

INTRODUCTION

La matière est tout ce qui possède une masse et occupe un espace. Tous les objets, l'air, l'eau, l'huile...sont de la matière, ce sont des corps.

La matière est constituée d'atomes, eux-mêmes constitués d'un noyau entouré d'un nuage électronique (figure 1. et tableau 1.). Le noyau sphérique central est composé de A nucléons répartis en : Z protons (charge $q = +e$; masse m_p) et N neutrons (charge $q = 0$; masse m_n).

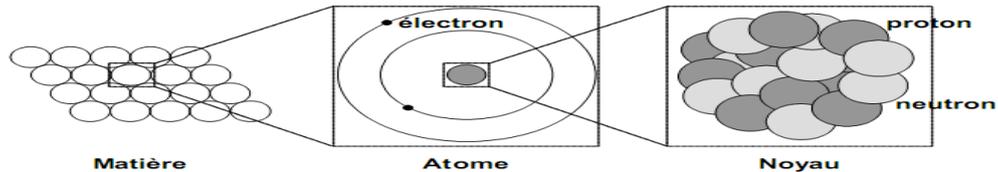


Fig.1. Vue schématique de la structure de la matière

Le nuage électronique d'un atome neutre est composé de Z électrons (charge $q = -e$; $m_e \ll m_p$ et m_n). La charge élémentaire, en coulomb, est $e = 1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$.

Tableau I.1. Caractéristiques de quelques particules constituant la matière.

Particules	Charge	Masse
Neutron	0	$m_n = 1.6749 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
Proton	+e	$m_p = 1.6726 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
Electron	-e	$m_e = 9.1095 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$

STRUCTURE ONDULATOIRE DE LA LUMIÈRE

La lumière est une onde plane électromagnétique progressive (champ électrique et champ magnétique dépendant de l'espace et du temps). Ces vecteurs, eux-mêmes orthogonaux, sont perpendiculaires à la direction de propagation (FIG. 1). Le rayonnement lumineux est caractérisé par :

- Son énergie E (en J)
- Sa longueur d'onde λ (en m). On utilise parallèlement le nombre d'onde σ , défini par :

$$\sigma = 1 / \lambda \text{ et exprimé en m}^{-1}.$$

- Sa période T (en s). On utilise parallèlement la fréquence ν de l'onde, définie par :

$$\nu = 1/T \text{ et exprimée en hertz (Hz) lorsque T est exprimée en secondes.}$$

Retenons les relations suivantes, liant énergie d'un rayonnement lumineux, fréquence, période et longueur d'onde :

$$E = h \cdot \nu$$

$\lambda = c \cdot T = c / \nu$ par conséquent $E = hc / \lambda$ h : constante de plank = $6.62 \cdot 10^{-34}$ J.S

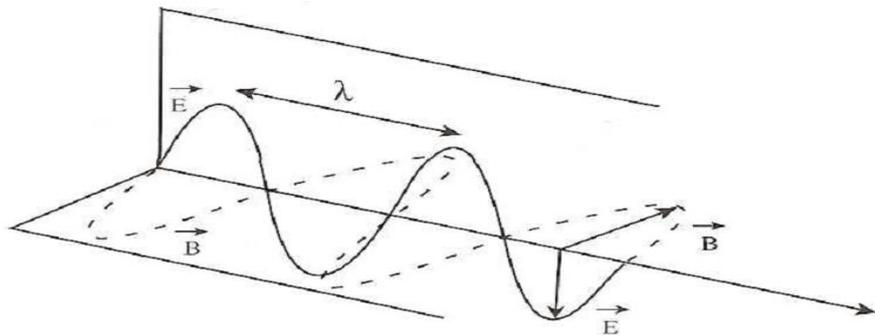


FIG. 2 : Caractère ondulatoire de la lumière

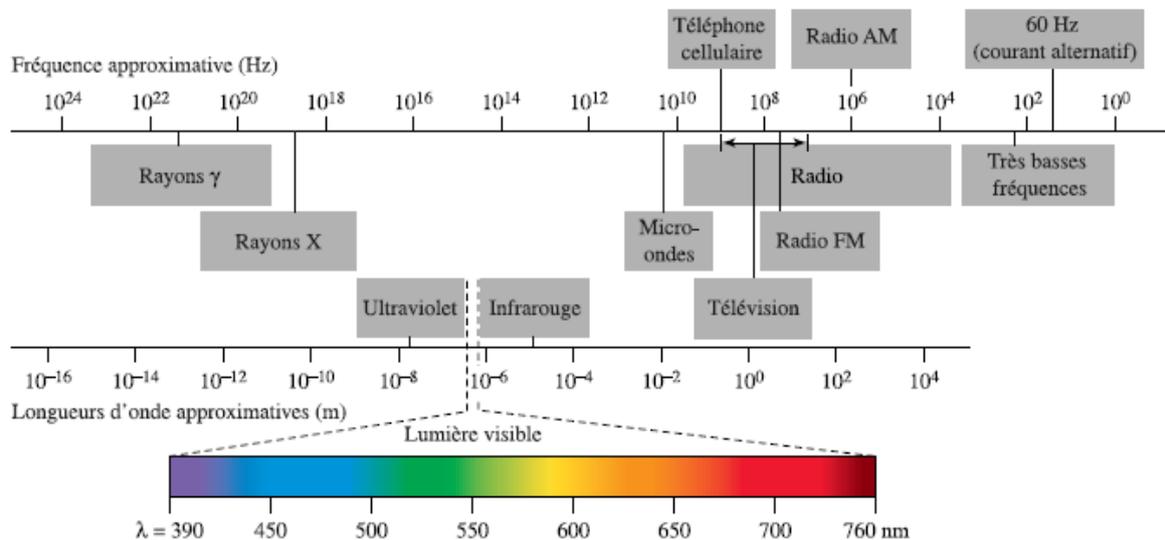


FIG. 3 : Domaines du spectre électromagnétique

L'EFFET PHOTOÉLECTRIQUE

D'après EINSTEIN la lumière est porteuse de grains de matière, les « quanta », appelés aussi « photons », porteurs chacun d'une énergie E qui est égale au produit de deux termes : la constante de PLANCK et la fréquence de la radiation : $E = h \nu$.

Expérience : Si on éclaire une plaque métallique avec une lumière monochromatique de fréquence ν supérieure à la fréquence seuil ν_0 , le surcroît d'énergie par rapport à l'énergie caractéristique du métal $E_0 = h\nu_0$ est dissipée sous forme d'énergie cinétique prise par les électrons. $E_c = E - E_0 = h\nu - h\nu_0 = h(\nu - \nu_0)$

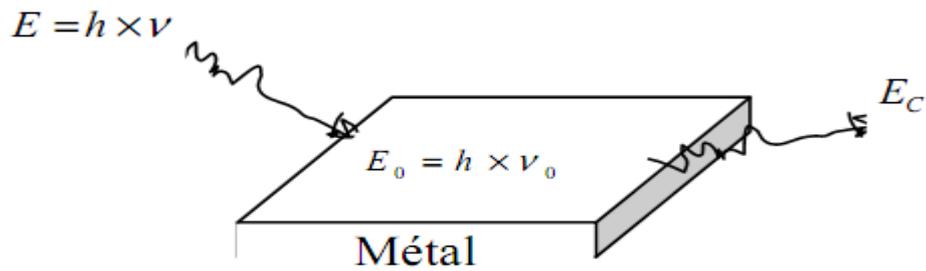


FIG. 4 : Principe de l'effet photoélectrique

SPECTRE D'ÉMISSION DE L'ATOME D'HYDROGÈNE

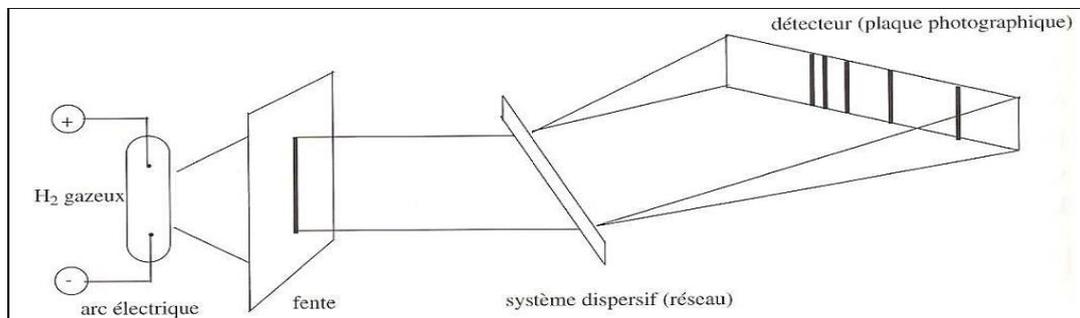
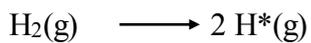
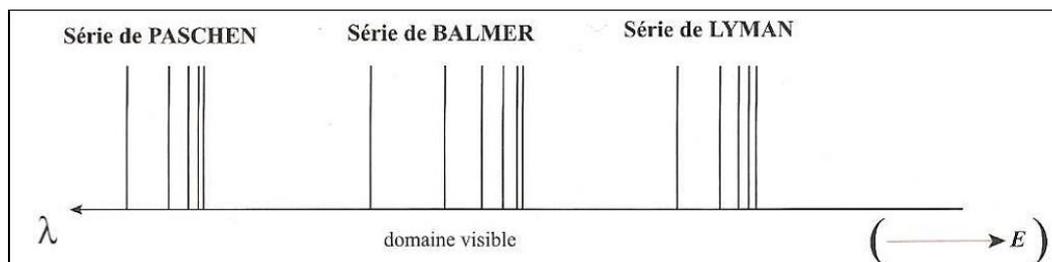


FIG. 5 : Dispositif expérimental pour le spectre de l'atome d'hydrogène

Pour obtenir le spectre d'émission des atomes d'hydrogène, un échantillon de molécules de dihydrogène gazeux excitées par des décharges électriques conduisant à la rupture de la liaison et à la formation d'atomes d'hydrogène dans un état excité, selon la réaction suivante :



On observe alors une émission de photons, dont on peut analyser le spectre (distribution des longueurs d'ondes émises), à l'aide d'un système optique dispersif (réseau, prisme)



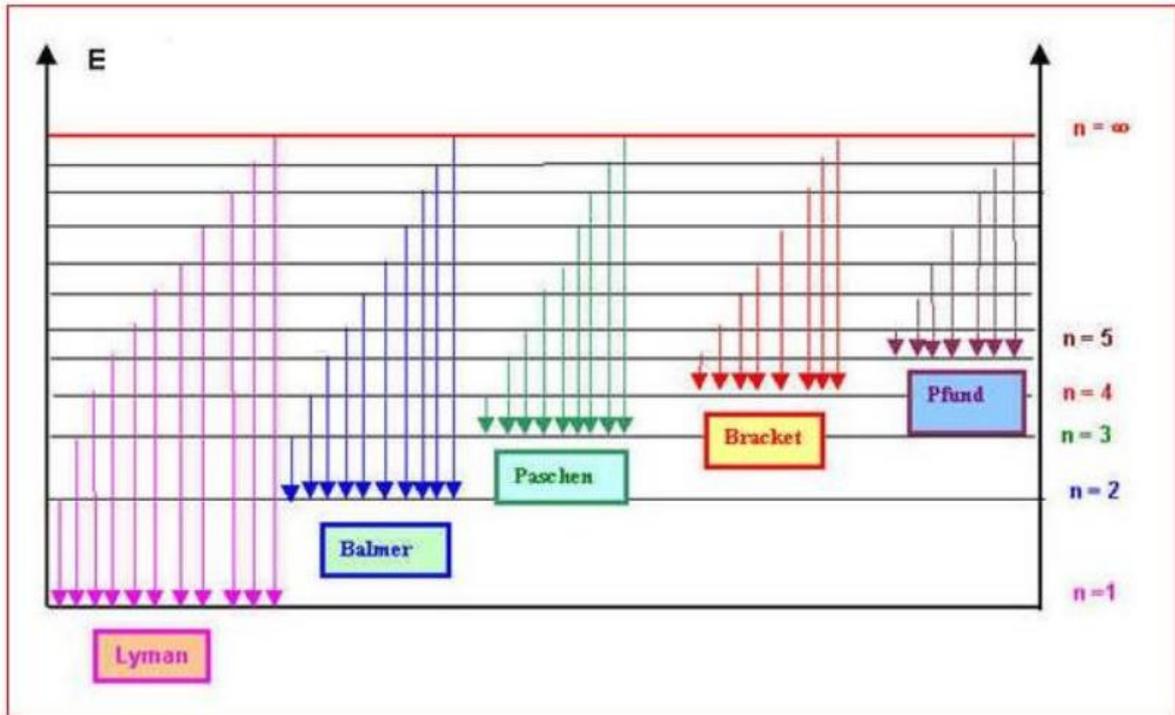


FIG. 6 : Séries du spectre de l'absorption de l'atome H

On observe alors des raies lumineuses dans le spectre d'émission qui se trouvent dans les domaines de l'ultraviolet (UV), du visible et de l'infrarouge (IR). On observe d'ailleurs uniquement 4 raies dans le visible ($n=2$; $n'=3, 4, 5$ ou 6). Ces séries de raies portent le nom de leur inventeur et sont caractérisées par leur nombre d'onde vérifiant :

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

HYPOTHÈSES

Quelles hypothèses peut-on faire à partir de ces données expérimentales ?

1. l'atome H non irradié est dans un état stable (pas d'émission) d'énergie E_1 (état fondamental).
2. sous excitation, par exemple par absorption d'un photon, il va passer dans un état d'énergie plus élevé $E_i > E_1$.

E_i correspond à un état excité, instable et donc d'une durée de vie limitée. L'atome H va retourner à l'état fondamental en émettant un rayonnement de fréquence ν :

$$\nu = \frac{E_i - E_1}{h}$$

Ce retour à l'état fondamental peut se faire en une ou plusieurs étapes.

Expérimentalement, seules certaines valeurs de ν sont observées, car seuls certains états d'énergie E_i bien définis sont permis : l'énergie de l'électron dans l'atome est quantifiée.

Ces hypothèses peuvent être illustrées par le schéma suivant, qui représente l'absorption et l'émission de lumière lors d'un saut électronique dans un atome.

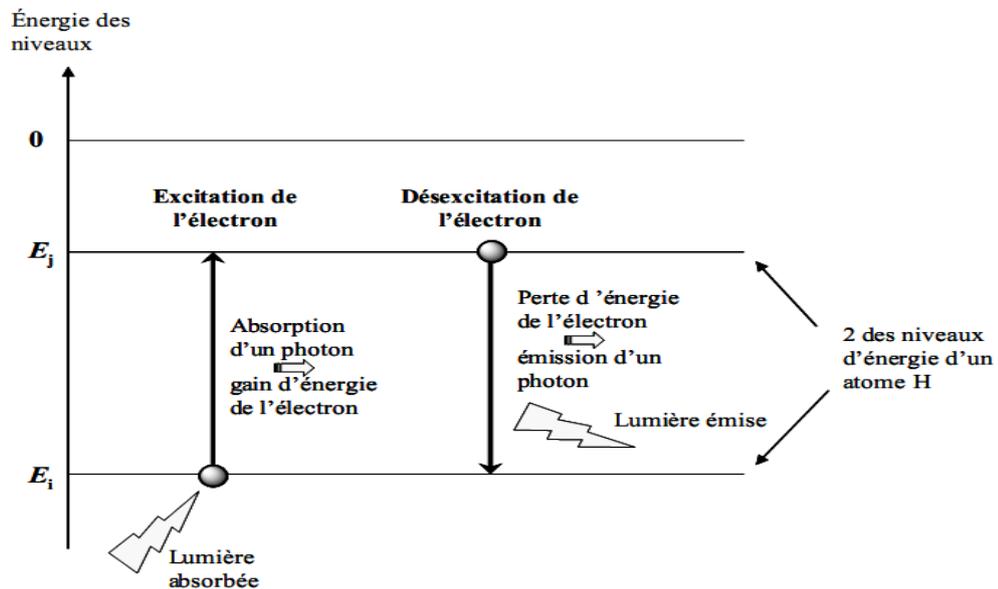


FIG. 7 : Schémas des transitions électroniques de l'atome H

La différence d'énergie entre les deux niveaux est reliée à la fréquence (et à la longueur d'onde) du photon émis :

$$\Delta E = |E_j - E_i| = h\nu = \frac{hc}{\lambda} \Rightarrow \lambda = \frac{hc}{\Delta E}$$

Sachant que la masse du noyau est très supérieure à celle de l'électron, on peut considérer que le centre de gravité du système noyau (charge $+Ze$) + électron (charge $-e$) se confond avec celui du noyau, supposé fixe. L'énergie du système est assimilable à l'énergie de l'électron dans le champ électrique créé par le noyau :

$$E_{e^-} = E_{\text{cinétique}} + E_{\text{potentielle}}$$

LE MODÈLE DE BOHR: (cas de l'atome d'hydrogène)

Dans l'atome de Bohr, le noyau est immobile alors que l'électron de masse m se déplace autour du noyau selon une orbite circulaire de rayon r .

Pour lever les contradictions précédentes, Bohr propose trois postulats :

1. L'électron ne peut se trouver que sur des orbites privilégiées sans émettre de l'énergie ; on les appelle "orbites stationnaires".
2. Lorsqu'un électron passe d'un niveau à un autre il émet ou absorbe de l'énergie :
 $\Delta E = h \cdot \nu$

3. Le moment cinétique de l'électron ne peut prendre que des valeurs entières (quantification du moment cinétique) : $mvr = n \cdot h / 2\pi$: constante de Planck et n : entier naturel.

Aspect quantitatif de l'atome de Bohr

Dans un atome de noyau immobile de charge $+Ze$ et entouré de Z électrons (de charge négative), Le système est stable par

les deux forces F_E et F_C . F_E : Force d'attraction coulombienne F_C : Force centrifuge

Pour un atome d'hydrogène 1_1H , on a :

- Force d'attraction coulombienne : $F_E = k e^2 / r^2$
- Force centrifuge : $F_C = m_e v^2 / r$

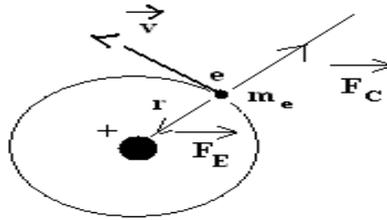


FIG. 8 : Le modèle de l'atome de Bohr

Le système est en équilibre si : $|\vec{F}_a| = |\vec{F}_c|$ C. à d. : $k e^2 / r^2 = m_e v^2 / r$ (1)

$$* E_C = 1/2 m v^2 = 1/2 (k e^2 / r)$$

$$* E_P = - k e^2 / r (2)$$

$$* E_T = - k e^2 / 2r$$

$$* r = h^2 \epsilon_0 n^2 / \pi m e^2 \implies r_n = h^2 \epsilon_0 n^2 / \pi m e^2 \implies r_n = n^2 r_1 \text{ (Å)} \quad (r_1 = 0.53 \text{ Å} : \text{rayon de Bohr})$$

$$* E_T \implies - m e^4 / 8 \epsilon_0^2 h^2 n^2 \implies E_n = - \frac{13,6}{n^2} eV$$

Application du modèle de Bohr aux hydrogénoïdes

Un hydrogénoïde est un atome qui a perdu tous ses électrons sauf un ; la charge du noyau est $+Ze$ et celle de l'électron périphérique $(-e)$. exemples : He^+ ; Li^{++} ; Be^{+++}

Le problème d'un électron se déplaçant autour d'un noyau de charge $+Ze$ est semblable à celui de l'hydrogène.

La force d'attraction dans ce cas est : $-ZK e^2/r^2$ et la condition de stabilité de l'orbite est :

$$m_e v^2/r = ZK e^2/r^2 \text{ et la condition de stabilité de l'orbite est : } m_e v^2/r = ZK e^2/r$$

Un raisonnement analogue à celui suivi pour l'atome d'hydrogène conduit à une valeur de r telle que :

$$r = \frac{h^2 \epsilon n^2}{\pi m e^2 Z} \implies r_n = n^2 \times \frac{1}{Z} \times 0,53 \text{ (Å)}$$

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

$$\sigma = 1/\lambda = R_H \cdot Z^2 (1/n^2 - 1/p^2)$$

Insuffisance du modèle de Bohr

Finalement, le modèle de Bohr permet de retrouver simplement les résultats expérimentaux dans le cas de l'atome d'hydrogène. Ce modèle fut donc reçu avec enthousiasme par les physiciens, Bohr reçu d'ailleurs le prix Nobel en 1922.

Les insuffisances du modèle de Bohr :

- Il ne permet pas d'expliquer certaines caractéristiques fines du spectre d'émission de l'atome d'hydrogène, comme par exemple le dédoublement de certaines raies sous l'influence d'un champ magnétique.
- Il ne marche que pour les hydrogénoïdes, pas pour les atomes polyélectroniques, car il ne tient pas compte de l'influence d'un électron donné sur ses voisins.
- Il ne permet pas de décrire la liaison chimique (en particulier la liaison covalente).

On chercha donc à l'améliorer, Sommerfield proposa de compliquer le modèle en faisant intervenir des orbites elliptiques au lieu des simples orbites circulaires de Bohr (on retrouve l'analogie du système solaire avec les orbites elliptiques de Kepler). Cette modification entraîne l'apparition de deux autres nombres quantiques (l et m), mais ne permet pas non plus de décrire correctement les gros atomes. Ce modèle fut donc finalement abandonné et remplacé par le modèle plus "avancé" : le modèle quantique de l'atome.