

# ***Cours de Chimie Générale***

- ✚ ***Atomistique***
- ✚ ***La Liaison Chimique***
- ✚ ***La Réaction Chimique***

## ***Chapitre I***

# ***Notions d'Atomistique***

# **1- Premières hypothèses sur la structure de la matière**

Thalès de Millet (625-547 av. J.-C.) :

*La matière est uniformément pleine*

*C'est une combinaison de quatre éléments : eau, feu, air et terre.*

**Théorie élémentale**

Leucippe de Millet (460-370 av. J.-C.)

*La matière n'est pas uniformément pleine, donc discontinue. Elle est divisée en entités qu'il appela en grec «ατομοζ» (atomos). **Théorie atomiste***

Aristote de Stagire (384-322 av. J.-C.) a repris les idées de la théorie élémentale et sera adoptée jusqu'en 1800

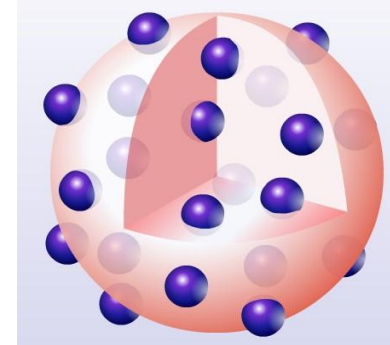
John Dalton (1766-1844) proposa en 1803 la première théorie atomique moderne.

*La matière se compose de particules distinctes indivisibles (atomes) séparées par du vide.*

## 2- Constituants de l'atome

Thomson (1856-1940) montra en 1897 que :

- ☛ *l'atome est divisible*
- ☛ *les électrons sont des constituants de l'atome*



Millikan (1868-1953) parvint en 1910 à déterminer les caractéristiques de l'atome :

Electron :

$$m_e = 9,109 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$$

$$q_e = -1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

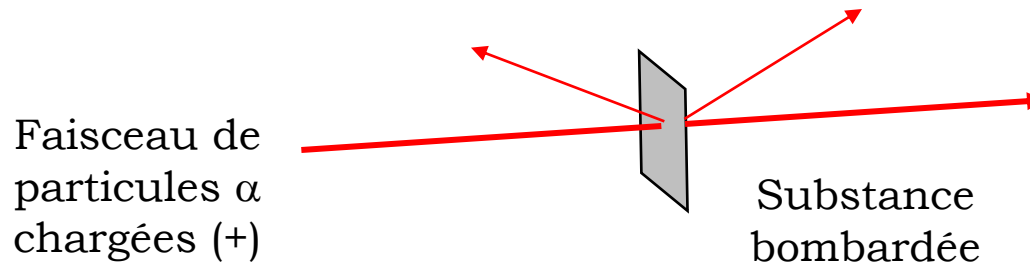
Atome d'hydrogène

$$m_H = 1,674 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

$$q_{H^+} = +1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

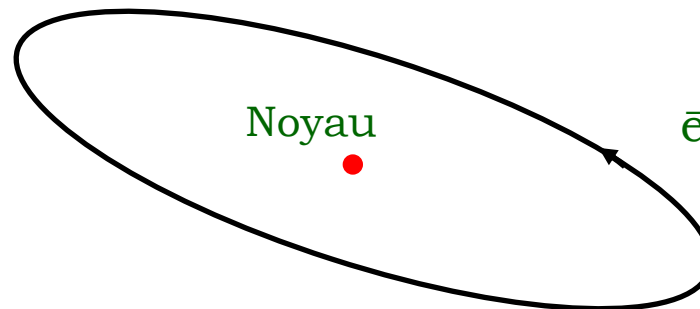
$$m_H / m_e = 1837$$

## Expérience de Rutherford (1871-1937) en 1910



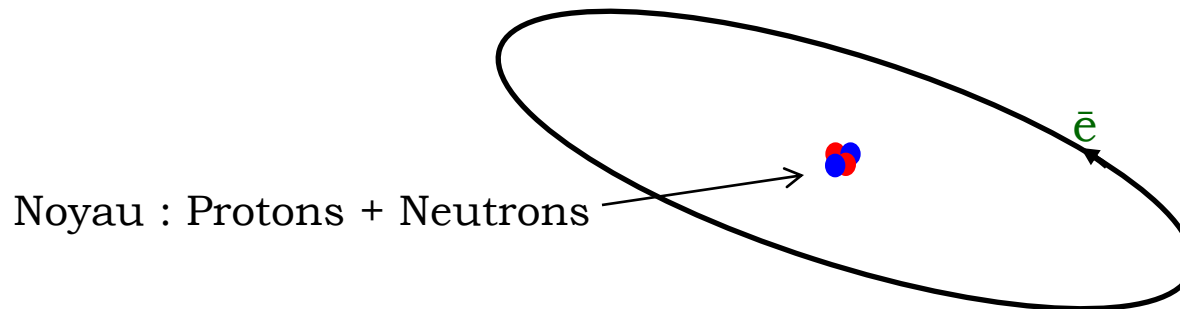
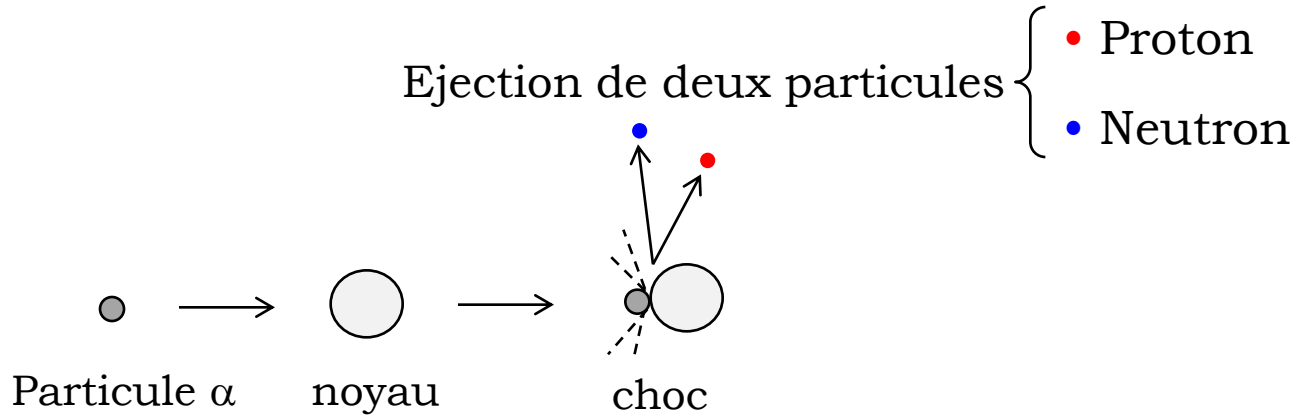
Explication : Les particules  $\alpha$  sont déviées par répulsion électrostatique

- La charge positive occupe un tout petit volume qu'il appela "noyau".
- La majorité de la masse de l'atome est concentrée dans un noyau minuscule.
- La charge totale du noyau est un multiple entier de la charge de l'électron.



Expérience de Rutherford (1871-1937) en 1917

Expérience de Chadwick (1891-1974) en 1932



Modèle planétaire de Rutherford

## Constituants de l'atome

Proton :  $m_p = 1,672614 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$   $q_p = e = +1,66 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

Neutron :  $m_n = 1,674920 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$   $q_n = 0$

Electron :  $m_e = 9,10938 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$   $q_e = -e = -1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

## Symbole d'un élément chimique

A chaque élément chimique, on a associé un symbole :



X désigne l'indicateur de l'élément chimique

Z désigne le nombre de protons. C'est le *numéro atomique ou nombre de charge*

A désigne le nombre de nucléons (protons + neutrons). C'est le *nombre de masse*  $A = Z + N$

Pour tout élément chimique, la charge du noyau est  $+Ze$

Pour un atome (neutre) la charge des électrons sera  $-Ze$ .

**Exemples**

$^{14}_7\text{N}$	7 protons, $14 - 7 = 7$ neutrons et 7 électrons
$^{39}_{19}\text{K}^+$	19 protons, $39 - 19 = 20$ neutrons et $19 - 1 = 18$ électrons
$^{35}_{17}\text{Cl}^-$	17 protons, $35 - 17 = 18$ neutrons et $17 + 1 = 18$ électrons
$^{40}_{20}\text{Ca}^{2+}$	20 protons, $40 - 20 = 20$ neutrons et $20 - 2 = 18$ électrons

**Isotopes**

Deux isotopes d'un élément chimique possèdent **le même numéro atomique Z**, donc même nombre de protons.

Deux isotopes d'un élément chimique ne diffèrent alors que par le nombre de neutrons.

<b>Exemples</b>	Isotopes de l'hydrogène	$^1_1\text{H}$	$^2_1\text{H}$	$^3_1\text{H}$
	Isotopes du magnésium	$^{24}_{12}\text{Mg}$	$^{25}_{12}\text{Mg}$	$^{26}_{12}\text{Mg}$



### 3- Unité de la quantité de matière

#### La mole

Une mole d'atomes d'une substance est la quantité de matière contenant  $N = 6,022 \cdot 10^{23}$  atomes de cette substance.

#### L'unité de masse atomique

- Une mole de l'isotope  $^{12}\text{C}$  ( $6,022 \cdot 10^{23}$  atomes  $^{12}\text{C}$ ) a une masse exactement égale à 12 g
- On a attribué à un atome de l'isotope  $^{12}\text{C}$  une masse exacte égale à 12 u.m.a.

$$1 \text{ u.m.a.} = \frac{1}{12} \left( \frac{12}{N} \right) = \frac{1}{N} = \frac{1}{6,022 \cdot 10^{23}} \text{ g}$$

$$1 \text{ u.m.a.} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

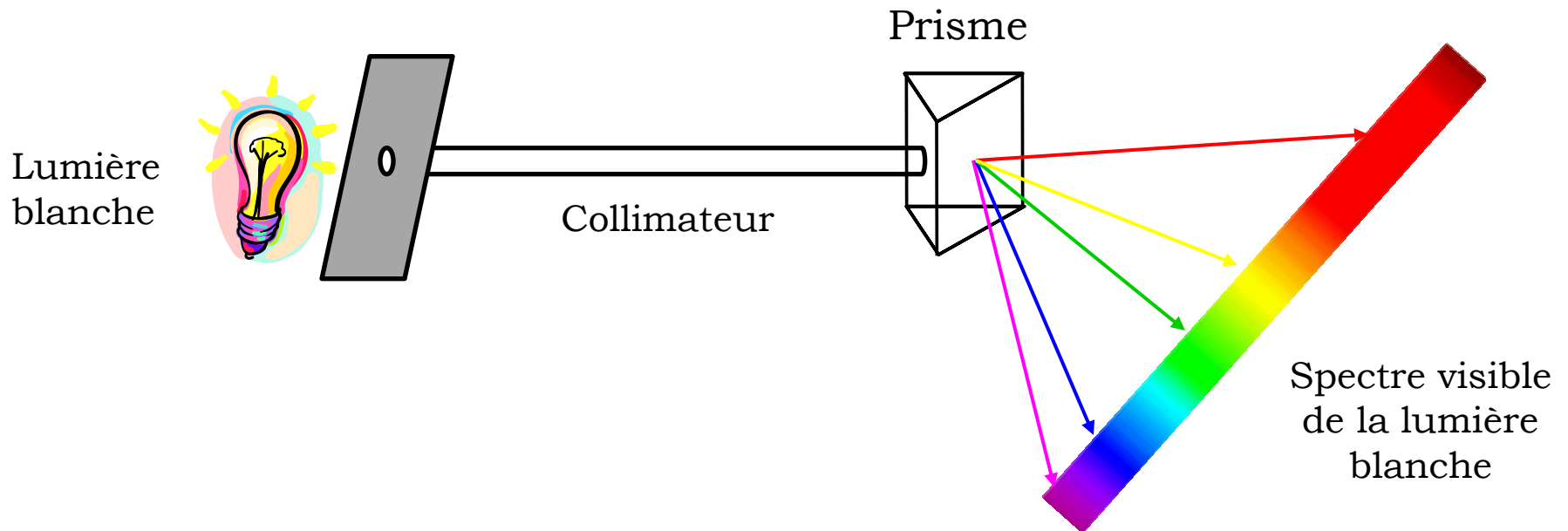
$$m_p = 1,00759 \text{ uma}$$

$$m_n = 1,00896 \text{ uma}$$

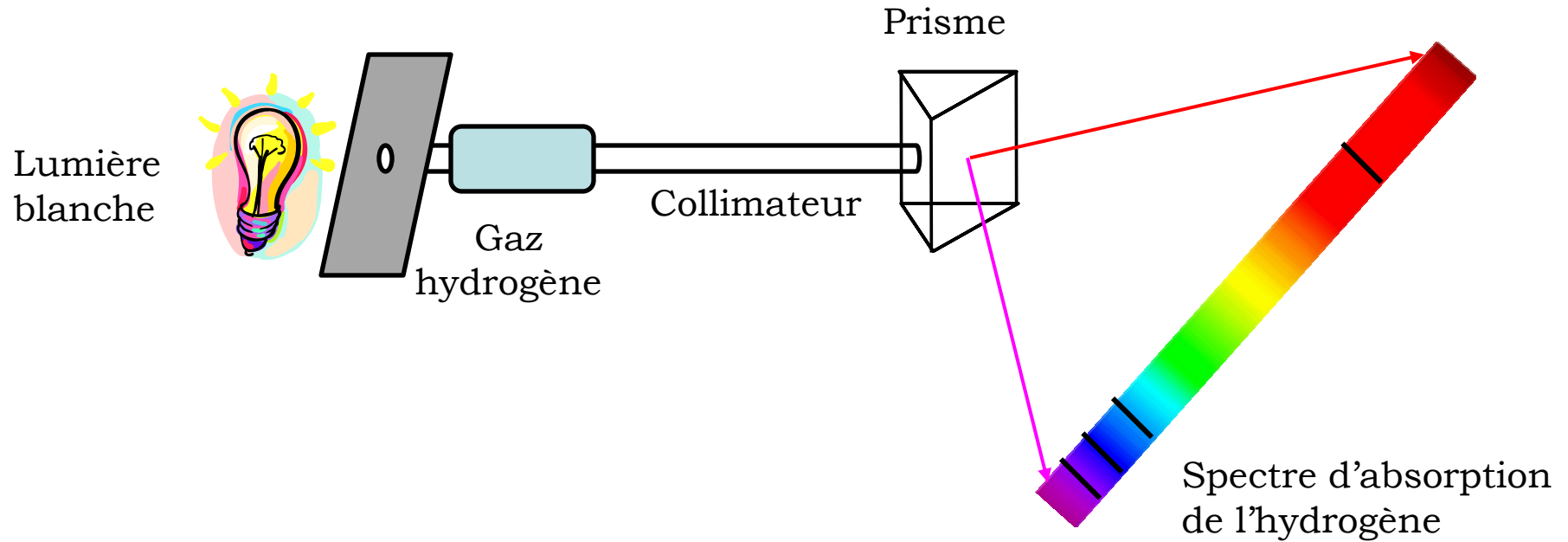
$$m_e = 5,49 \cdot 10^{-4} \text{ uma}$$

## 4- Spectres atomiques

### *Spectre visible de la lumière blanche*

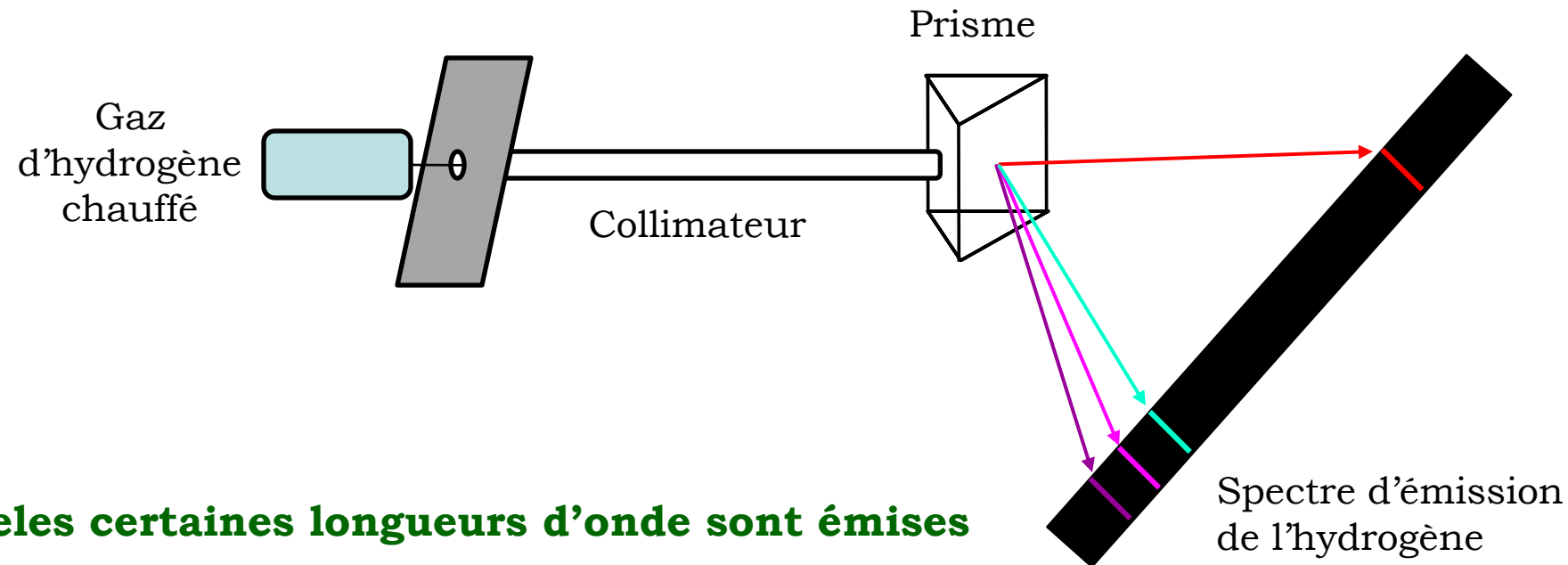


## *Spectre d'absorption de l'hydrogène*

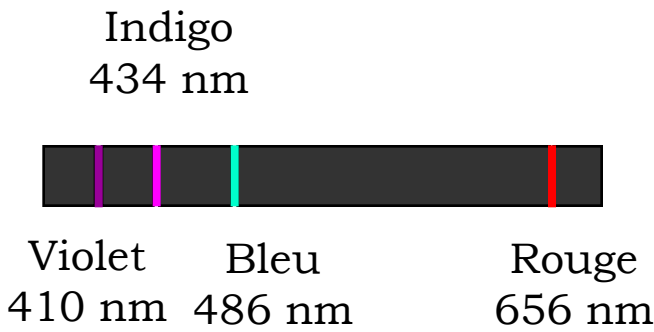


**Certaines longueurs d'onde sont absorbées**

# Spectre d'émission de l'hydrogène



**Seules certaines longueurs d'onde sont émises**

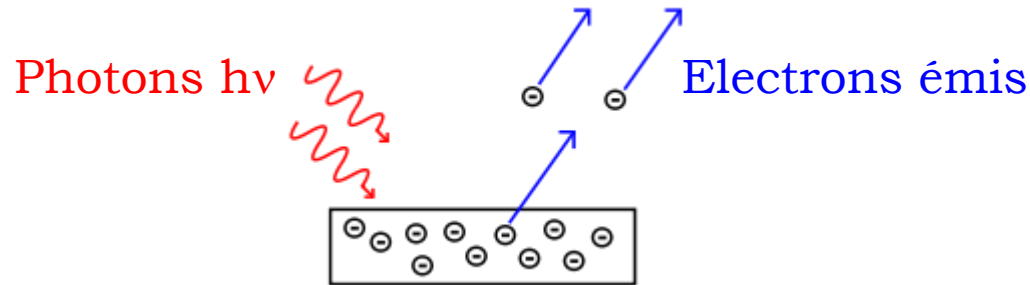


## Planck (1858-1947) en 1900

Les échanges d'énergie entre la matière et un rayonnement de fréquence  $\nu$  se produisent par quantités discrètes appelées quanta d'énergie  $h\nu$ .

## Einstein (1878-1955) en 1905

Tout rayonnement est constitué de particules sans masse dotées d'énergie propre appelés **photons**. Ces photons absorbés par un matériau peuvent permettre d'extraire des électrons.

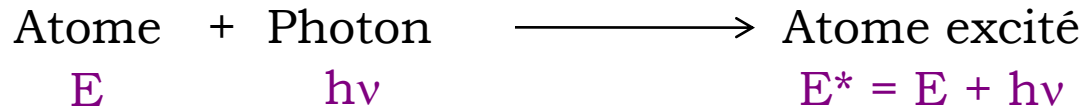


L'effet photoélectrique

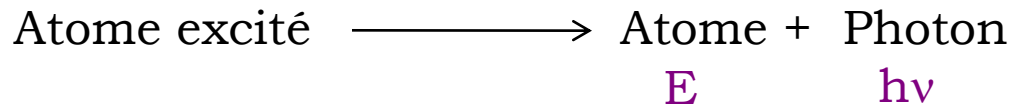
Un rayonnement électromagnétique a un double caractère puisqu'elle est à la fois onde et corpuscule.

***On parle de dualité onde corpuscule.***

❖ Quand un atome absorbe un rayonnement de fréquence  $\nu$ , l'énergie correspondante  $h\nu$  est transférée à l'atome.



❖ Quand un atome émet un rayonnement de fréquence  $\nu$ ,



Ces échanges de photons se font à des fréquences  $\nu$  caractéristiques de la nature de l'atome considéré. Elles constituent le spectre de l'atome.

Hydrogène



Néon



Sodium

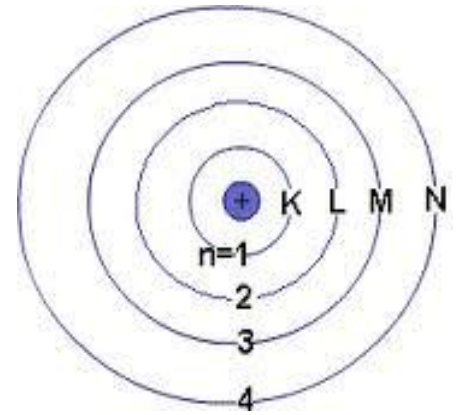


Spectres d'émission



## 5- Modèle atomique de Bohr (atome d'hydrogène)

- ☛ *Postulat 1: Il existe des orbites stables – orbites stationnaires – pour lesquelles l'énergie de l'électron est bien déterminée et stable.*



- ☛ *Postulat 2: L'électron ne perd ou n'absorbe de l'énergie que lors du passage d'une orbite stationnaire à une autre.*

- ☛ *Postulat 3: Le moment cinétique est quantifié*

Le moment cinétique de l'électron ne peut prendre que des valeurs entières

$$J = m_e v r = n \frac{h}{2\pi} \quad n = 1, 2, \dots$$

## Rayon de l'orbite de l'électron

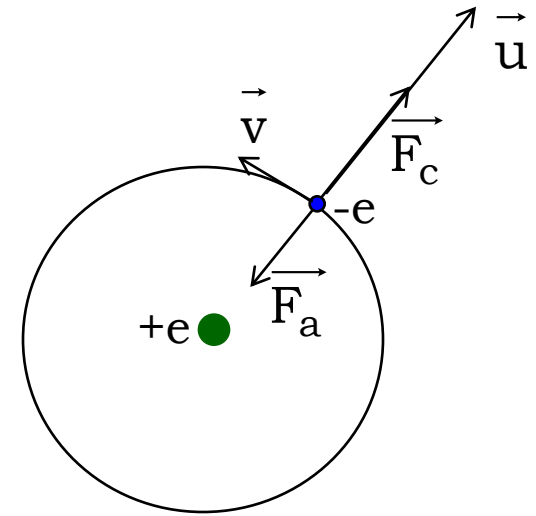
L'électron circule sur orbite stationnaire stable.

Force attractive

$$\vec{F}_a = -\frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r^2} \vec{u}$$

Force centrifuge

$$\vec{F}_c = m_e \frac{v^2}{r} \vec{u}$$



$$|\vec{F}_a| = |\vec{F}_c| \longrightarrow \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r^2} = m_e \frac{v^2}{r} \longrightarrow v^2 = \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r m_e}$$

$$m_e v r = n \frac{h}{2\pi} \longrightarrow r = \frac{h^2 \epsilon_0}{\pi m_e e^2} n^2 = a_0 n^2 \longrightarrow v = \frac{e^2}{2\epsilon_0 h} \cdot \frac{1}{n} = v_0 \cdot \frac{1}{n}$$

$$h = 6,62610^{-34} \text{ J.s} \quad \epsilon_0 = 9.10^{-12} \text{ (SI)} \quad m_e = 9,109.10^{-31} \text{ kg} \quad e = 1,6.10^{-19} \text{ C}$$

1<sup>ère</sup> orbite électronique

$$r_1 = a_0 = 0,53 \text{ Å}$$

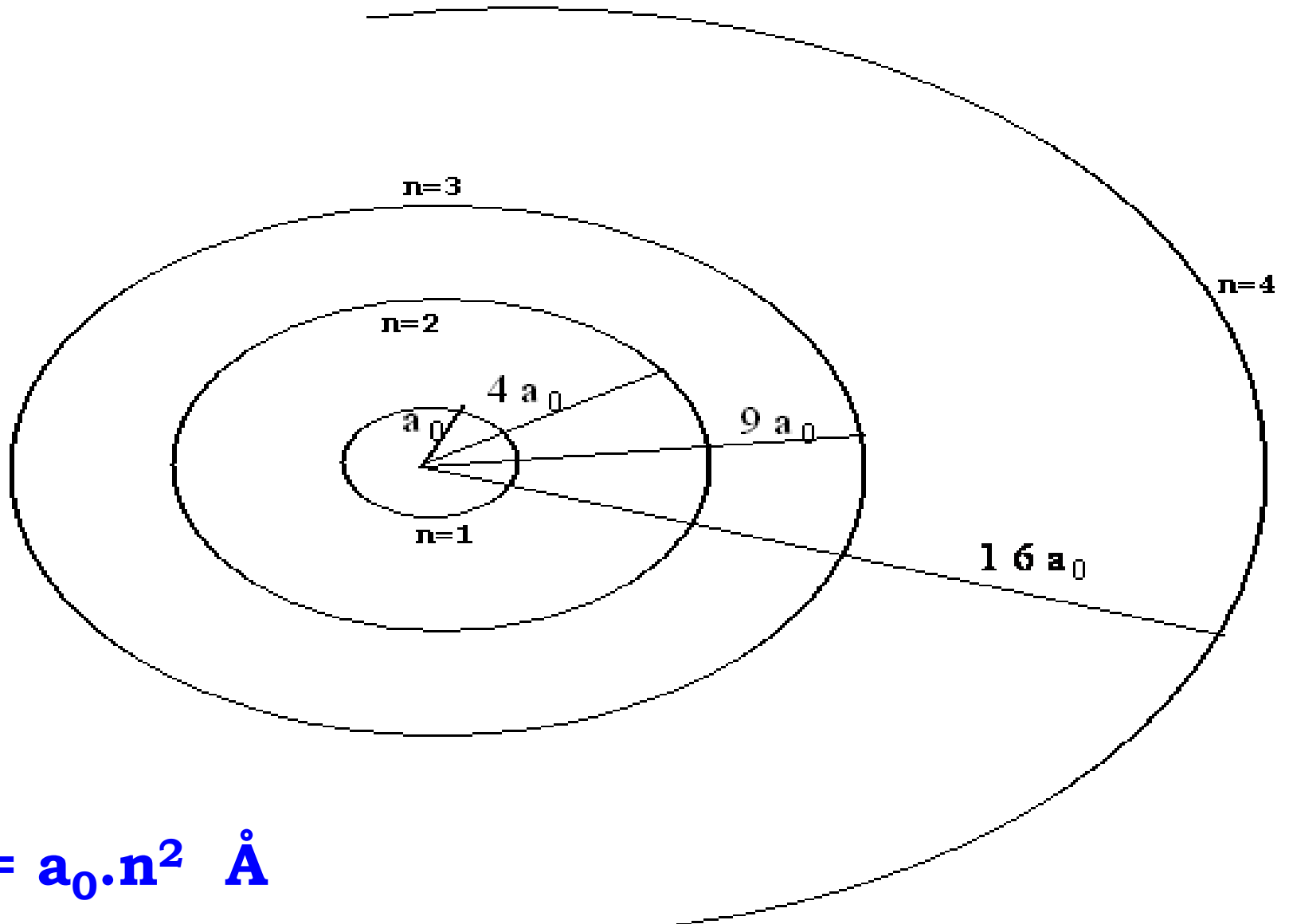
$$v_1 = v_0 = 2185 \text{ km.s}^{-1}$$

n<sup>ème</sup> orbite électronique

$$r_n = a_0 n^2$$

$$v_n = v_0 \cdot \frac{1}{n}$$





$$r_n = a_0 \cdot n^2 \text{ \AA}$$

Le rayon de l'orbite électronique est quantifié

## Energie de l'électron dans l'atome d'hydrogène

$$E_t = E_c + E_p$$

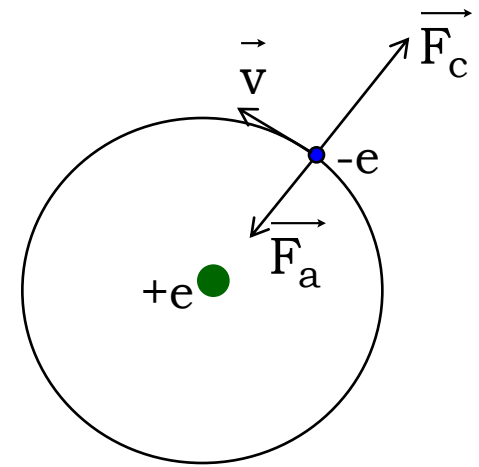
Energie cinétique : 
$$E_c = \frac{1}{2} m_e v^2 = \frac{e^2}{8\pi\epsilon_0 r}$$

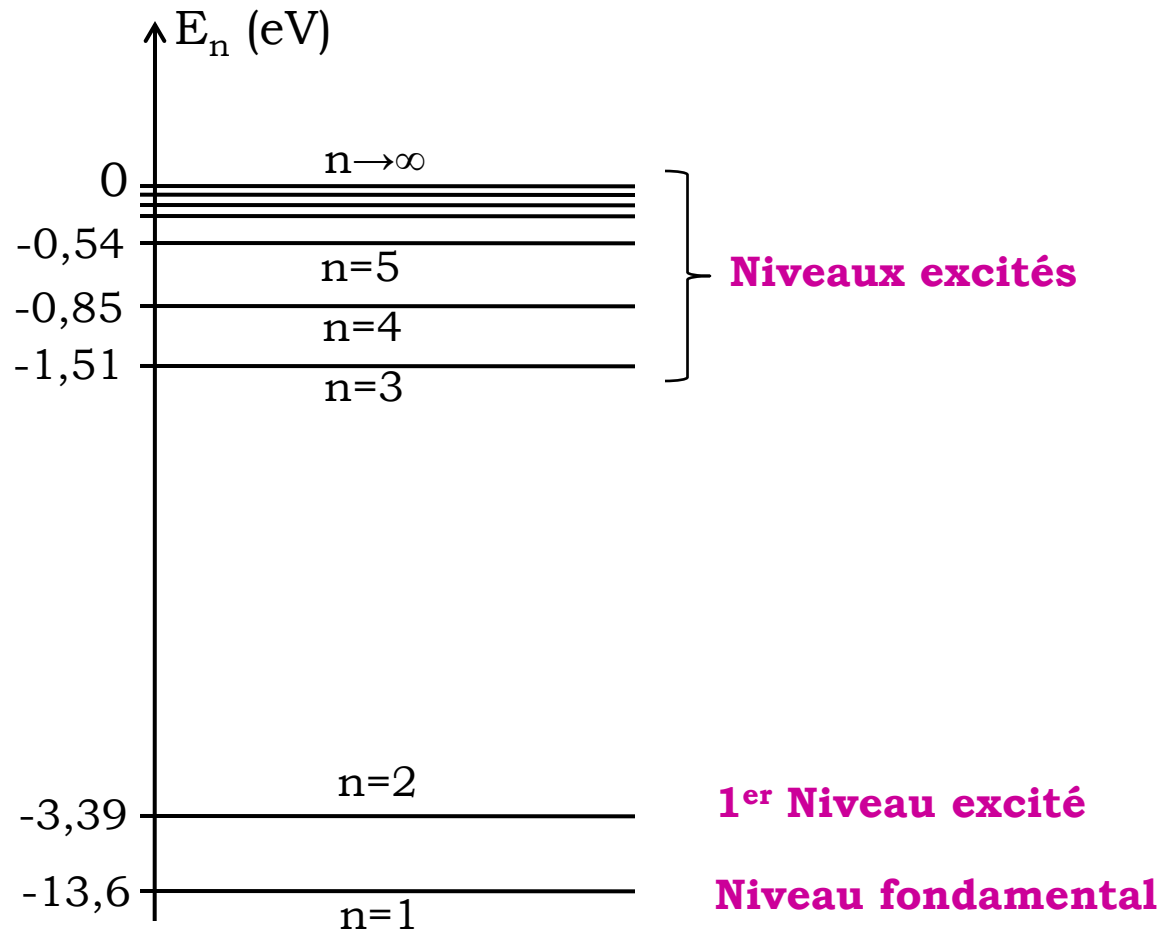
Energie potentielle : 
$$E_p = -\frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r}$$

$$E_t = -\frac{e^2}{8\pi\epsilon_0 r} = -\frac{m_e e^4}{8\pi\epsilon_0^2 h^2} \cdot \frac{1}{n^2}$$

1<sup>ère</sup> orbite électronique 
$$E_1 = E_H = -\frac{m_e e^4}{8\pi\epsilon_0^2 h^2} = -13,6 \text{ eV}$$

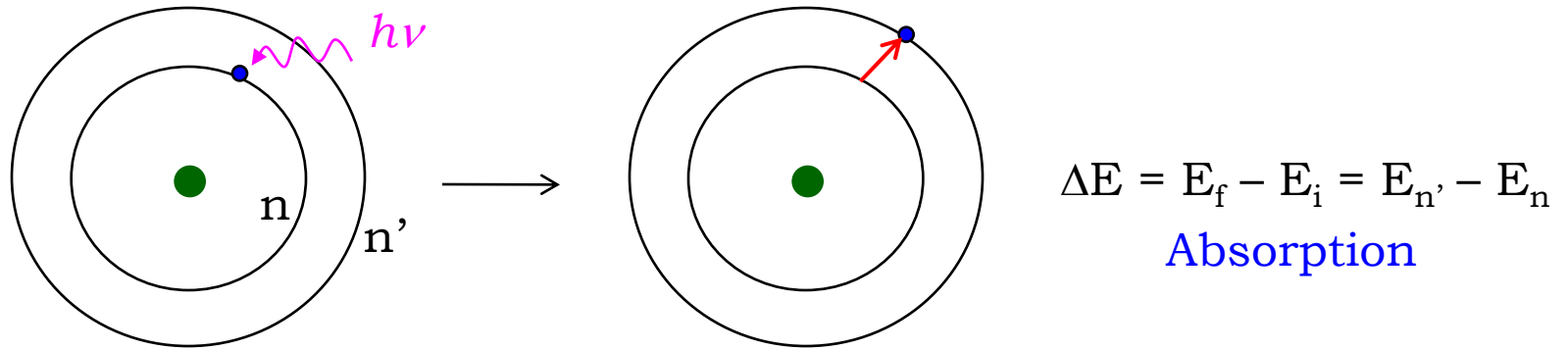
n<sup>ème</sup> orbite électronique 
$$E_n = \frac{E_H}{n^2} = -\frac{13,6}{n^2} \text{ eV}$$



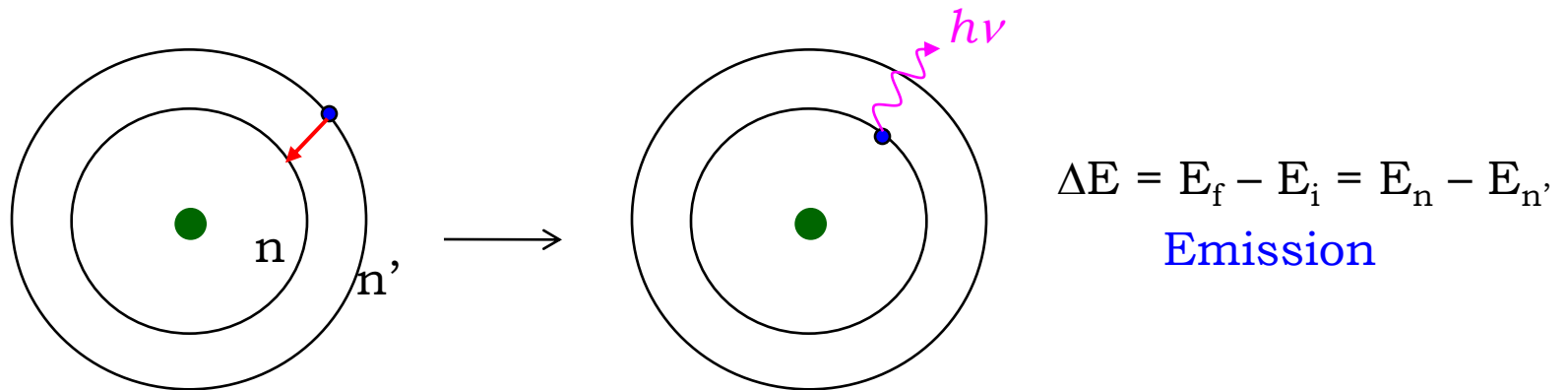


**L'énergie de l'électron est quantifiée.**

## 6- Spectre de l'atome d'hydrogène



*L'électron reçoit de l'énergie (un photon  $h\nu$ ) pour passer d'une orbite à une autre orbite supérieure*



*L'électron libère de l'énergie (un photon  $h\nu$ ) pour passer d'une orbite à une autre orbite inférieure*

Le passage de l'électron d'un niveau à un autre s'accompagne d'une **émission** ou d'une **absorption d'un** photon d'énergie  $h\nu$ .

$$|\Delta E| = h\nu = \frac{hc}{\lambda}$$

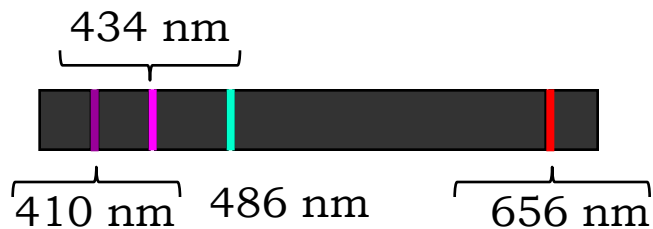
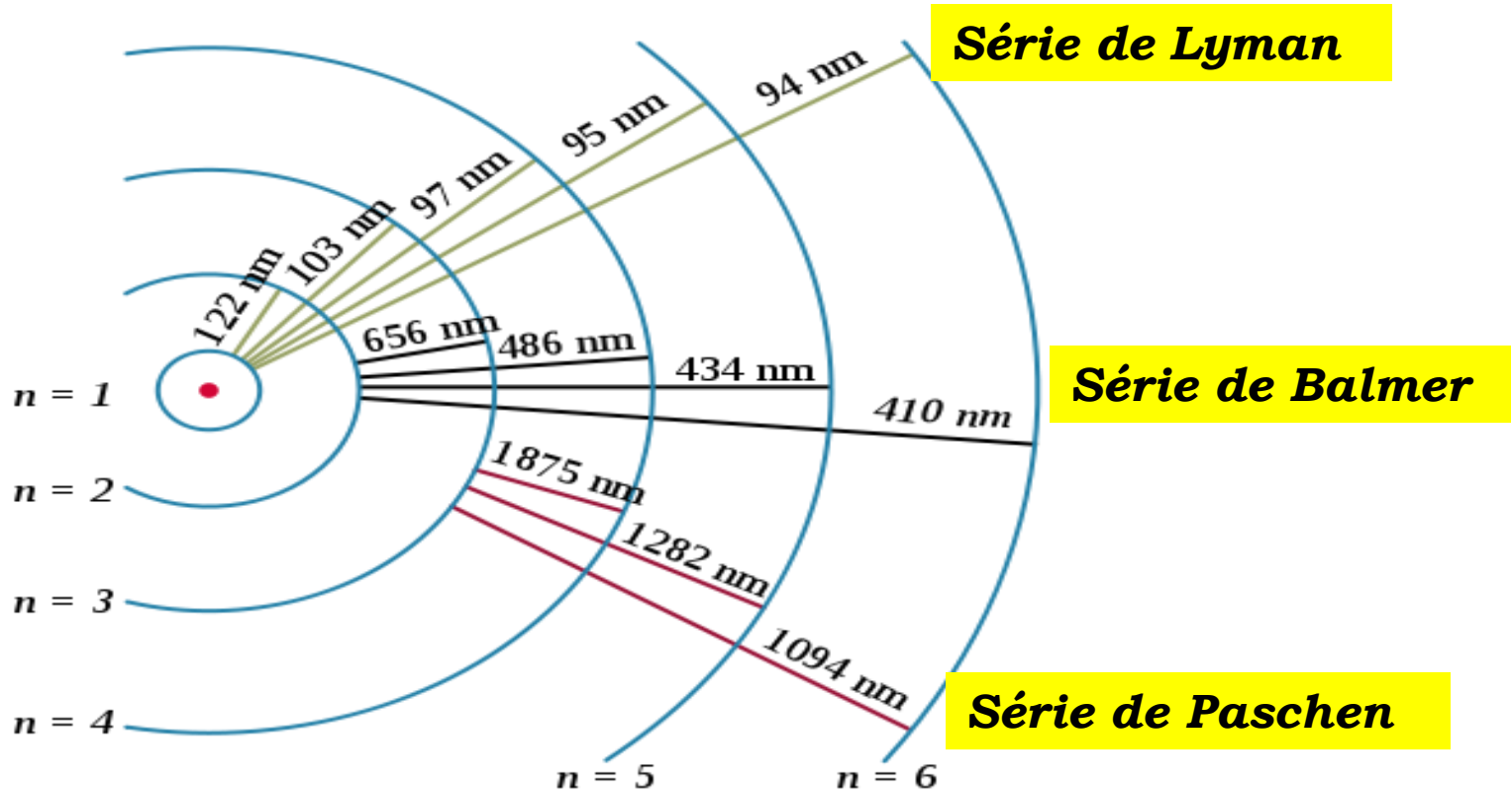
Entre deux niveaux  $n \rightarrow n'$

$$|\Delta E| = |E_f - E_i| = |E_{n'} - E_n| = \frac{m_e e^4}{8\pi\epsilon_0^2 h^2} \left| \frac{1}{n'^2} - \frac{1}{n^2} \right| = h\nu = h \frac{c}{\lambda}$$

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{m_e e^4}{8h^3 c \epsilon_0^2} \left| \frac{1}{n'^2} - \frac{1}{n^2} \right|$$

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left| \frac{1}{n'^2} - \frac{1}{n^2} \right| \quad R_H = \text{Constante de Rydberg}$$

# Spectre Expérimental de l'hydrogène

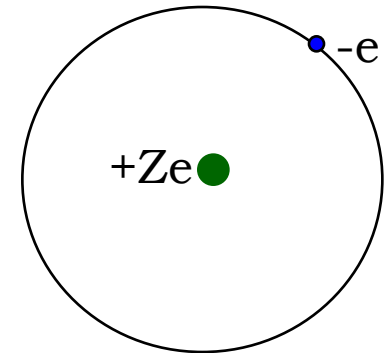


## Cas d'un hydrogénoïde

$$r = \frac{h^2 \epsilon_0}{\pi m_e e^2} \frac{n^2}{Z} = a_0 \frac{n^2}{Z}$$

$$E_t = -\frac{Ze^2}{8\pi\epsilon_0 r} = -\frac{m_e Z^2 e^4}{8\pi\epsilon_0^2 h^2} \cdot \frac{Z^2}{n^2} = E_H \frac{Z^2}{n^2}$$

$$\frac{1}{\lambda} = R_H Z^2 \left| \frac{1}{n'^2} - \frac{1}{n^2} \right|$$



Le modèle atomique de Bohr s'applique bien à l'atome d'hydrogène et aux hydrogénoïdes

Hydrogène



Le modèle atomique de Bohr ne s'applique pas

- ✎ aux atomes ayant plus d'un électron
- ✎ en présence d'un champ électrique ou magnétique

Néon



Sodium



Il a fallu trouver un autre modèle pour expliquer les spectre d'émission