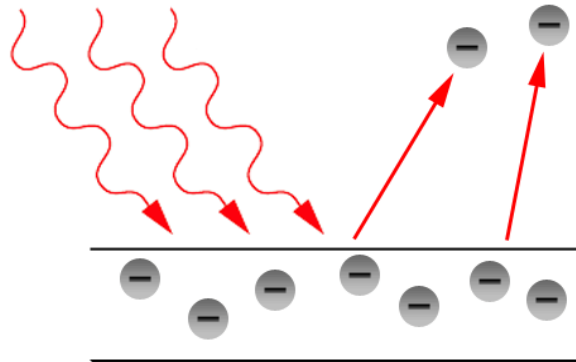


MODELE CORPUSCULAIRE DE LA LUMIERE

I. EFFET PHOTOÉLECTRIQUE

1. Expérience



2. Définition

L'effet photoélectrique est l'extraction d'électrons d'un métal par une radiation électromagnétique.

3. Interprétation

*Effet photoélectrique : $\nu \geq \nu_0$ Les électrons sont émis

*Pas effet photoélectrique : $\nu < \nu_0$

Modèle ondulatoire : L'énergie est apportée progressivement par la lumière alors dans ce cas il suffirait d'éclairer le métal pendant une durée importante pour parvenir à extraire un électron

Or, soit le phénomène a lieu et dans ce cas de façon quasi instantanée soit il n'a pas lieu, quelle que soit la durée d'exposition

Modèle corpusculaire: La lumière est véhiculée sous forme de « particules » transportant chacune une énergie $w = h\nu$ avec ν fréquence de la radiation

La particule apporte l'énergie $h\nu$; au cours d'un « choc », cette énergie est totalement transférée à l'électron :

- Une première part $h\nu_0$ sert à extraire l'électron (énergie d'extraction sans conférer aucune énergie cinétique)

- le reste $h\nu - h\nu_0$ lui confère son énergie cinétique E_C

$$eU_0 = E_C = h\nu - h\nu_0$$

II. QUANTIFICATION DE L'ENERGIE D'UN ATOME

1. Postulat de MAX Planck (vers 1900 : théorie des quanta (quanta est le pluriel de quantum))

Dans un faisceau lumineux l'énergie est transportée sous forme de grains d'énergie ou quanta. Les quanta sont donc une radiation monochromatique déterminée dont la valeur dépend de la longueur d'onde λ , qui est équivalente à la fréquence de radiation

$$E = h \cdot \nu$$

E : énergie du photon en joules(j)

ν : Fréquence en Hertz(Hz)

$h = 6,62 \cdot 10^{-34}$ j.s : constante de Planck

2. Hypothèse d'EINSTEIN(1905)

La lumière est composée de particules (corpuscules) possédant une masse nulle et une charge nulle, se déplaçant dans le vide et à la vitesse de la lumière appelées photons. Dans un faisceau de lumière monochromatique, tous les photons transportent le même quantum dans un faisceau polychromatique, il existe plusieurs types de photons transportant des quanta différents. La couleur dépend du quanta

$$E = h \cdot \nu$$

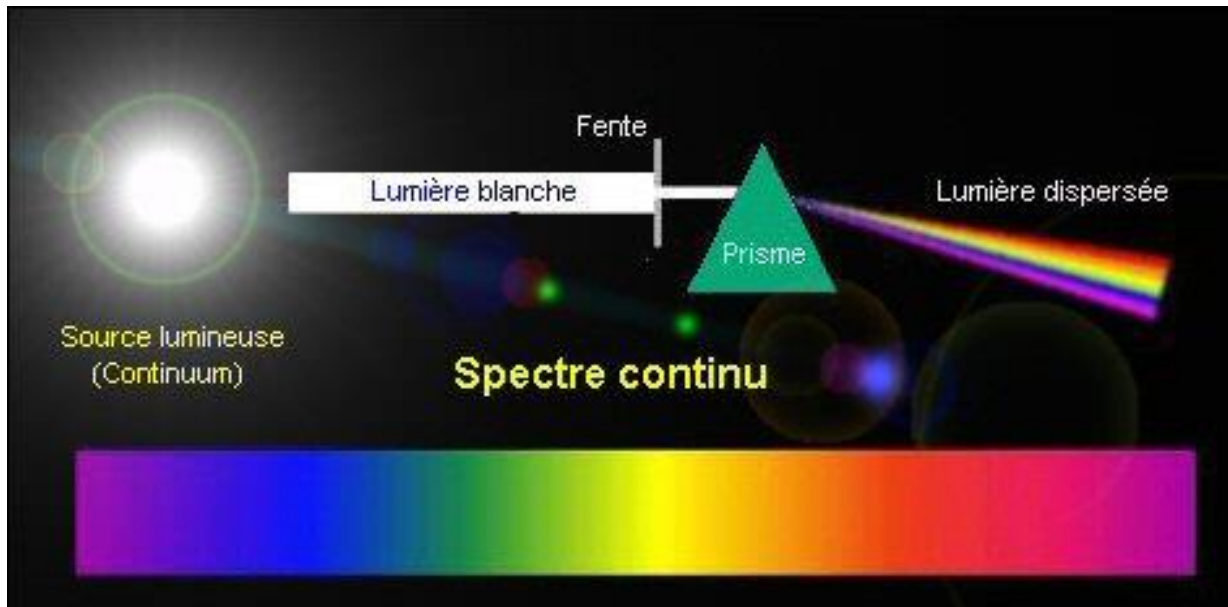
Où h est la constante de Planck. Ces photons se déplacent à travers l'espace vide à la vitesse de la lumière $C_0 = 300.000\text{km/s}$

III. SPECTRES ATOMIQUES

1. Spectres d'émission

a. Spectre continu d'émission de la lumière blanche

On peut décomposer à l'aide d'un prisme ou un réseau, la lumière émise par divers sources. Un écran blanc ou une plaque photographique permet de recevoir la lumière qui sort du prisme

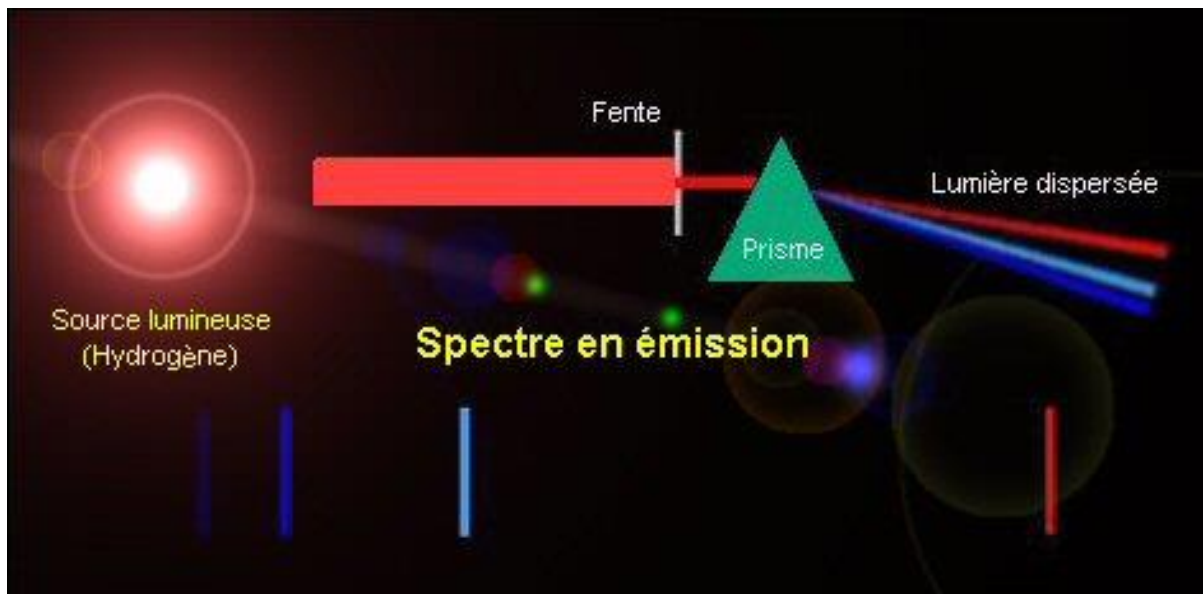


Le spectre d'émission de la lumière blanche (les couleurs vont graduellement du rouge au violet) est continu

Un gaz sous pression élevée, un liquide ou un solide portés à haute température émettent un rayonnement dont l'analyse donne un spectre continu

b. Spectre de raies d'émission (spectre discontinu)

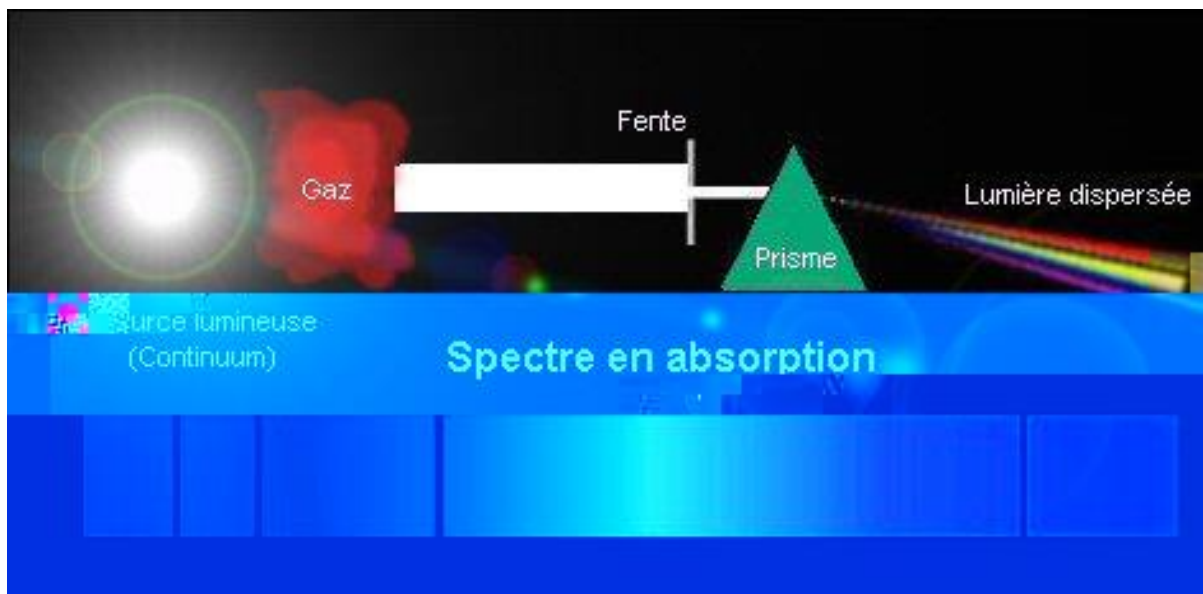
Un gaz ou une vapeur à basse pression, porté à haute température, est dissocié en atomes. Le rayonnement émis présente un spectre de raies caractéristiques des atomes émetteurs.



Dans un spectre d'émission, à chaque raie correspond une radiation monochromatique caractérisée par sa longueur d'onde λ

2. Spectres d'absorption

On interpose une ampoule remplie de gaz (He, Na, Hg,...) peu chaud entre la source lumineuse et le prisme

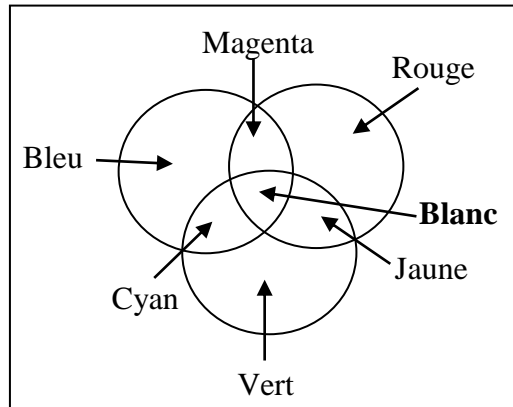


Après traversée du gaz, on observe des raies noires dans le spectre continu : il y a eu absorption sélective de la lumière par les atomes de la vapeur

Les spectres d'absorption sont constitués de fines raies noires dans un spectre continu. Les longueurs d'onde des raies émises (spectres d'émission) sont les mêmes que celles des longueurs d'onde absorbées (spectres d'absorption)

3. Synthèse de la lumière blanche :

Par synthèse additive des couleurs, on peut obtenir de la lumière blanche en superposant des lumières colorées.

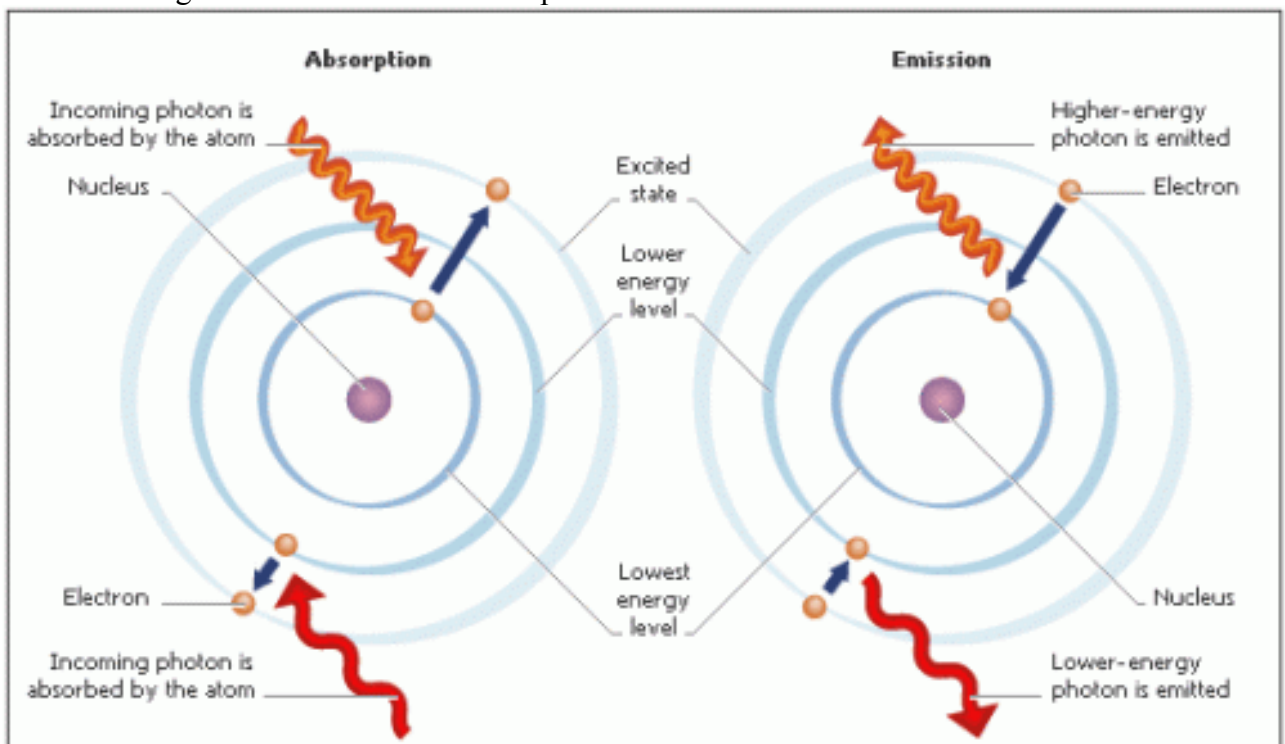


4. Postulat de Niels Bohr

L'énergie d'un atome ne peut prendre que certaines valeurs formant une suite discontinue : elle est **quantifiée**. Les états correspondant à ces valeurs sont appelés **niveaux d'énergie** de l'atome.

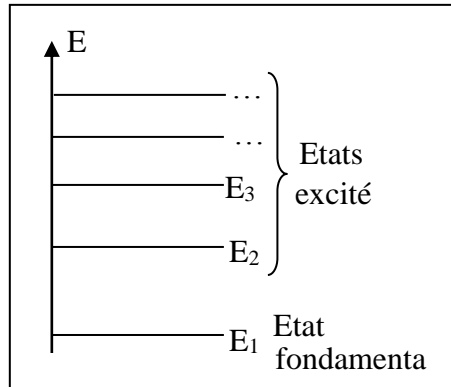
- L'atome reste normalement dans son **état fondamental** d'énergie la plus basse. Un apport d'énergie peut porter l'atome dans l'un de ses niveaux d'énergie plus élevée : on dit que l'atome passe dans un **état excité**. Le passage d'un niveau d'énergie à un autre est appelé **transition**.

L'atome ne peut absorber ou émettre que certaines quantités d'énergie, permettant ainsi à un électron de passer d'une orbite permise à une autre. Lors de son retour au repos, l'atome restitue l'énergie absorbée en émettant un photon.



5. Représentation des niveaux d'énergie :

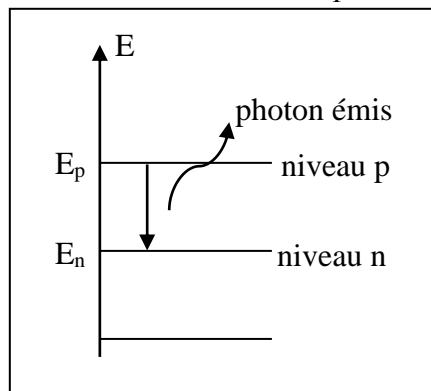
On représente les niveaux d'énergie dans un **diagramme énergétique** par des segments horizontaux.



6. Spectres d'émission, d'absorption :

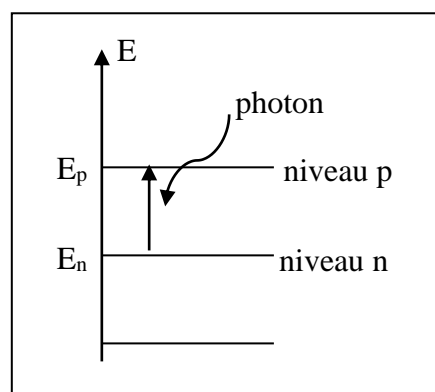
1. Emission

Quand un atome émet un rayonnement électromagnétique, il passe d'un niveau **p** d'énergie E_p à un niveau **n** d'énergie inférieure E_n . Il émet un photon d'énergie : $E_{\text{photon}} = |E_n - E_p| = h \cdot \nu$.



2. Absorption :

Quand un atome absorbe un rayonnement électromagnétique qui le fait passer d'un niveau **n** d'énergie E_n à un niveau **p** d'énergie supérieure E_p , il absorbe un photon d'énergie $E_{\text{photon}} = E_p - E_n = h \cdot \nu$.



IV. APPLICATION A L'ATOME D'HYDROGENE :

1. Spectre de l'atome d'hydrogène :

Le spectre de l'atome d'hydrogène comporte un certain nombre de raies dont les quatre plus intenses sont : H_α : 656,3 nm (rouge) ; H_β : 486,1 nm (bleu) ; H_γ : 434,0 nm (indigo) ; H_δ : 410,2 nm (violet).

2. Energie de l'atome d'hydrogene :

L'énergie E_n en électronvolts (eV) du niveau n est donnée par : $E_n = -\frac{13,6}{n^2}$.

Tous les niveaux ont des énergies négatives. Le niveau fondamental correspond à $E_1 = -13,6$ eV.
 n : nombre quantique principal.

• **Remarque :** On pose parfois $E_0 = 13,6$ eV, alors $E_n = \frac{E_0}{n^2}$.

3. Energie d'ionisation :

C'est l'énergie E_i qu'il faut fournir à un atome pour le faire passer de l'état fondamental ($n = 1$) à l'état ionisé ($n = \infty$). Pour l'atome H : $E_i = E_\infty - E_1 = +13,6$ eV.

4. Série de raies d'émission :

Un atome excité revient vers l'état fondamental directement ou en passant par des états excités intermédiaires. L'atome libère alors des photons.

L'ensemble des raies qui constituent le spectre d'émission de l'atome d'hydrogène peut être classé en **série**. Chaque série correspond aux transitions qui aboutissent au même niveau d'énergie.

La transition du niveau p d'énergie E_p au niveau n d'énergie inférieure E_n s'accompagne de l'émission d'un photon d'énergie : $E_{\text{photon}} = |E_n - E_p| = \left| -13,6 \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{p^2} \right) \right| = 13,6 \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{p^2} \right)$

- Série de Lyman : $n = 1$ et $p > 1$
- Série de Balmer : $n = 2$ et $p > 2$
- Série de Paschen : $n = 3$ et $p > 3$
- Série de Brackett : $n = 4$ et $p > 4$
- Série de Pfund : $n = 5$ et $p > 5$

