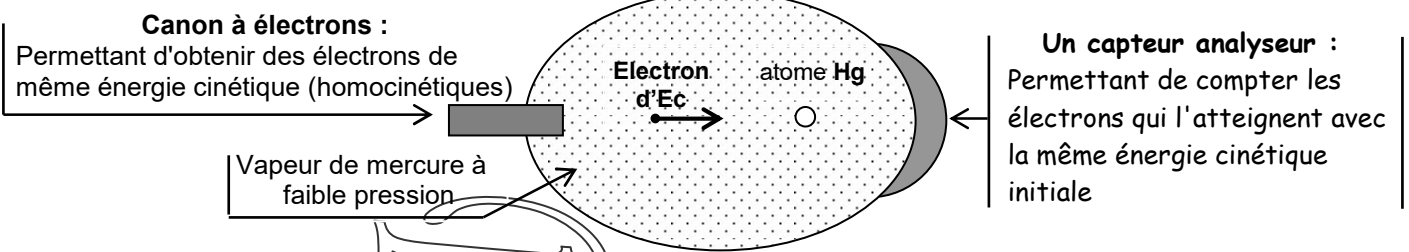


I- la quantification du transfert d'énergie entre un atome et le milieu extérieur.

1°/ Expérience de Frank et Hertz :

a- Dispositif expérimental



b- Principe :

- ↳ Les atomes de vapeur de mercure à faible pression sont bombardés avec des électrons d' E_c variables.
- ↳ Le capteur est réglé de sorte à compter le nombre d'électrons qui l'atteignent avec la même E_{ci} initiale et de la comparer leurs E_{cf} à la sortie de la chambre à gaz.

c- résultats de l'expérience et interprétation:

Les résultats ont permis de tracer la courbe représentant $\frac{N_c}{N_e} = f(E_c)$ avec :

N_e : nombre constant d'électrons émis par le canon par unité de temps.

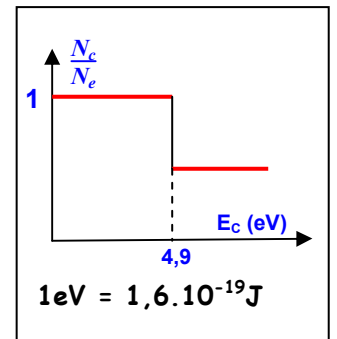
N_c : Le nombre d'électrons captés avec une certaine énergie cinétique par unité de temps.

E_c : énergie cinétique des électrons émis par le canon.

$$1\text{eV} = 1,6 \cdot 10^{-19}\text{J}$$

↳ Si $E_{c_i} < 4,9\text{ eV}$, le choc électron-atome de mercure est élastique ; l'électron ne cède pas de l'énergie à l'atome. Tous les électrons émis par le canon arrivent au collecteur avec la même énergie cinétique (donc $N_c = N_e$)

↳ Si $E_{c_i} > 4,9\text{ eV}$, le choc électron-atome de mercure est inélastique ; l'électron cède une énergie de valeur $4,9\text{ eV}$ à l'atome de mercure. L'électron qui cède une partie de son énergie n'est pas compté par le collecteur (donc $N_c < N_e \rightarrow \frac{N_c}{N_e} < 1$).



$$1\text{eV} = 1,6 \cdot 10^{-19}\text{J}$$

d- Conclusion :

- ↳ L'énergie de l'atome est **quantifiée**, elle ne peut exister que dans certaines états discretes et uniques appelées : **niveaux d'énergie E_n** .
- ↳ Dans son **état fondamental**, un atome est au plus bas niveau d'énergie.
- ↳ Un atome qui gagne de l'énergie de l'extérieur se trouve dans un **état excité**.

2°/ Les niveaux d'énergie d'un atome: Le système = {noyau - électron}

2-1) Le modèle atomique de Bohr

L'atome est formé d'un noyau fixe autour duquel gravitent des électrons tels que :

- ↳ Les électrons sont placés sur des **orbites sphériques** concentriques et stables.
- ↳ Les variations d'énergie de l'atome sont quantifiées.
- ↳ L'atome ne peut exister que dans certains états d'énergie bien définis.

3-2) Niveaux d'énergie d'un atome

- ↳ L'énergie d'un atome donné est **quantifiée** : c'est-à-dire que chaque atome ne peut prendre que certaines valeurs bien déterminées appelées niveaux d'énergie.
- ↳ L'ensemble des niveaux d'énergie associés à un atome est **unique**.
- ↳ Les niveaux d'énergie **caractéristiques d'un élément** sont notées $E_0 ; E_1 ; E_2 ; \dots ; E_n$

Les différents états de l'atome :

a- Etat fondamental :

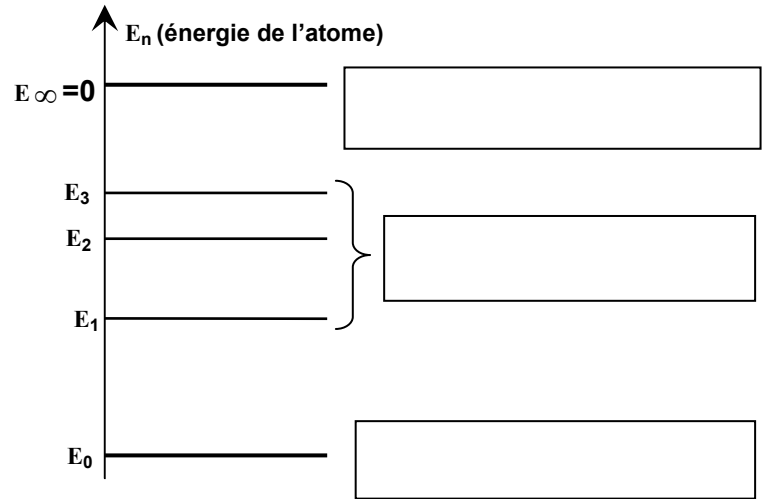
L'état fondamental d'un atome correspond au niveau d'énergie le plus bas (c'est l'état le plus stable de l'atome)

b- Etats excités : $E_n < 0$

Les états excités correspondent aux niveaux d'énergie supérieurs à celle de l'état fondamental

c-. Etat ionisé : $E_\infty = 0$. (État de référence).

L'électron quitte l'atome : C'est l'état ionisé



3-3) Transition entre niveaux d'énergie

Une transition atomique est le passage de l'atome d'un état d'énergie à un autre

a) Absorption :

La transition d'un niveau d'énergie E_n à un niveau d'énergie E_p plus élevé se fait par absorption d'une radiation lumineuse de fréquence ν (ou de longueur d'onde λ) : **L'atome est en état excité.**

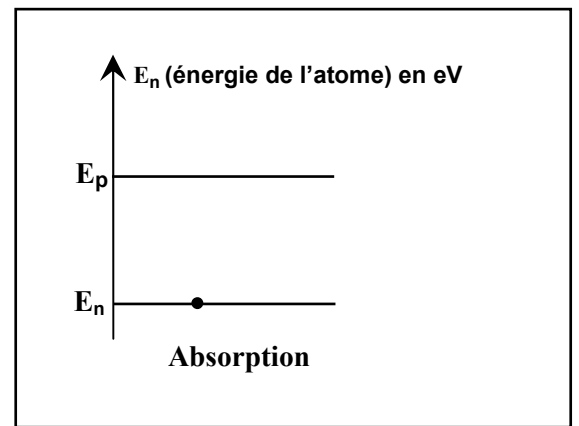
Remarque :

☞ Cette énergie peut être transférée à l'atome par absorption de lumière (ou à l'occasion de chocs interatomiques si la température du milieu est élevée, par décharges électriques, par chocs avec les électrons d'un faisceau électronique)

☞ L'énergie absorbée par l'atome doit être juste égale à la quantité d'énergie nécessaire à l'une des transitions possibles : C'est-à-dire égale à l'augmentation d'énergie de l'atome :

$$E_{\text{absorbée}} = E_p - E_n$$

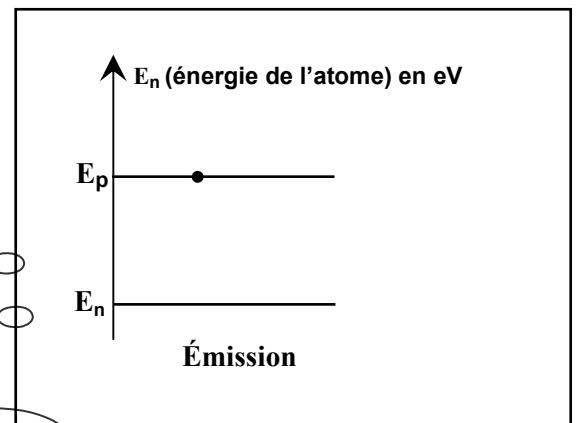
☞ Lors d'un choc avec un électron d'énergie cinétique E_c , l'atome absorbe juste la quantité d'énergie nécessaire à l'une des transitions possibles ($\Delta E = E_p - E_n$) et l'électron repart avec l'énergie résiduelle conservée par l'électron.



4-2) Émission :

L'émission de lumière peut se faire spontanément, par perte d'énergie de l'atome excité : L'électron passe d'un niveau excité d'énergie E_p à un niveau d'énergie E_n plus bas par émission d'une radiation lumineuse de fréquence ν (ou de longueur d'onde λ)

$$E_{\text{émise}} = E_p - E_n$$



II- Le spectre lumineux.

Nous avons vu dans le chapitre précédent le **prisme**, instrument capable de **décomposer la lumière**.

La **figure** montrant la décomposition de la lumière s'appelle un **spectre**.

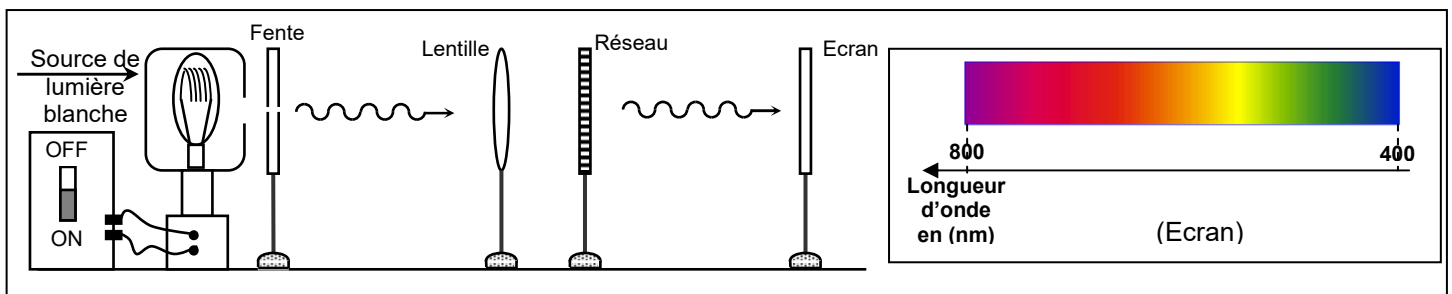
Un autre instrument existe afin d'obtenir ce genre de figure, il s'agit du **réseau**. Il est constitué d'une infinité de fentes très fines.

1°/ Spectres d'émission :

1-1) Définition :

Un spectre d'émission est un spectre produit par la lumière **directement émise** par une source (lampe à incandescence, corps chauffé, lampe à vapeur de sodium...)

1-2) **Spectres visible de la lumière blanche** : Pour réaliser expérimentalement un spectre, il est possible de réaliser le montage suivant :



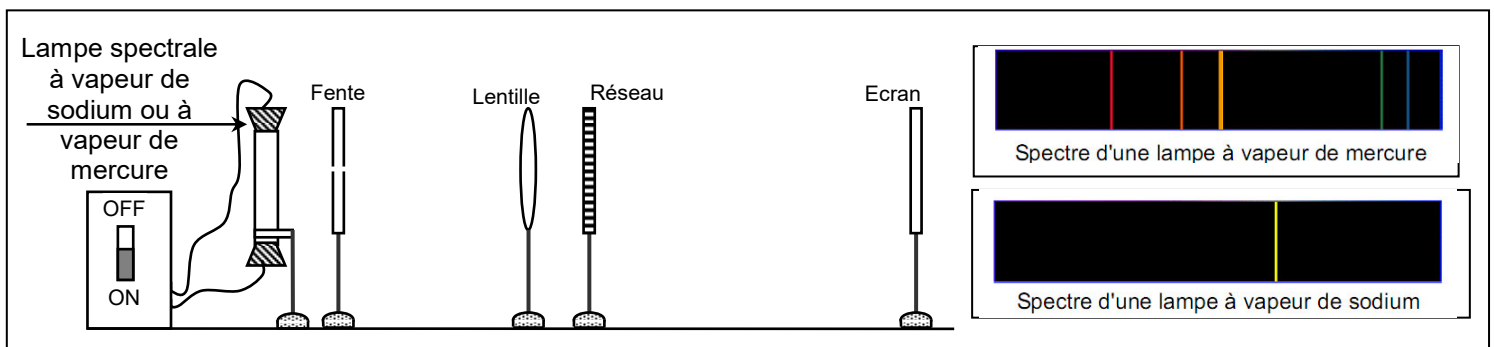
Interprétations et conclusion :

☞ On observe un spectre d'une variation continue d'une succession d'infinité de couleurs : C'est le **spectre continu** de la lumière blanche.

☞ La **lumière blanche** est une **lumière polychromatique** : Elle est composée d'une infinité d'onde lumineuse de fréquences différentes ; à chaque fréquence correspond une couleur.

1-3) Spectres de raies d'émission :

On analyse la lumière émise par différentes lampes spectrales :



- Les lampes à vapeur de sodium ou à vapeur de mercure, contiennent un gaz à faible pression.

- On excite les atomes du gaz grâce à des décharges électriques.

- On observe un spectre discontinu ne comportant qu'un nombre restreint de raies colorées se détachant sur fond noir, appelé **spectre de raies**

a- Observations.

☞ Avec une **lampe au mercure** on observe plusieurs raies discontinues c.à.d. séparées sur fond noir : 2 raies rouges, 1 raie jaune-orangée, 1 raie verte, 1 raie indigo et 1 raie violette.

☞ Avec une **lampe au sodium**, on observe une seule raie jaune.

b- Conclusion.

- ↳ Les gaz à faible pression, portés à haute température émettent une lumière dont le spectre est discontinu : c'est un spectre de raies d'émission, constitué de raies colorées sur fond noir.
- ↳ A chaque raie correspond une radiation monochromatique de longueur d'onde bien déterminée.

c- Conséquences.

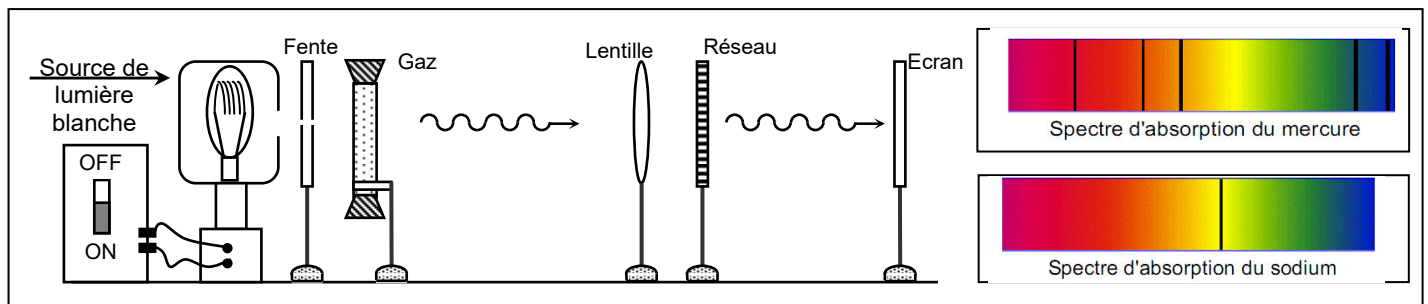
- ↳ Un spectre de raies d'émission permet d'identifier une entité chimique (atome ou ion).
- ↳ Un spectre de raies constitue la « signature » de cette entité chimique.

2°/ Les spectres de raies d'absorption:

2-1) Définition :

- ↳ Un spectre de raies d'absorption est un spectre de la lumière obtenue après traversée de cette substance par la lumière blanche
- ↳ Un spectre de raies d'absorption présente une suite de raies noires distinctes sur un fond coloré du spectre de la lumière blanche

2-2) Expérience : (Avec un gaz)



a- Observations et interprétations:

- ↳ Lors de la traversée de la vapeur de mercure par la lumière blanche, les radiations correspondantes aux raies colorées ont été absorbées par les atomes de mercure présents dans le gaz
- ↳ Lors de la traversée de la vapeur de sodium par la lumière blanche, les radiations jaunes ont été absorbées par les ions sodium présents dans le gaz

b- Conclusion:

- ↳ Lorsqu'un gaz à basse température est traversé par de la lumière blanche, le spectre de la lumière obtenue est constitué de raies noires se détachant sur le fond coloré du spectre de la lumière blanche : c'est un **spectre de raies d'absorption**
- ↳ Les raies d'**absorption** correspondent aux raies **d'émission**.
- ↳ Un élément chimique **absorbe** les radiations qu'il est capable **d'émettre**
- ↳ Le spectre d'absorption est aussi une signature de l'espèce chimique considéré .

3°/ Généralisation:

- ↳ Les raies du spectre associé à un atome ou un ion sont les mêmes longueurs d'onde dans le spectre d'émission que dans le spectre d'absorption : un atome ou un ion ne peut absorber que les radiations qu'il serait capable d'émettre s'il était chaud.
- ↳ Un élément chimique est caractérisé par son spectre d'émission ou son spectre d'absorption.

4° / Interprétation des spectres atomiques:

4-1) Le modèle du photon.

➤ Pour expliquer le spectre de raies atomique, on admet qu'une radiation monochromatique de longueur d'onde λ est constituée d'un flux de particules appelées : **Photons**.

Un photon est un quantum (paquet) d'énergie de masse nulle, de charge nulle et se déplaçant à la vitesse de la lumière $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$

Chaque photon transporte une quantité d'énergie : E_{photon} tel que :

$$E_{\text{photon}} = h \cdot \nu = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

ν est fréquence (Hz) ; λ est la longueur d'onde (m)

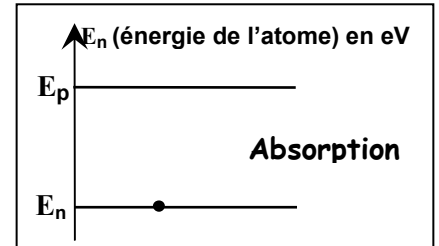
$h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$ est une constante universelle appelée constante de Planck

4-2) Interprétation des raies d'émission ou d'absorption et transition électronique:

a- Cas des raies d'absorption : Excitation.

➤ Un électron transite d'un niveau E_n (proche du noyau) vers un niveau d'énergie supérieur E_p , lorsqu'il reçoit le quantum d'énergie nécessaire et suffisant, tel que :

$$\Delta E = E_p - E_n = h \cdot \nu = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$



➤ Le spectre de raies d'absorption obtenu présente essentiellement une raie noire sur fond continu qui correspond à la radiation manquante dans le spectre de la lumière blanche définie par la fréquence ν (ou λ).

Condition d'excitation d'un atome :

Un atome absorbe de l'énergie suivant deux procédures.

➤ Soit par la réception d'énergie apportée par un rayonnement constitué de photon d'énergie E_{photon} .

➤ Soit par la réception d'énergie apportée par un électron d'énergie E_c , au cours d'un choc avec ce lui-ci.

1^{er} Cas : L'atome est dans un état d'énergie de niveau n , reçoit un photon d'énergie E_{photon} .

Si $E_{\text{photon}} < E_{\infty} - E_n = -E_n$:

Le photon est absorbé et l'atome est excité au niveau d'énergie E_p , si et seulement si il possède un niveau d'énergie $E_p > E_n$ tel que $E_{\text{photon}} = E_p - E_n \Leftrightarrow E_p = E_{\text{photon}} + E_n$.

Si $E_{\text{photon}} \geq E_{\infty} - E_n = -E_n$:

Le photon est absorbé et l'atome est ionisé, l'électron le quitte avec l'énergie cinétique E_c tel que :

$$E_{\text{photon}} = E_{\infty} - E_n + E_c \Leftrightarrow E_c = E_{\text{photon}} + E_n$$

2^{ème} Cas : L'atome est dans un état d'énergie de niveau n , entre en collision avec un électron du milieu extérieur ayant une énergie cinétique E_c .

Si $E_c < E_{\infty} - E_n = -E_n$:

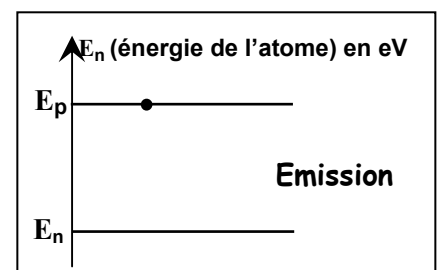
- ★ Si $E_c < E_{n+1} - E_n$: Rien ne se passe et l'atome reste d'énergie E_n
- ★ Si $E_c < E_p - E_n$; $p \geq n+1$: L'atome est excité au niveau d'énergie supérieur E_p et l'électron incident garde l'énergie cinétique $E'_c = E_c - (E_p - E_n)$.

Si $E_c \geq E_{\infty} - E_n = -E_n$: L'atome est ionisé.

b- Cas des raies d'émission : Désexcitation de l'atome excitée.

Lorsque l'électron excité de l'atome passe du niveau d'énergie E_p vers un niveau d'énergie E_n plus bas, il y a émission d'un photon d'énergie :

$$| \Delta E | = | E_n - E_p | = E_n - E_p = h \cdot \nu_{pn} = \frac{h \cdot c}{\lambda_{pn}}$$



III- Le spectre de l'atome d'hydrogène.

1°/ Énergie de l'atome d'hydrogène.

a) Expression

L'atome d'hydrogène est formé d'un seul électron en mouvement autour d'un proton (noyau le plus simple). Les niveaux d'énergie électronique sont quantifiés. Ils sont donnés par la relation suivante.

b) État fondamental, état excité.

$$E_n = - \frac{E_0}{n^2} \text{ Avec : } \begin{cases} * E_0 = 13,6 \text{ eV} \\ * n \text{ entier positif : ordre du niveau d'énergie} \end{cases}$$

n	1	2	3	4	5
E_n (eV)	-13,6	-3,4	-1,51	-0,85	-0,54

↳ La valeur de l'énergie qui correspond à l'état fondamental de l'atome d'hydrogène est la valeur minimale : $n=1 \Rightarrow E_1 = -13,6 \text{ eV}$

↳ L'énergie de l'atome d'hydrogène lorsqu'il est excité correspond à $n > 1$ soit :

$$E_n = - \frac{13,6}{n^2} ; n \text{ entier naturel supérieur à } 1$$

c) État ionisé et énergie d'ionisation.

↳ A l'état ionisé, l'électron n'est plus lié à l'atome : n tend vers $+\infty$ et $E_n = E_\infty = 0$.

↳ Définition :

L'énergie d'ionisation (E_i) de l'atome est l'énergie qu'on doit fournir à l'atome dans son état fondamentale pour libérer l'électron le moins lié à l'atome avec une vitesse initiale nulle :

$$E_1 + E_i = 0 \Rightarrow E_i = - E_1 = 13,6 \text{ eV.}$$

2°/ Série de raies d'émission:

L'ensemble de raies qui constituent le spectre d'émission de l'atome d'hydrogène peut être placé en série. Une série correspond aux transitions qui aboutissent au même niveau d'énergie :

↳ Série de Lyman :

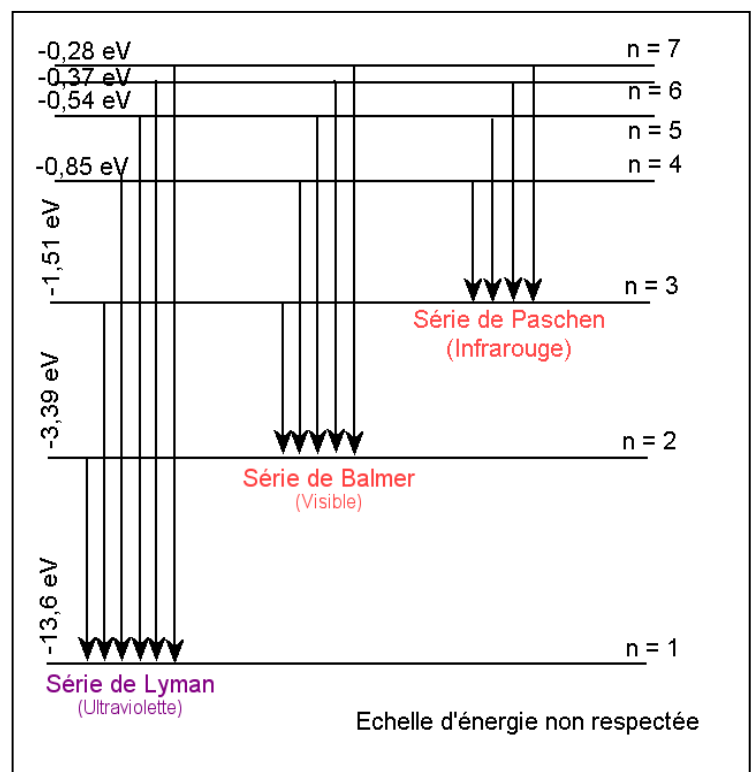
Pour les transitions des niveaux supérieurs, vers le niveau d'énergie $n=1$

↳ Série de Balmer :

Pour les transitions vers le niveau d'énergie $n = 2$.

↳ Série de Paschen :

Pour les transitions vers le niveau d'énergie $n = 3$



IV- Applications:

On donne :

La constante de Planck $h=6,62 \cdot 10^{-34}$ Js. La célérité de la lumière $c=3 \cdot 10^8$ m.s⁻¹.

La charge élémentaire $e=1,6 \cdot 10^{-19}$ C et $1\text{ev}=1,6 \cdot 10^{-19}$ J

Exercice N°1 :

On rappelle que l'énergie d'un atome d'hydrogène est quantifiée et ne peut prendre que les valeurs suivantes :

$$E_n = \frac{E_0}{n^2} \text{ avec } E_0 = -13,6 \text{ eV et } n = \in \mathbb{N}^*.$$

1°/ Représenter sur un diagramme les niveaux d'énergie en électron-volts de l'atome d'hydrogène pour n compris entre 1 et 6

2°/ Quelle est l'énergie correspondante :

a- Au niveau fondamental de l'atome d'hydrogène ?

b- Au niveau d'énergie le plus élevé de l'atome d'hydrogène ?

3°/ Qu'appelle-t-on énergie d'ionisation de l'atome d'hydrogène ? Quelle est sa valeur ?

4°/ Dire s'il y a absorption ou émission lors de la transition :

a- Du niveau d'énergie correspondant à $n = 1$ au niveau $n = 2$

b- Du niveau d'énergie correspondant à $n = 3$ au niveau $n = 2$

5°/ L'atome d'hydrogène passe du niveau d'énergie correspondant à $n = 4$ au niveau $n = 2$.

a- Calculer la longueur d'onde de la radiation émise.

b- A quel domaine de radiation cette longueur d'onde appartient-elle ?

6°/ Les quatre premières raies de la série de Balmer correspondant au retour au niveau $n = 2$ ont pour longueur d'onde : $\lambda_1 = 410 \text{ nm}$ (violet), $\lambda_2 = 434,1 \text{ nm}$ (indigo), $\lambda_3 = 486,1 \text{ nm}$ (bleu), $\lambda_4 = 656,3 \text{ nm}$ (rouge). Associer chaque longueur d'onde à la transition correspondante.

7°/ L'atome d'hydrogène étant dans un état correspondant au niveau $n = 1$, il reçoit deux photons d'énergie respectives $10,5 \text{ eV}$ et 14 eV .

a- Lequel des deux photons permet l'ionisation de l'atome d'hydrogène ?

b- Calculer l'énergie cinétique, en eV, de l'électron lorsqu'il quitte l'atome ; puis déduire sa vitesse.

La masse d'un électron est $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31}$ Kg.

c- Quelle est la longueur de l'onde qui est capable d'arracher l'électron de l'atome d'hydrogène, pris dans son état fondamental, et de lui fournir une énergie cinétique initiale égale à 2eV.

8°/ L'atome d'hydrogène est dans un état excité d'ordre p avec $p > 2$. Lors du retour de l'électron du niveau excité p au niveau 2 il émet un photon de longueur d'onde $\lambda_{p,2}$.

a- Montrer que la longueur d'onde émise lors de cette transition s'écrit sous la forme : $\frac{1}{\lambda_{p,2}} = R_H \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{p^2} \right)$ avec

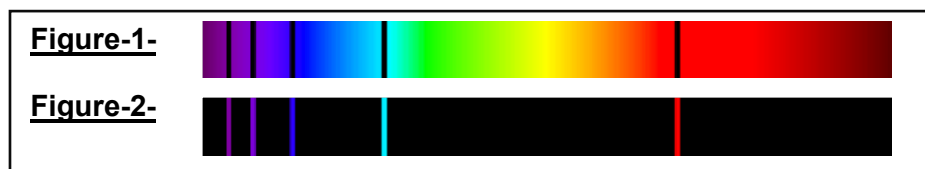
R_H est une constante que l'on calculera.

b- Calculer la plus grande longueur d'onde de la radiation émise lors des transitions électroniques : $p \rightarrow 2$

Exercice N°2 :

Pars des considérations théoriques, Bohr arrive à la conclusion que les énergies E_n des différents niveaux possibles d'un atome d'hydrogène vérifient une relation de type $E_n = \frac{E_0}{n^2}$ avec $E_0 = -13,6 \text{ eV}$ et $n = \in \mathbb{N}^*$.

Les figures suivantes représentent les spectres d'absorption et d'émission de l'atome d'hydrogène



1°/

a- Parmi les deux figure (1) et (2) quelle est qui représente le spectre d'absorption de l'atome d'hydrogène. Justifier la réponse.

b- Expliquer pourquoi les spectres d'émission et d'absorption de l'atome d'hydrogène présentent des raies

2°/

a- Représenter le schéma du montage qui permet d'obtenir le spectre d'émission de l'atome d'hydrogène

b- Représenter les six premiers niveaux d'énergies sur un diagramme en utilisant comme :

Échelle : 10mm correspond à 1eV.

3°/

a- On envoie sur des atomes d'hydrogène dans l'état fondamentale différents photons de longueur d'onde respectivement $\lambda_1 = 486.1 \text{ nm}$; $\lambda_2 = 589.0 \text{ nm}$; $\lambda_3 = 656.3 \text{ nm}$.

Quels sont les photons pouvant être absorbés ? Justifier la réponse.

b- Montrer que lorsqu'il passe d'un niveau d'énergie E_q à un niveau E_p tel que p inférieur à q , l'atome d'hydrogène libère de l'énergie sous une forme que l'on précisera

c- Dans le cas où le niveau inférieur E_p de la transition est caractérisée par $p=2$.

Montrer que la lumière émise par l'atome d'hydrogène a une longueur d'onde :

$$\lambda_q = \lambda_0 \cdot \frac{q^2}{q^2 - 4} \quad . \text{ Avec } \lambda_0 \text{ est une constante positive et } q \text{ est un entier naturel}$$

4°/

a- Vérifier que $\lambda_0 = 365.073 \text{ nm}$

b- A quelle transition correspond l'émission de la radiation de longueur d'onde λ_0 ? Justifier la réponse.

Exercice N°3 : (Bac 4^{ème} M- session principale Juin 2013).

Exercice II (4 points)

Le spectre de l'atome de sodium révèle l'existence d'une raie principale jaune-orangé. Cette raie correspond à une transition d'un niveau $n > 1$ au niveau fondamental $n = 1$.

Le diagramme énergétique simplifié de l'atome de sodium est donné par la figure 4 de la page 5/5.

1- Préciser le qualificatif qu'on peut attribuer à l'énergie de l'atome de sodium.

2-a- Calculer, en électronvolt, les énergies mises en jeu lors des transitions de l'atome de sodium des niveaux d'énergie correspondants à $n = 2$ et $n = 3$ au niveau fondamental $n = 1$.

b- Calculer, pour chacune des transitions précédentes, la longueur d'onde de la radiation correspondante et préciser le domaine spectral auquel elle appartient.

c- Montrer que la raie jaune-orangé du sodium ne peut correspondre qu'à la transition de l'atome du niveau $n = 2$ au niveau $n = 1$.

d- Dire, en le justifiant, si le spectre obtenu lors de ces transitions est un spectre d'émission ou un spectre d'absorption.

3- L'atome de sodium étant dans son état fondamental :

a- définir l'énergie d'ionisation d'un atome et calculer sa valeur pour le sodium,

b- préciser, en le justifiant, si un photon d'énergie égale à 5 eV peut être absorbé par l'atome de sodium.

4- L'atome de sodium étant dans un état excité, correspondant au niveau $n = 3$, reçoit une énergie égale à $4,2 \text{ eV}$.

a- Montrer qu'avec une telle énergie, l'atome de sodium peut être ionisé.

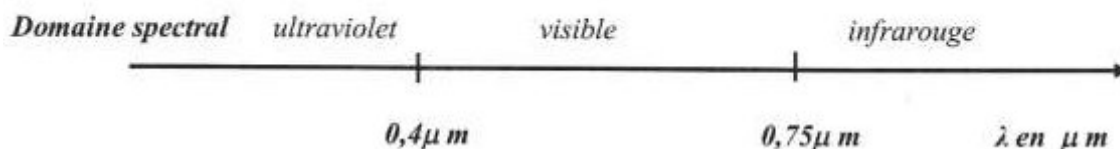
b- En déduire, en joule, la valeur de l'énergie cinétique maximale de l'électron éjecté.

5- En fait, la raie jaune-orangé du sodium est constituée d'un doublet qui provient des transitions des niveaux d'énergie E_i et E'_i au niveau fondamental d'énergie E_1 . Calculer les énergies E_i et E'_i sachant que les fréquences correspondantes aux raies constituant le doublet sont respectivement :

$\nu = 5,087.10^{14} \text{ Hz}$ et $\nu' = 5,092.10^{14} \text{ Hz}$. On prendra pour cette question $E_1 = -5,139 \text{ eV}$.

On donne :

$$h = 6,62.10^{-34} \text{ J.s}, \quad c = 3.10^8 \text{ m.s}^{-1} \quad \text{et} \quad 1\text{eV} = 1,6.10^{-19} \text{ J}.$$



Exercice N°4 : (Bac 4^{ème} M- session principale Juin 2012).

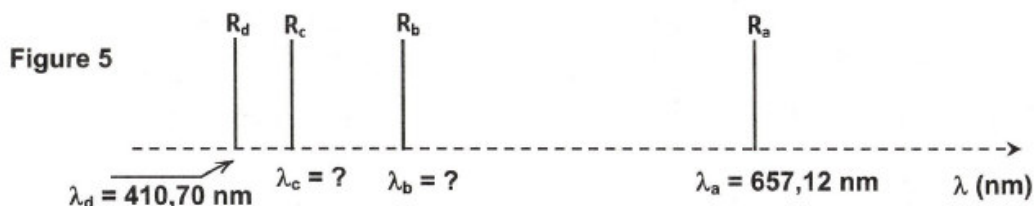
Exercice 3 (4 points)

On donne : Constante de Planck $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$;

Célérité de la lumière dans le vide : $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$; $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$;

La longueur d'onde λ du spectre visible : $400 \text{ nm} \leq \lambda \leq 750 \text{ nm}$.

Sur la figure 5, on représente le spectre de l'atome d'hydrogène dans sa partie visible, constitué de quatre raies notées R_a , R_b , R_c et R_d ; de longueurs d'onde respectives dans le vide : $\lambda_a = 657,12 \text{ nm}$, λ_b , λ_c et $\lambda_d = 410,70 \text{ nm}$.



L'énergie, exprimée en eV, d'un niveau n d'énergie de l'atome d'hydrogène, est donnée par

$$E_n = - \frac{13,6}{n^2} \text{ eV} \text{ où } n \text{ est un nombre entier naturel non nul.}$$

1) a- Lorsque les atomes d'hydrogène, préalablement excités, passent d'un état d'énergie caractérisé par $n > 2$ à l'état d'énergie caractérisé par $n = 2$, ils restituent de l'énergie en émettant des photons correspondants à des radiations de longueur d'onde λ_n .

Montrer que la longueur d'onde satisfait à la relation :

$$\lambda_n = 365,07 \cdot \frac{n^2}{n^2 - 4} \text{ (en nm).}$$

b- Préciser, en le justifiant, les valeurs possibles de n qui correspondent aux raies précédentes. En déduire les valeurs de λ_b et de λ_c .

2) On considère l'émission d'une raie R_f , qui correspond au passage de l'atome d'hydrogène du niveau $n_2 = 2$ au niveau $n_1 = 1$ ou état fondamental.

a- Déterminer la valeur de la longueur d'onde λ_f de la radiation R_f .

b- Préciser, en le justifiant, si cette radiation est visible ou non.

3) Maintenant, on fournit, à l'atome d'hydrogène pris dans son état fondamental, un quantum d'énergie $E = 2,38 \text{ eV}$. Préciser, en le justifiant, si l'atome d'hydrogène peut absorber le photon correspondant.