

Spectre d'absorption du sodium



Exemples de spectres d'émission



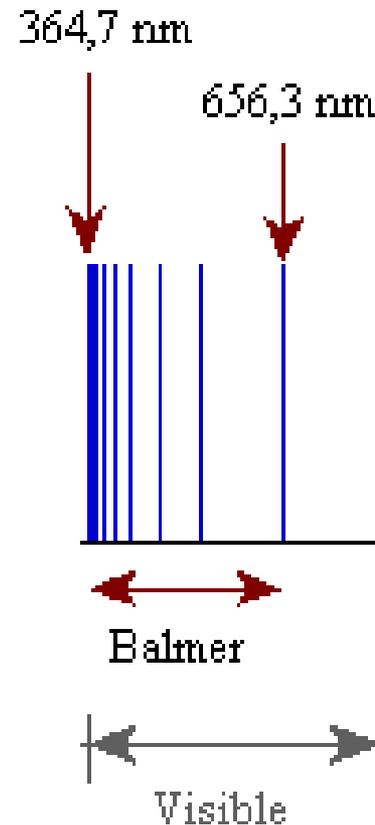
Spectre de raies de l'hydrogène. Relation de Balmer

Balmer étudie le spectre de l'hydrogène dans le visible

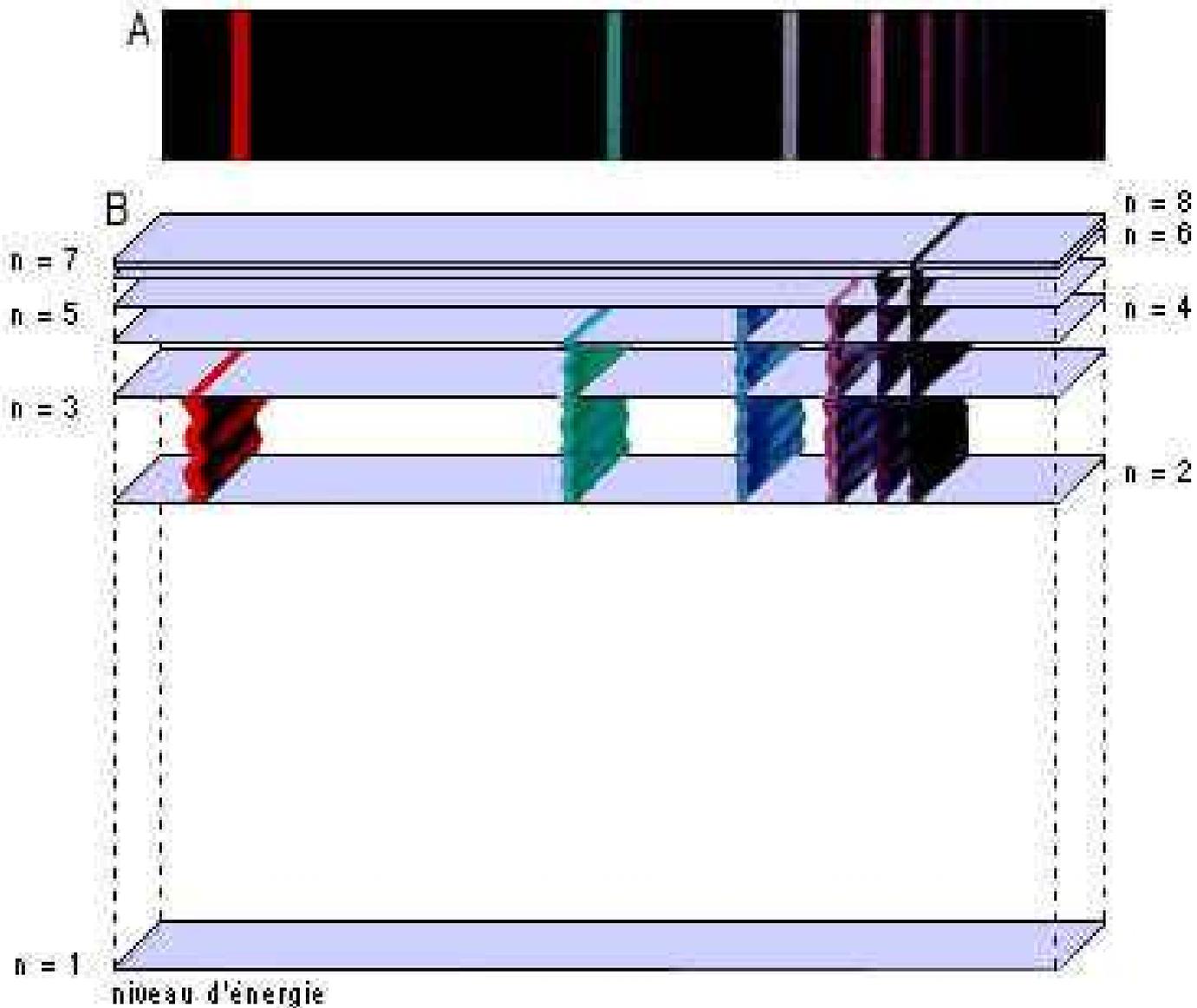
Relation empirique :

$$\frac{1}{\lambda} = k \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

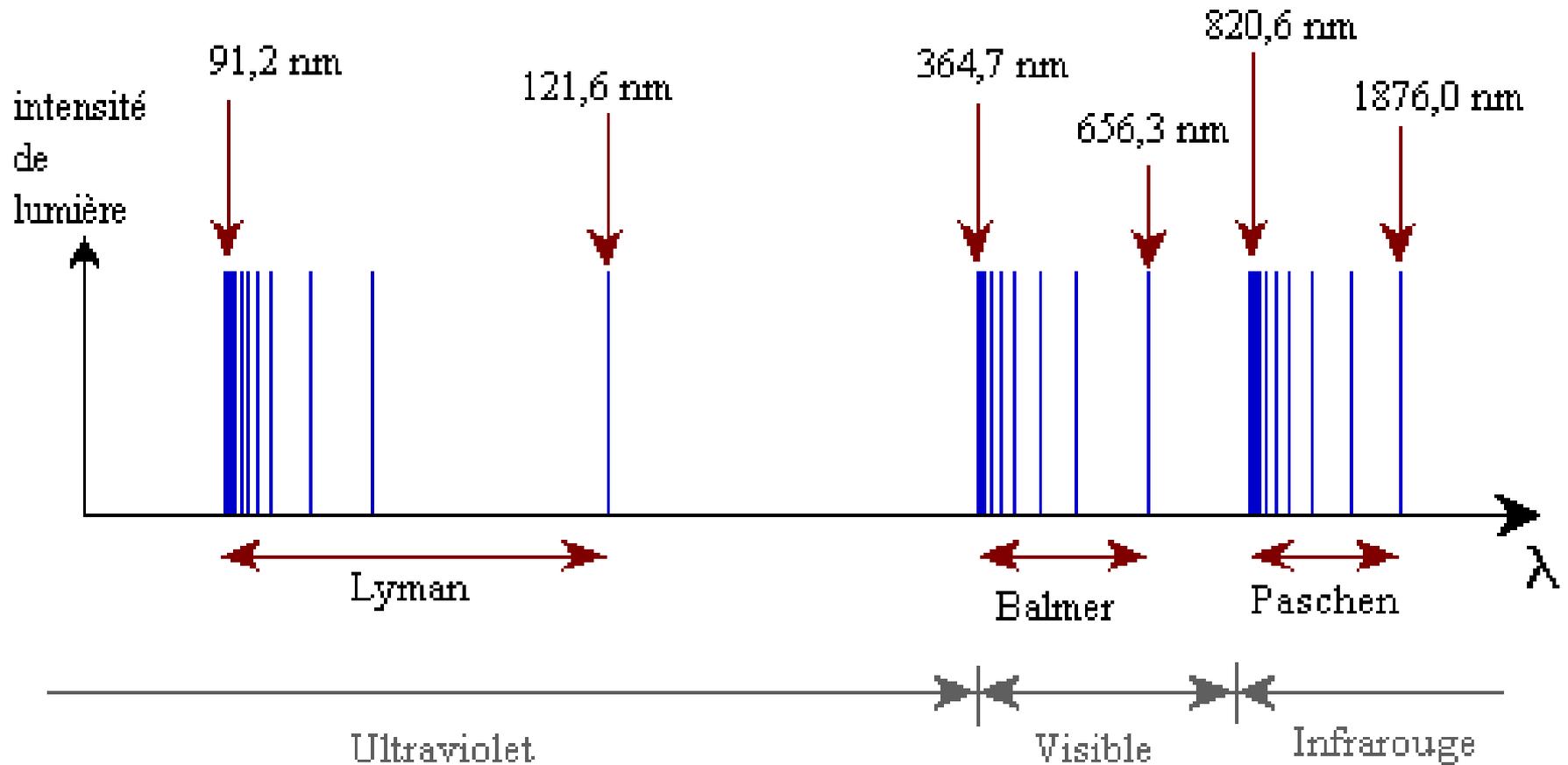
avec $n > 2$



Spectre de raies de l'hydrogène. Transitions d'états



Spectre de raies de l'hydrogène. Séries complémentaires



Spectre de raies de l'hydrogène. Formule de Ritz

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$$

avec $n_f > n_i$

$$R_H = 1.09677 \cdot 10^7 \text{m}^{-1}$$

Rq : pour $n_i = 2$: relation de Balmer

Selon la valeur de n_i , on a différents spectres de raies.

Série (n_i)	1	2	3	4	5
Nom	Lyman	Balmer	Paschen	Brackett	Pfund
Domaine	UV	Visible	IR	IR	IR

Spectre de raies de l'hydrogène. Raie de tête Raie limite

raie de tête :

$$n_f = n_{i+1} \text{ on obtient } \lambda_t$$

Balmer : $n_i = 2; n_f = 3$

$$\lambda_t = 656.3 \text{ nm}$$

raie limite :

$$n_f = \text{infini } \infty \text{ on obtient } \lambda_1$$

Balmer : $n_i = 2; n_f = \text{infini } \infty$

$$\lambda_1 = 364.7 \text{ nm}$$

Pour une série donnée :

$$\lambda_1 < \lambda < \lambda_t$$

