



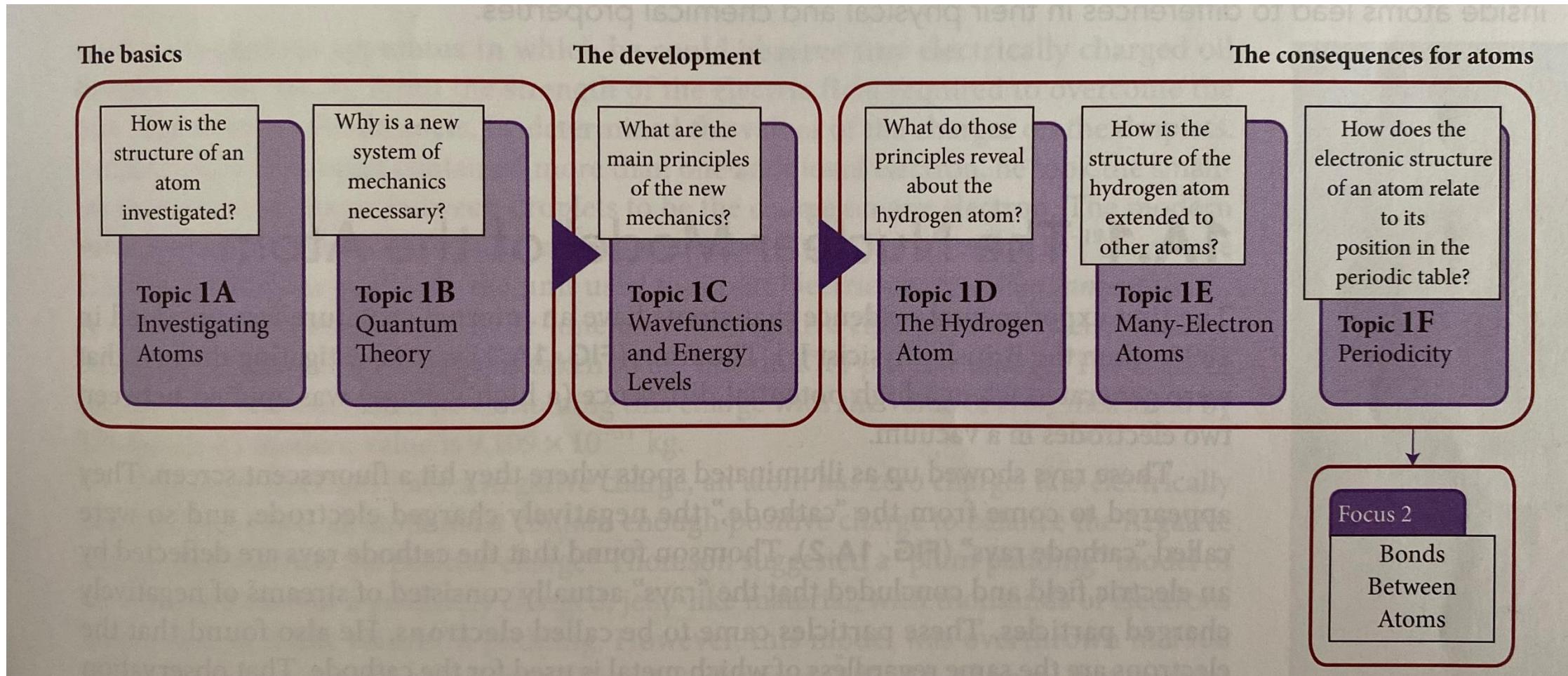
# CH-110 Chimie Générale Avancée I

Prof. A. Steinauer  
[angela.steinauer@epfl.ch](mailto:angela.steinauer@epfl.ch)

# Étude des Atomes

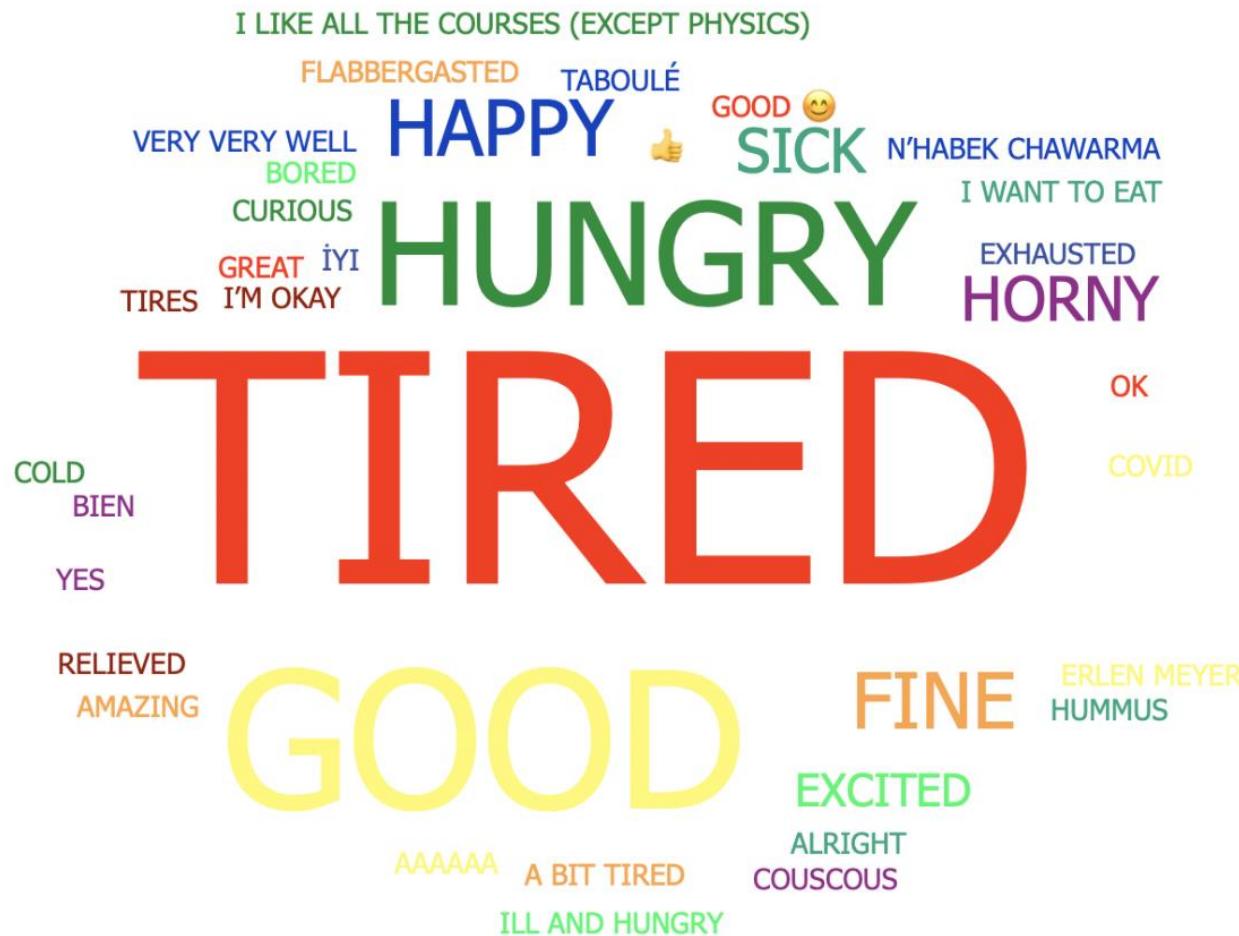
Sujet 1A

# Prévisualisation du thème 1 (Focus 1 : Atomes)



# Poll Test:

## Comment vous sentez-vous aujourd'hui en un mot ?



## Thème 1A.1 : Le modèle nucléaire de l'atome

## Thème 1A.2 : Le Rayonnement électromagnétique

## Thème 1A.3 : Spectres atomiques

POURQUOI AVEZ-VOUS BESOIN DE CONNAÎTRE CE MATÉRIEL ?

- **La compréhension de la structure des atomes est essentielle pour comprendre les différences entre les propriétés physiques et chimiques des substances.**
- Il est donc important de comprendre ce qui se passe à l'intérieur des atomes et comment leur structure est étudiée.

QUE DEVEZ-VOUS DÉJÀ SAVOIR ?

- Familiarité avec le **modèle nucléaire de l'atome** : un petit noyau chargé positivement entouré d'électrons chargés négativement (Fondements B)

## 1A.1 : Le modèle nucléaire de l'atome

### Préparer le terrain : Ce que l'on savait avant la découverte de J.J. Thomson

À la fin du XIXe siècle, la théorie atomique de la matière était largement acceptée depuis plusieurs décennies, mais les atomes étaient encore considérés comme des particules solides indivisibles - essentiellement des sphères sans caractéristiques. Le contexte historique clé est le suivant :

- 1. L'atome est indivisible :** Selon la **théorie atomique de John Dalton** (début des années 1800), les atomes sont les plus petites particules indivisibles de la matière. Chaque élément était constitué d'atomes identiques et les réactions chimiques étaient censées impliquer des réarrangements de ces atomes, mais aucune structure interne n'était connue.
- 2. Lois de l'électricité et du magnétisme :** Les travaux de scientifiques tels que **Michael Faraday** et **James Clerk Maxwell** ont permis de comprendre les champs électriques et magnétiques, ainsi que le comportement des courants électriques. Cependant, la relation entre l'électricité et les atomes n'était pas bien comprise et aucune particule subatomique n'était connue.
- 3. Les rayons cathodiques :** Au milieu des années 1800, les scientifiques ont découvert **les rayons cathodiques**, des flux de particules émis par la cathode (électrode négative) des tubes à vide. Ces rayons pouvaient projeter des ombres et étaient déviés par les champs magnétiques, mais leur nature restait un mystère. S'agit-il d'une nouvelle forme de rayonnement ou de particules ? Le concept d'électrons est inconnu.

## 1A.1 : Le modèle nucléaire de l'atome

### Expérience cathodique de J.J. Thomson

La première preuve expérimentale de la structure interne a été obtenue en 1897 par le physicien britannique **J. J. Thomson**.

- Rayons cathodiques générés lorsqu'une différence de potentiel élevée (haute tension) est appliquée entre deux électrodes **dans le vide** :

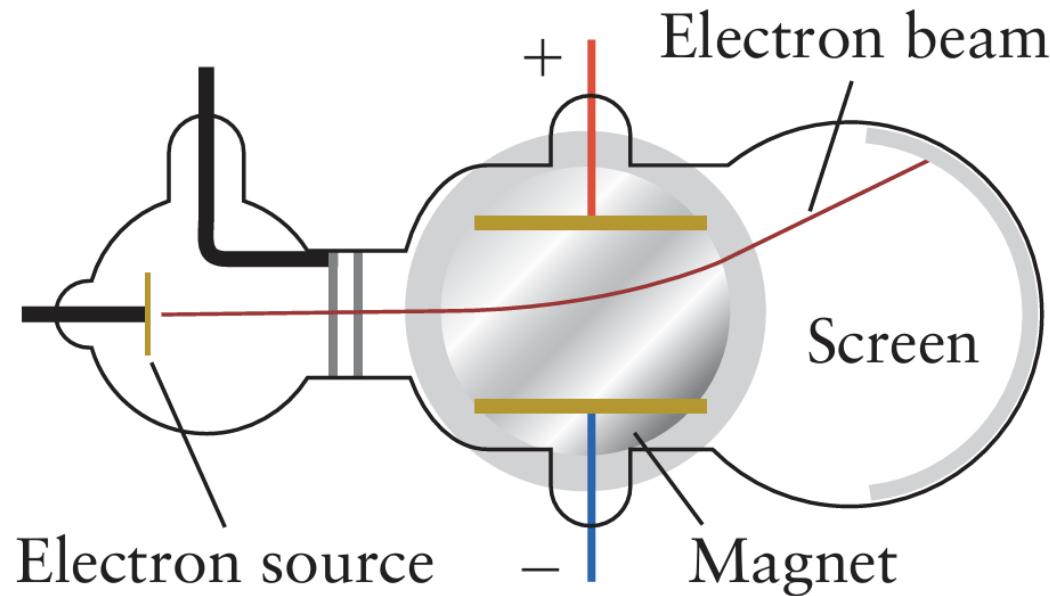


Figure 1A.2

## 1A.1 : Le modèle nucléaire de l'atome

### Expérience cathodique de J.J. Thomson

#### Expérience J.J. Thomson

Dévié par le champ électrique → doivent être chargés négativement (« corpuscules ») → plus tard connus sous le nom **d'électrons**

- Il a pu mesurer  $e/m_e$ : la charge et la masse de l'électron
- Identique quel que soit le métal utilisé → doit faire partie de tous les atomes : UNIVERSEL
- Remise en cause de la conception traditionnelle des atomes comme étant indivisibles

Quelle est l'importance de cette découverte ?

Il s'agit de la première **preuve expérimentale de la structure interne des atomes** : ils ne sont pas indivisibles comme on le pensait auparavant, mais contiennent des particules plus petites, chargées négativement.

## 1A.1 : Le modèle nucléaire de l'atome

### Résumé de l'expérience cathodique de J.J. Thomson

À l'époque de la découverte de Thomson, les atomes étaient considérés comme des particules indivisibles sans structure interne. Grâce à ses expériences avec des rayons cathodiques, Thomson a montré que les atomes contenaient des particules plus petites, chargées négativement (électrons), ce qui a constitué la première preuve expérimentale de la structure interne de l'atome. Sa découverte de l'électron a fondamentalement modifié la compréhension de la théorie atomique et a ouvert la voie au développement de la physique atomique moderne.

## 1A.1 : Le modèle nucléaire de l'atome

### L'expérience de Millikan sur les gouttelettes d'huile

- Utilisé pour déterminer la valeur de  $e$  elle-même (seul  $e/m_e$  connu)
- Appareil observant de minuscules particules d'huile chargées électriquement en suspension dans l'air (huile pulvérisée sous la forme d'un fin brouillard).
- Intensité du champ électrique nécessaire pour vaincre l'attraction de la gravité sur les gouttelettes → valeur de la charge
- Millikan a réalisé cette expérience à de nombreuses reprises avec différentes gouttelettes et a constaté que les charges de toutes les gouttelettes étaient toujours des **multiples d'une valeur fondamentale** (la plus petite charge possible). Le plus petit incrément de charge entre les gouttelettes : la **charge d'un électron!**  
 $E = 1.602 \times 10^{-19} C$
- C: Coulomb, unit of electric charge

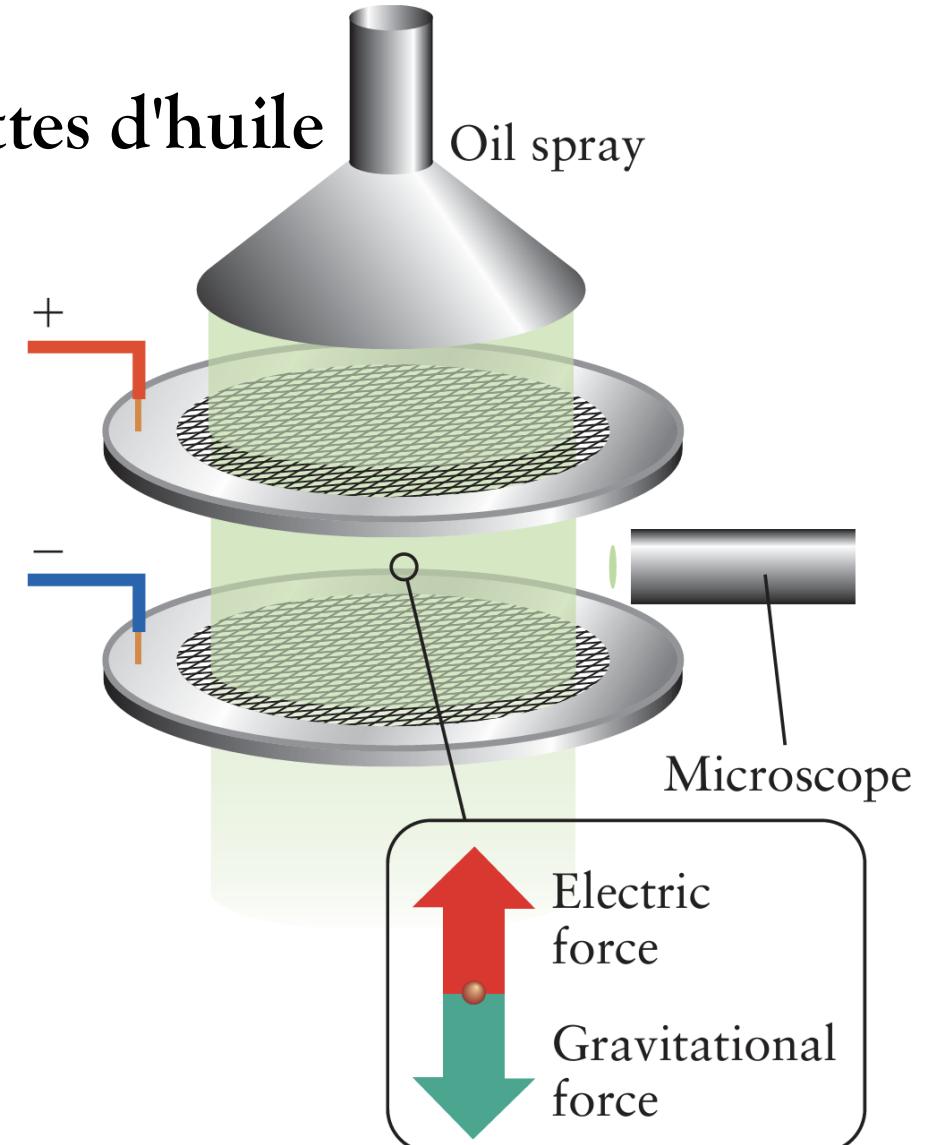


Figure 1A.3

## 1A.1 : Le modèle nucléaire de l'atome

L'appareil comprend :

- Une chambre contenant un fin brouillard de **gouttelettes d'huile** (créé par l'atomisation de l'huile à l'aide d'un atomiseur).
- Une paire de **plaques métalliques parallèles**, créant un champ électrique uniforme lorsqu'une tension est appliquée
- Une **source de lumière** et un **microscope** pour observer le comportement des gouttelettes.
- Une source de **rayons X** pour ioniser les molécules d'air, ce qui permet à certaines gouttelettes d'huile de capter des électrons supplémentaires et de se charger négativement.

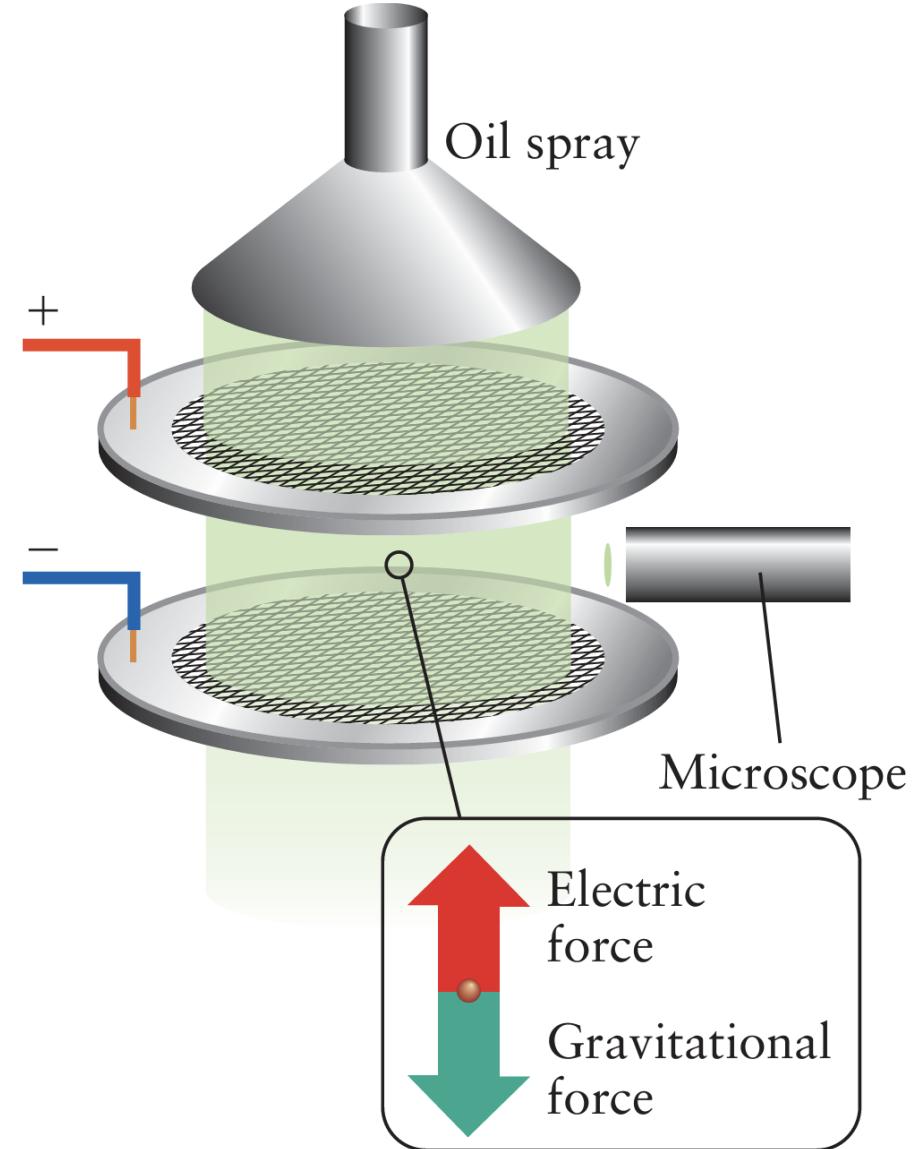


Figure 1A.3

## 1A.1 : Le modèle nucléaire de l'atome

### Pourquoi Millikan était à la frontière

L'expérience de Millikan était révolutionnaire pour plusieurs raisons :

1. **Précision et contrôle** : son dispositif était extrêmement précis pour l'époque, ce qui lui a permis de manipuler des gouttelettes d'huile microscopiques et d'équilibrer les forces qui s'exerçaient sur elles avec une précision remarquable.
2. **Mesure directe de la charge de l'électron** : Il s'agit de la première mesure directe et précise de la charge élémentaire. Millikan a ainsi confirmé la quantification de la charge électrique, ce qui signifie que la charge est toujours un multiple entier d'une unité fondamentale (la charge d'un électron).
3. **Fondements de la physique moderne** : En mesurant la charge de l'électron et en la combinant avec le rapport **charge/masse ( $e/m_e$ ) de J.J. Thomson**, Millikan a également pu calculer la masse de l'électron, une étape essentielle dans la compréhension de la structure atomique et de la théorie quantique.

#### Conclusion

L'expérience de la goutte d'huile de Millikan a fourni la première mesure précise **de l'unité fondamentale de la charge électrique** - la charge d'un seul électron. En équilibrant les forces gravitationnelles et électriques sur de minuscules gouttelettes d'huile chargées, Millikan a démontré que la charge électrique est quantifiée et a déterminé que la charge de l'électron était d'environ  $1,6 \times 10^{-19}$  C. Son travail a constitué un jalon dans le développement de la théorie atomique et a fourni des preuves expérimentales essentielles de la quantification de la charge, ce qui a constitué une étape clé dans la fondation de la mécanique quantique.

## 1A.1 : Le modèle nucléaire de l'atome

### Qu'en est-il de la charge positive ?

- La charge négative est détectable, qu'en est-il de la charge positive ?
- **Modèle de plum pudding** (Thomson) :
  - On pensait que l'atome était une sphère relativement grande, chargée positivement, avec des électrons dispersés à l'intérieur, équilibrant la charge.
- **Rutherford** a découvert que certains matériaux (par exemple, le Rn) émettent des particules chargées positivement, les particules  $\alpha$  (alpha).

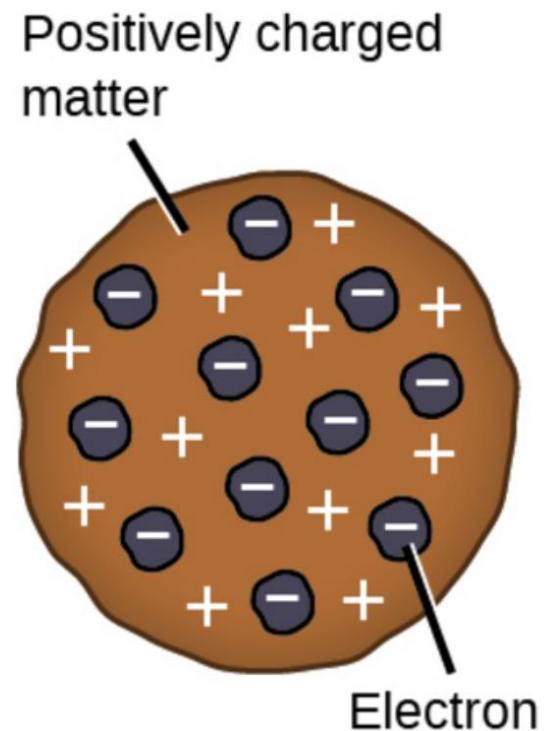


Image: <https://www.khanacademy.org/science/chemistry/atomic-structure-and-properties/history-of-atomic-structure/a/discovery-of-the-electron-and-nucleus>

## 1A.1 : Le modèle nucléaire de l'atome

### L'expérience de la feuille de platine de Rutherford (Geiger-Marsden)

**Attente** : si un atome est comme un nuage de matière chargée positivement avec des électrons en suspension, les particules alpha devraient passer à travers les nuages de charge positive de la feuille, avec seulement une légère déviation de leur trajectoire.

**Ce qu'ils ont trouvé** : Presque toutes les particules alpha sont passées à travers avec très peu de déviation. De temps en temps, de grandes déviations ont été observées.

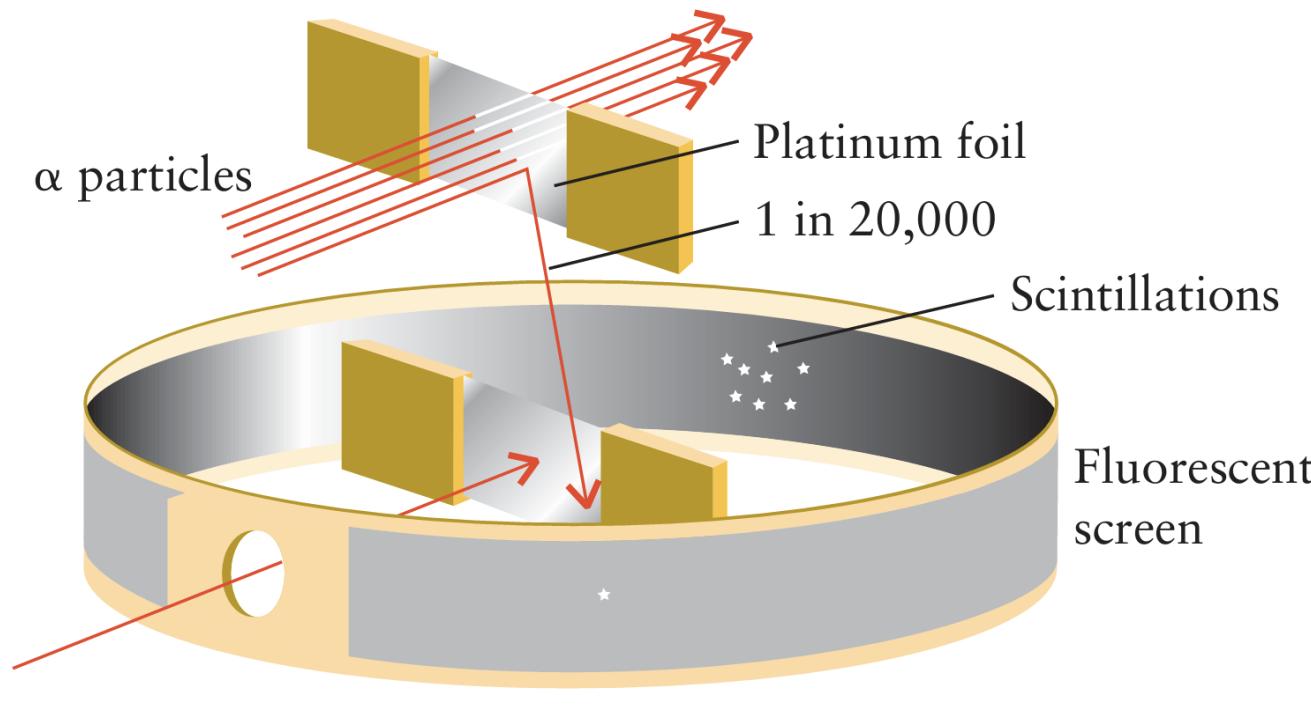


Figure 1A.5

## 1A.1 : Le modèle nucléaire de l'atome

### The Rutherford gold foil experiment (Geiger-Marsden)

- Rutherford propose un **nouveau modèle d'atome** : la majeure partie de la masse et de la charge positive de l'atome est concentrée dans un **minuscule noyau dense** au centre : **le noyau**.
- Les **électrons** étaient supposés **orbiter autour de ce noyau** à des distances relativement importantes, un peu comme les planètes autour du soleil.
- Les **petites déviations** étaient dues aux interactions des **particules alpha avec les électrons**, tandis que les **grandes déviations** se produisaient **lorsqu'une particule alpha s'approchait du noyau**, subissant une forte force de répulsion de la part de la charge positive très concentrée.

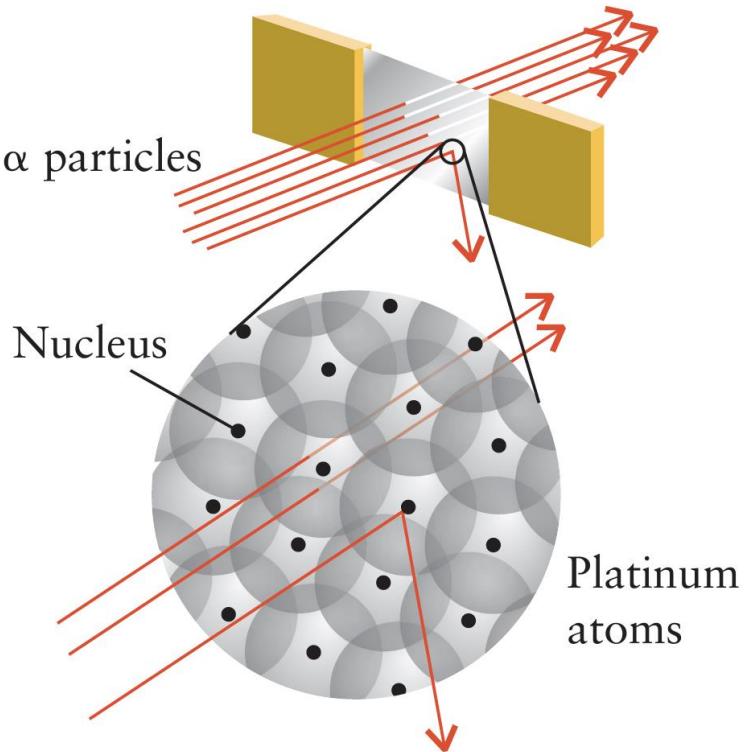


Figure 1A.6

Rutherford a décrit les résultats comme étant aussi surprenants que si l'on avait « **tiré un obus de 15 pouces sur un morceau de papier de soie et qu'il était revenu vous frapper** ». Les fortes déviations indiquaient la présence de quelque chose de très massif et compact dans l'atome.



## 1A.1 : Le modèle nucléaire de l'atome

# Pourquoi Rutherford, Geiger et Marsden étaient-ils à la frontière ?

L'expérience de Rutherford était révolutionnaire pour plusieurs raisons :

- 1. Il réfute le modèle du plum-pudding** : Les résultats ont montré que la charge positive d'un atome n'était pas dispersée comme le suggérait le modèle de Thomson. Au contraire, elle était concentrée dans un **noyau** minuscule et dense. Il s'agit de la première preuve expérimentale que les atomes ont un **noyau central**.
- 2. Nouveau modèle atomique** : Le modèle nucléaire de l'atome de Rutherford a constitué un changement révolutionnaire, passant d'un modèle diffus à un modèle plus structuré, dans lequel l'atome est principalement constitué d'espace vide, avec un petit noyau dense au centre.
- 3. Une conception expérimentale pionnière** : L'expérience de la feuille d'or était une expérience incroyablement sensible pour l'époque, utilisant des particules alpha pour sonder la structure de l'atome comme personne ne l'avait fait auparavant.

### Conclusion

L'expérience de la feuille d'or de Rutherford a fourni la première preuve directe de l'existence du **noyau**, modifiant fondamentalement le modèle atomique. En envoyant des particules alpha sur une fine feuille d'or et en observant leur dispersion, Rutherford a conclu que l'atome est principalement constitué d'espace vide, avec un petit **noyau** dense et chargé positivement au centre. Cette découverte a non seulement réfuté le modèle du plum pudding de Thomson, mais elle a également ouvert la voie au développement du **modèle de Bohr** et de la théorie quantique moderne.

# Citations d'étudiants

"J'aime comprendre comment les choses fonctionnent et comment elles interagissent".

"Je veux savoir comment le monde fonctionne, la chimie me semble être la façon dont tout est construit et interagit."

"Parce que j'aime quand on mélange deux choses et qu'on obtient une solution bizarre."

## Lien avec la leçon d'aujourd'hui :

Les **expériences de Rutherford, Millikan et Thomson** ont toutes exploré le **fondement des atomes**. Ces expériences nous ont montré que les atomes ne sont pas de simples particules indivisibles. L'expérience de Rutherford a révélé le **noyau**, celle de Thomson a montré l'existence des **électrons** et celle de Millikan a déterminé la **charge de l'électron**. Cette compréhension fondamentale de la structure des atomes est essentielle pour comprendre les réactions chimiques plus complexes et les interactions que vos élèves trouvent fascinantes.

## 1A.2 Le rayonnement électromagnétique

### Comment les électrons sont-ils disposés autour du noyau ?

- Les scientifiques ont utilisé la **lumière** pour étudier ce phénomène:
- Ils ont surveillé les propriétés de la lumière émise par les atomes lorsqu'ils sont stimulés par la chaleur ou une décharge électrique.
- L'analyse de la lumière émise ou absorbée s'appelle la **spectroscopie**.
- Par opposition à la **spectrométrie** : La mesure et la quantification des résultats de la spectroscopie
- Elle implique souvent l'utilisation d'instruments, tels que des **spectrophotomètres** ou des **spectromètres de masse**, pour déterminer **l'intensité** de la lumière en fonction de la longueur d'onde ou du rapport masse/charge.
- La spectrométrie se concentre davantage sur l'obtention de **résultats numériques** (tels que des concentrations, des masses ou des énergies) et est souvent utilisée pour des applications pratiques dans le domaine de l'analyse chimique.

## 1A.2 Le rayonnement électromagnétique

### Spectroscopy vs. spectrometry

**Spectroscopie :** Vient de « **spectrum** » (latin pour « apparence » ou « image ») et de « **-scopie** » (grec pour « observer »). Il s'agit de l'observation et de l'étude du spectre de la lumière.

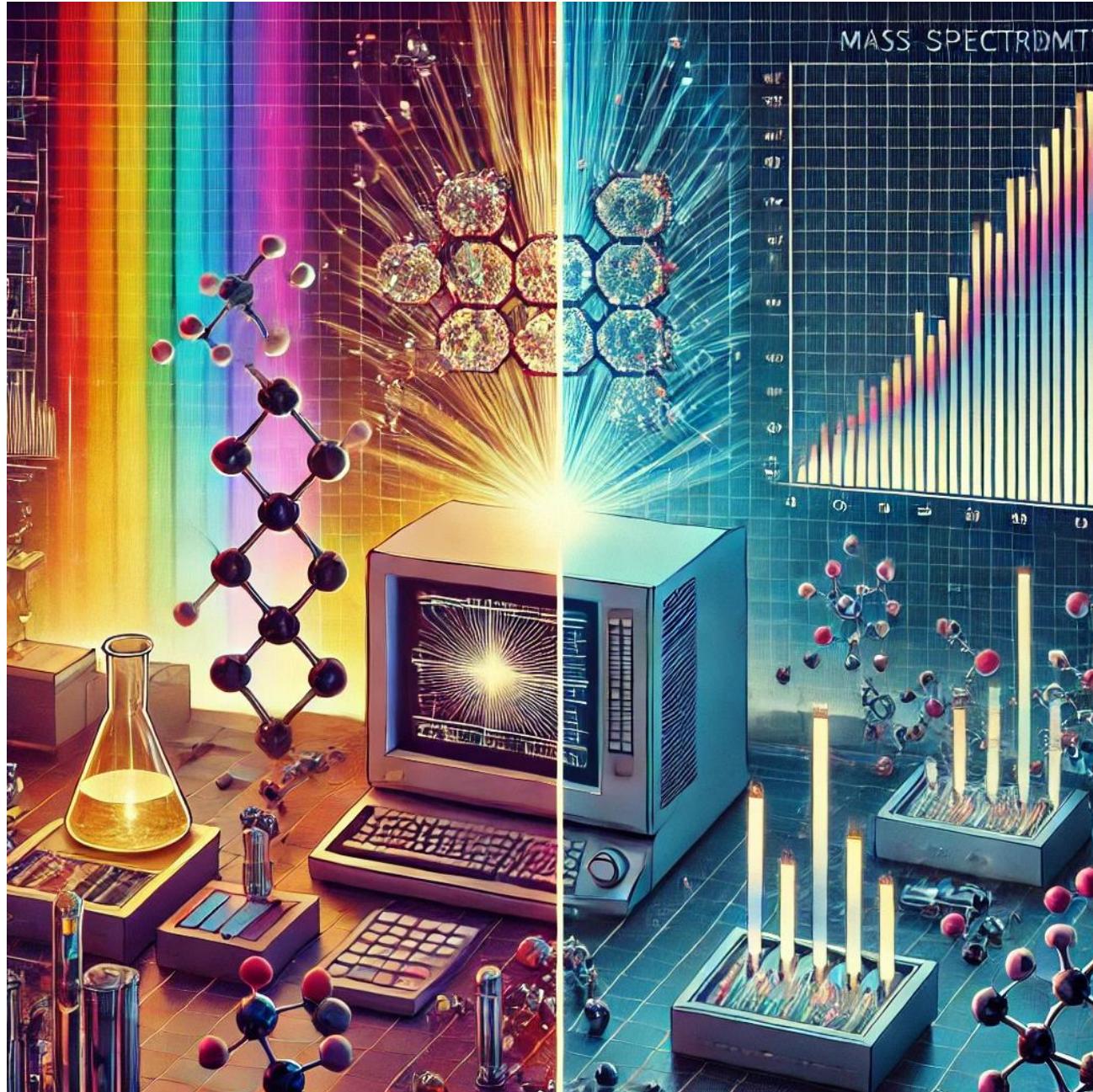
À retenir :

**Spectroscopie :** **S** pour « **Se pencher sur** » du spectre lumineux.

**Spectrométrie :** Vient de « **spectrum** » et de « **-métrie** » (mot grec signifiant « mesurer »). Il s'agit de la mesure des propriétés de la lumière ou des particules.

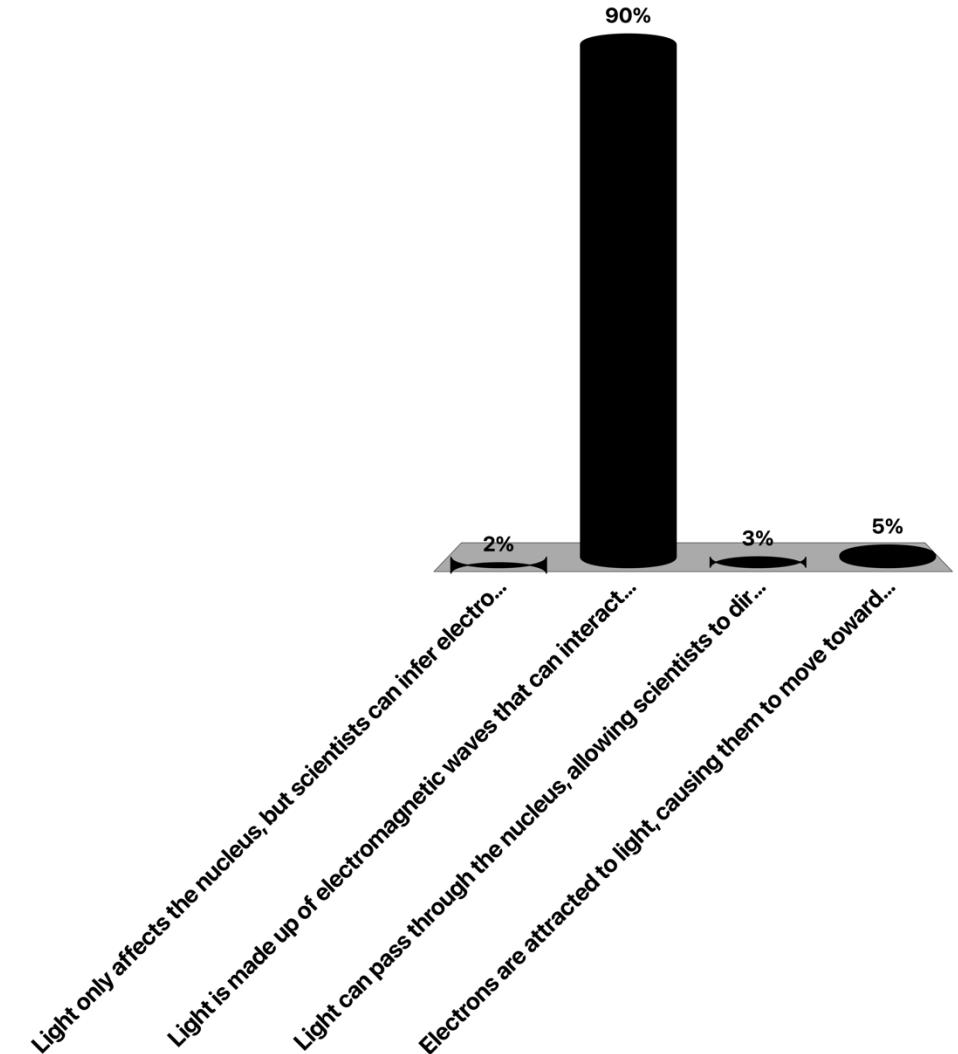
À retenir :

**Spectrométrie :** **M** pour « **mesure** » du spectre lumineux.



# Why use light to study electron location?

- A. Light only affects the nucleus, but scientists can infer electron behavior from this interaction.
- B. Light is made up of electromagnetic waves that can interact with the charged electrons in atoms, transferring energy to them.
- C. Light can pass through the nucleus, allowing scientists to directly observe electron orbits.
- D. Electrons are attracted to light, causing them to move toward higher energy levels regardless of the light's frequency.



## 1A.2 Le rayonnement électromagnétique

### La lumière est une forme de rayonnement électromagnétique

- Lumière : forme de rayonnement électromagnétique
- Constituée de champs **électriques** et **magnétiques oscillants** (variant dans le temps)
- Se déplace dans l'espace vide à une vitesse d'environ  $3 \times 10^8$  m s<sup>-1</sup> (vitesse de la lumière)
- Lumière visible, ondes radio, micro-ondes, rayons X
- Toutes les formes de rayonnement **transfèrent de l'énergie** d'une région de l'espace à une autre.

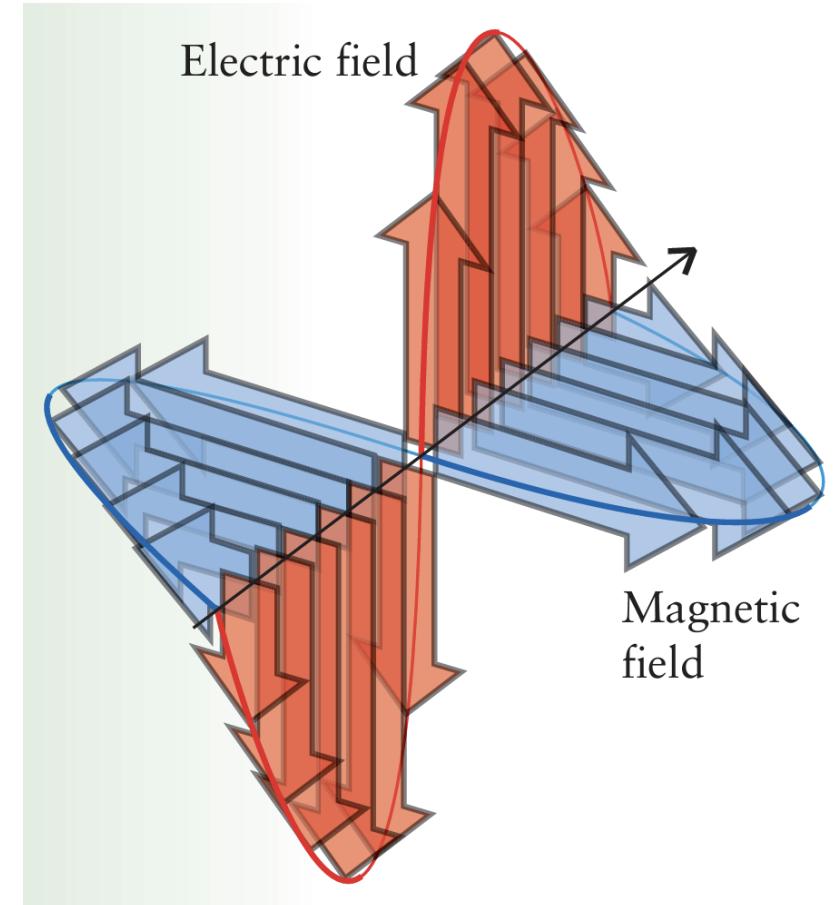
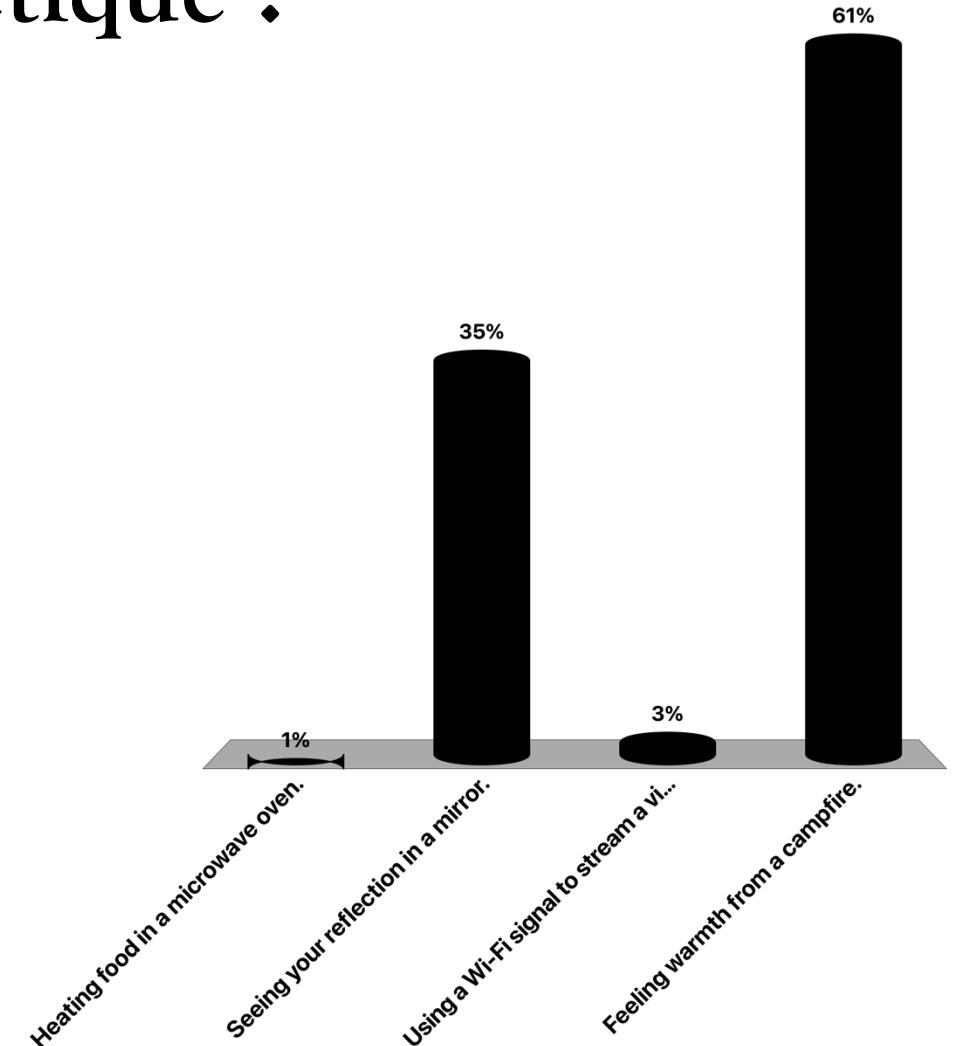


Figure A.8  
(Fundamentals A)

# Lequel de ces scénarios de la vie quotidienne n'implique PAS PRIMAIREMENT un rayonnement électromagnétique ?

- A. Heating food in a microwave oven.
- B. Seeing your reflection in a mirror.
- C. Using a Wi-Fi signal to stream a video.
- D. Feeling warmth from a campfire.





- **Réponse correcte:**  
**D) Sentir la chaleur d'un feu de camp.**

- **Explication:**

La chaleur d'un feu de camp est principalement transférée par **convection** (mouvement de l'air chaud) et par **conduction** (contact direct avec les molécules d'air chaud), bien qu'il y ait un peu de rayonnement infrarouge. Les autres scénarios impliquent tous directement un rayonnement électromagnétique (micro-ondes, signaux Wi-Fi et lumière visible dans le reflet d'un miroir).

## 1A.2 Le rayonnement électromagnétique

### Fréquence de la lumière

- Rayon de lumière
- Le champ électrique oscille :
  - (1) en direction
  - (2) en intensité
- Nombre de cycles par seconde :  
Fréquence,  $\nu$  (lettre grecque nu)
- Unité :  
Hertz (Hz),  $1 \text{ Hz} = 1 \text{ s}^{-1}$
- Fréquence du rayonnement lumineux visible :  
 $10^{15} \text{ Hz}$

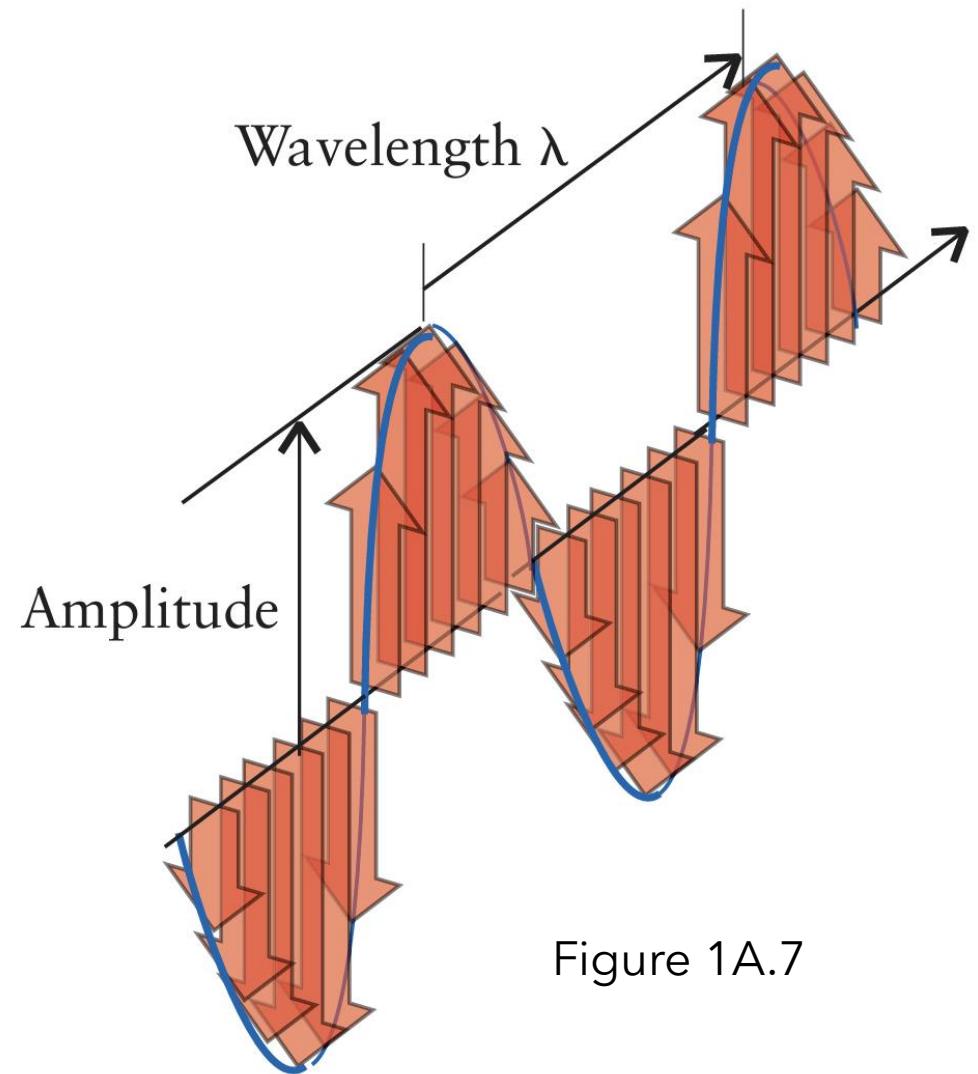


Figure 1A.7

## 1A.2 Le rayonnement électromagnétique

### Amplitude, intensité et longueur d'onde

- **L'amplitude** est la hauteur de l'onde au-dessus de la ligne de base.
- Le **carré de l'amplitude** détermine **l'intensité**, ou la brillance, du rayonnement.
- La **longueur d'onde**,  $\lambda$  (la lettre grecque lambda), est la distance entre deux pics.

$$\lambda \times \nu = c$$

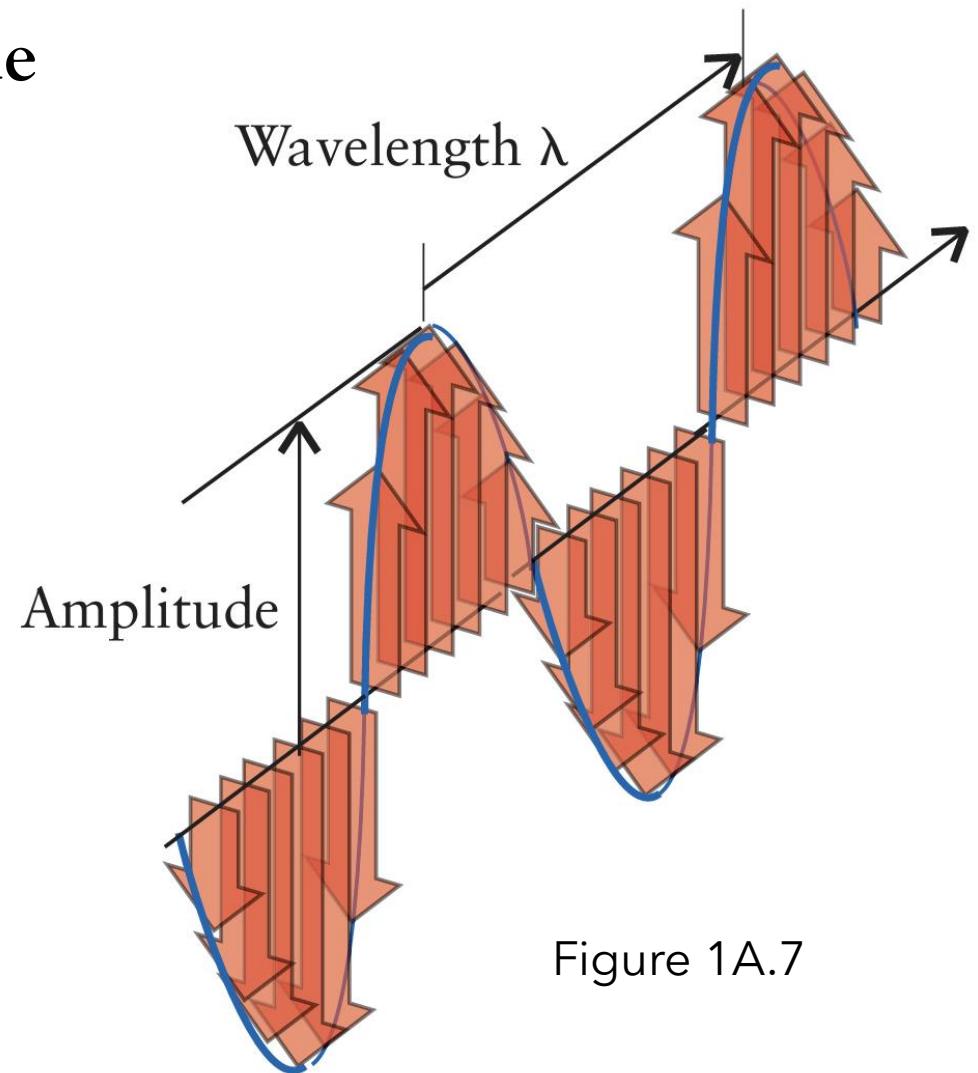


Figure 1A.7

## 1A.2 Le rayonnement électromagnétique

### L'équation d'onde pour les ondes électromagnétiques

$$\lambda \times v = c$$

- Exprime la relation entre la longueur d'onde ( $\lambda$ ), la fréquence ( $v$ ) et la vitesse de la lumière ( $c$ ).
- Si la longueur d'onde de la lumière est courte, de nombreuses oscillations complètes passent par un point donné en une seconde ; si la longueur d'onde est grande, moins d'oscillations complètes passent par le point en une seconde.

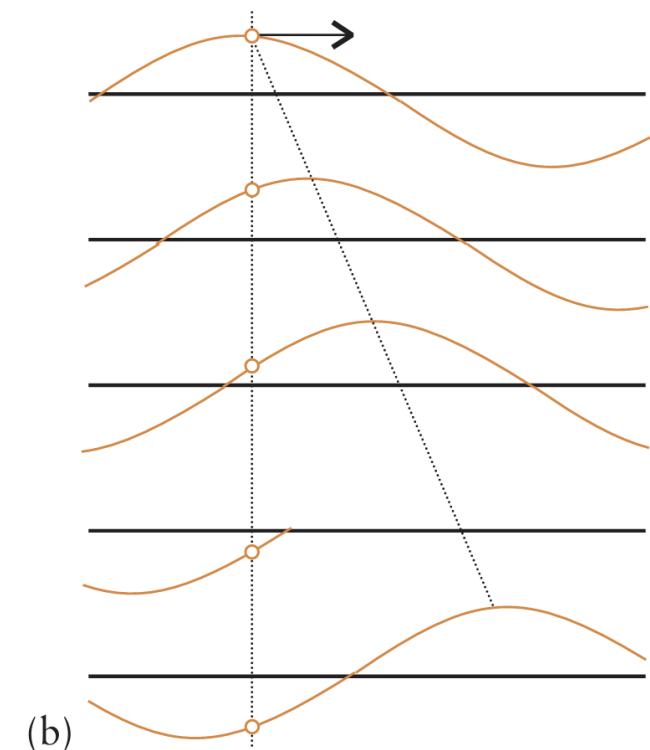
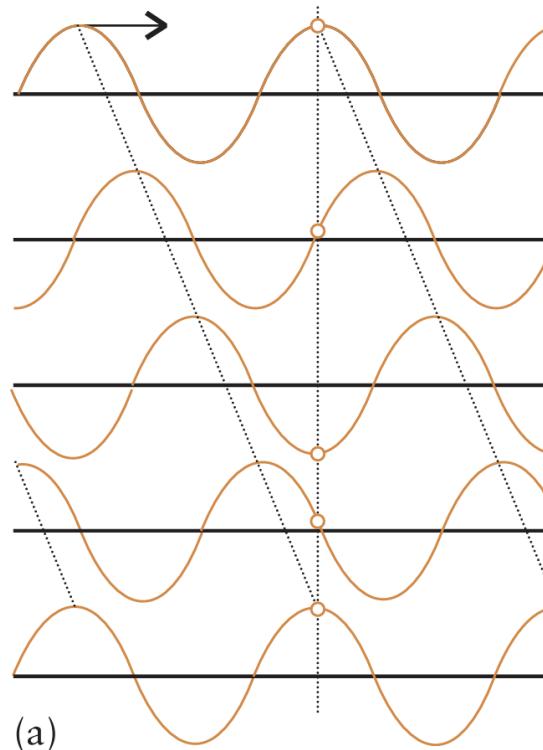


Figure 1A.8

## 1A.2 Le rayonnement électromagnétique

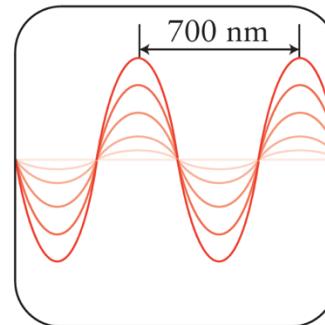
### Exemple 1A.1: Calcul de la longueur d'onde d'une lumière de fréquence connue

Identifiez la couleur de la lumière dont la longueur d'onde est la plus courte : la lumière rouge de fréquence  $4,3 \times 10^{14}$  Hz ou la lumière bleue de fréquence  $6,4 \times 10^{14}$  Hz.

#### SOLVE

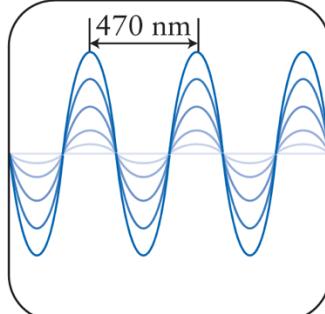
For red light: from  $\lambda\nu = c$  written as  $\lambda = c/\nu$ ,

$$\lambda = \frac{\overbrace{2.998 \times 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}}^c}{\underbrace{4.3 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}}_{\text{Hz}}} = \frac{2.998 \times 10^8}{4.3 \times 10^{14}} \text{ m} = 7.0 \times 10^{-7} \text{ m}$$



For blue light: from  $\lambda\nu = c$  written as  $\lambda = c/\nu$ ,

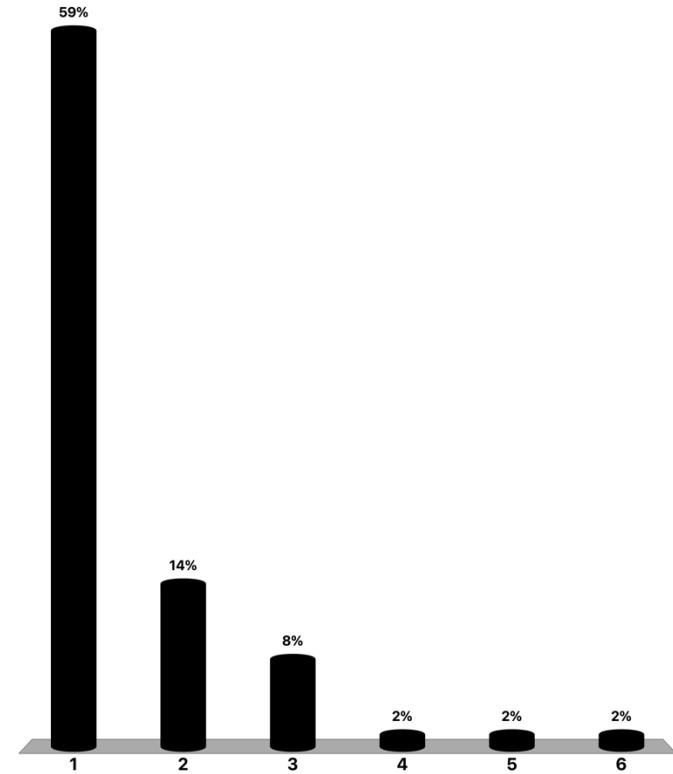
$$\lambda = \frac{\overbrace{2.998 \times 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}}^c}{\underbrace{6.4 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}}_{\text{Hz}}} = \frac{2.998 \times 10^8}{6.4 \times 10^{14}} \text{ m} = 4.7 \times 10^{-7} \text{ m}$$



Quelle est la longueur d'onde du signal d'une station radio émettant à 98,4 MHz ? Donnez votre réponse en unités SI et faites attention aux chiffres significatifs.

Rank	Responses
1	3.05
2	3
3	3.046
4	0.0003282188...
5	0.3
6	3.03

Values: 3.05  
Value Matches: 29



Session ID: 143356

Sujet 1A

Résoudre:

$$\lambda = c/\nu = (2.998 \times 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1})/(98.4 \times 10^6 \text{ Hz}) = 3.05 \text{ m}$$

## 1A.2 Le rayonnement électromagnétique

### Le spectre électromagnétique

**TABLE 1.1** Color, Frequency, and Wavelength of Electromagnetic Radiation

Radiation type	Frequency ( $10^{14}$ Hz)	Wavelength (nm, 2 sf)*	Energy per photon ( $10^{-19}$ J)
x-rays and $\gamma$ -rays	$\geq 10^3$	$\leq 3$	$\geq 10^3$
ultraviolet	8.6	350	5.7
visible light			
violet	7.1	420	4.7
blue	6.4	470	4.2
green	5.7	530	3.8
yellow	5.2	580	3.4
orange	4.8	620	3.2
red	4.3	700	2.8
infrared	3.0	1000	2.0
microwaves and radio waves	$\leq 10^{-3}$	$\geq 3 \times 10^6$	$\leq 10^{-3}$

\*The abbreviation sf denotes the number of significant figures in the data. The frequencies, wavelengths, and energies are typical values; they should not be regarded as precise.

**Lumière visible :** 400-700 nm

**Lumière blanche :** mélange de toutes les longueurs d'onde de la lumière visible

**Rayonnement du soleil :** lumière blanche plus rayonnement de longueur d'onde plus courte et plus longue (UV et IR)

## 1A.2 Le rayonnement électromagnétique

### Le spectre électromagnétique

- **Rayonnement ultraviolet (UV)** : plus court que la lumière violette, inférieur à environ 400 nm, il est à l'origine des coups de soleil et du bronzage ; la couche d'ozone nous en protège.
- **Rayonnement infrarouge (IR)** : plus long que la lumière rouge, supérieur à environ 800 nm, il est ressenti comme de la chaleur.
- **Micro-ondes** : de l'ordre du millimètre au centimètre, utilisées dans les radars et les fours à micro-ondes.

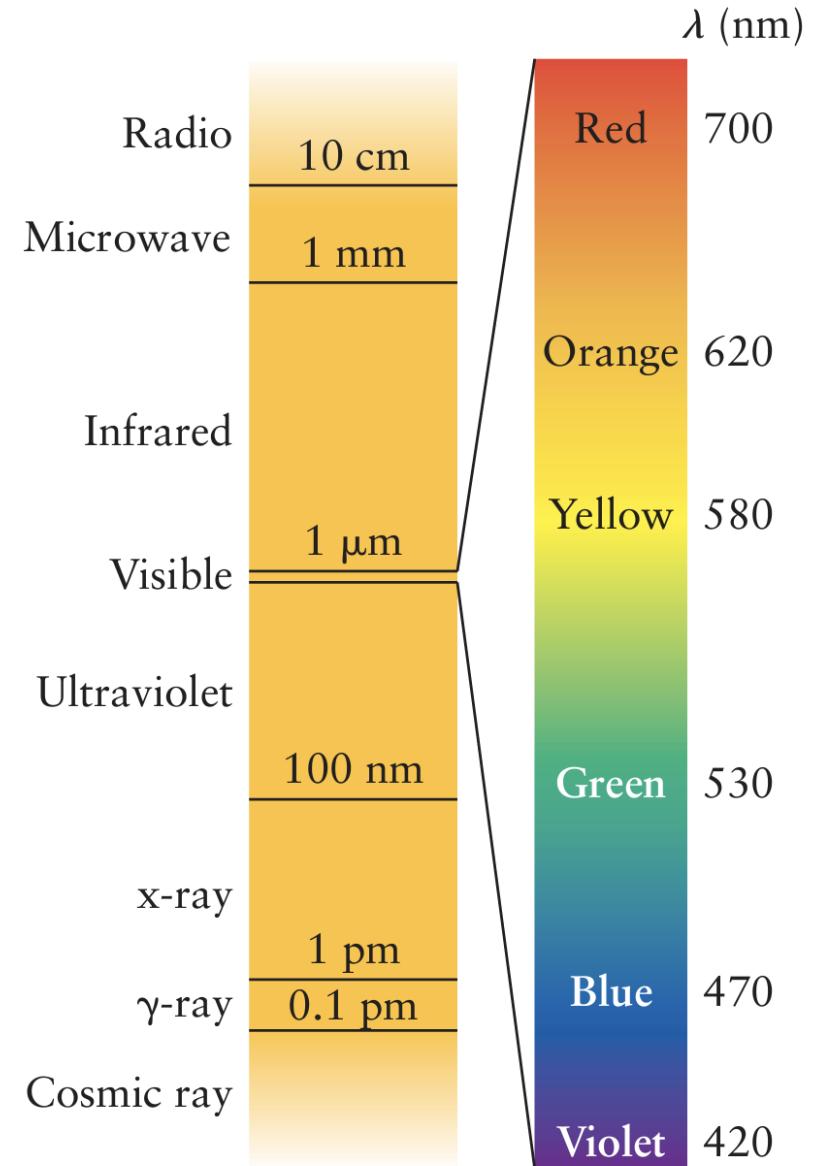
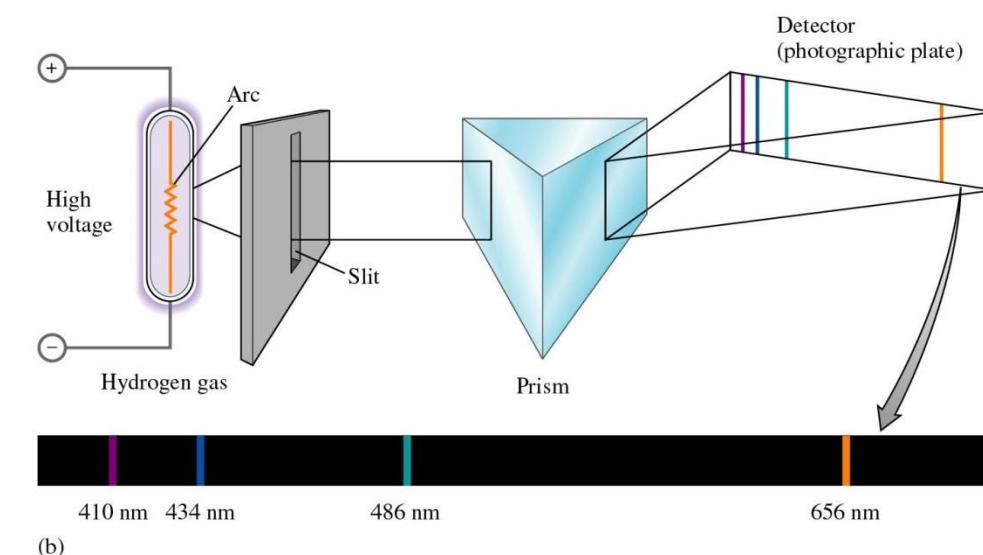
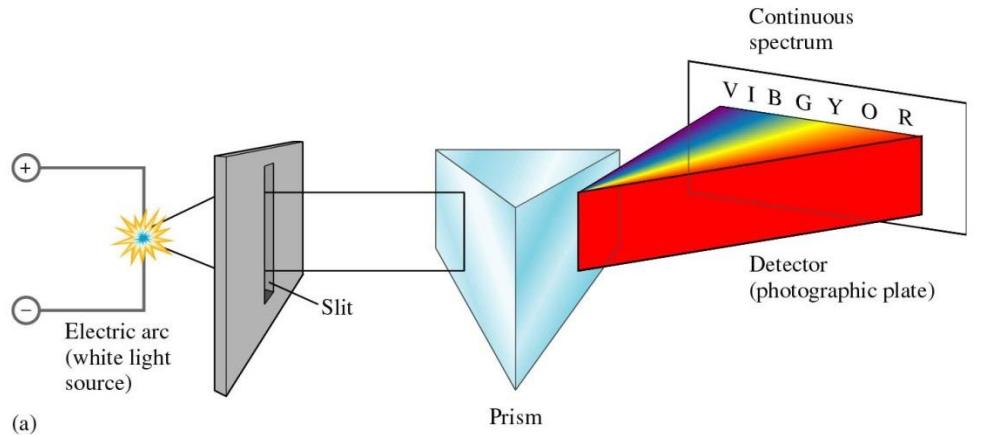


Figure 1A.9

# 1A.3 Spectres atomiques

## Le spectre atomique de l'hydrogène



- Lorsque l'on fait passer de la **lumière blanche** à travers un prisme, on obtient un spectre lumineux continu, car la lumière blanche est constituée de toutes les longueurs d'onde du rayonnement visible.
- **Gaz hydrogène + courant électrique** → l'échantillon émet de la lumière.
- Le courant électrique, qui est comme une tempête d'électrons, brise les molécules de H<sub>2</sub> et **excite les atomes d'hydrogène libres à des énergies plus élevées**.
- Ces atomes excités se débarrassent rapidement de leur énergie excédentaire en émettant un **rayonnement électromagnétique**.
- Ils se combinent ensuite pour former à nouveau des molécules H<sub>2</sub>.
- **Lueur rouge**
- La lumière rouge traversant un prisme produit des **raies spectrales**
- La plus importante se situe à 656 nm (rouge).
- Les atomes d'hydrogène excités émettent également dans l'IR et l'UV.

## 1A.3 Spectres atomiques

### Le spectre atomique de l'hydrogène

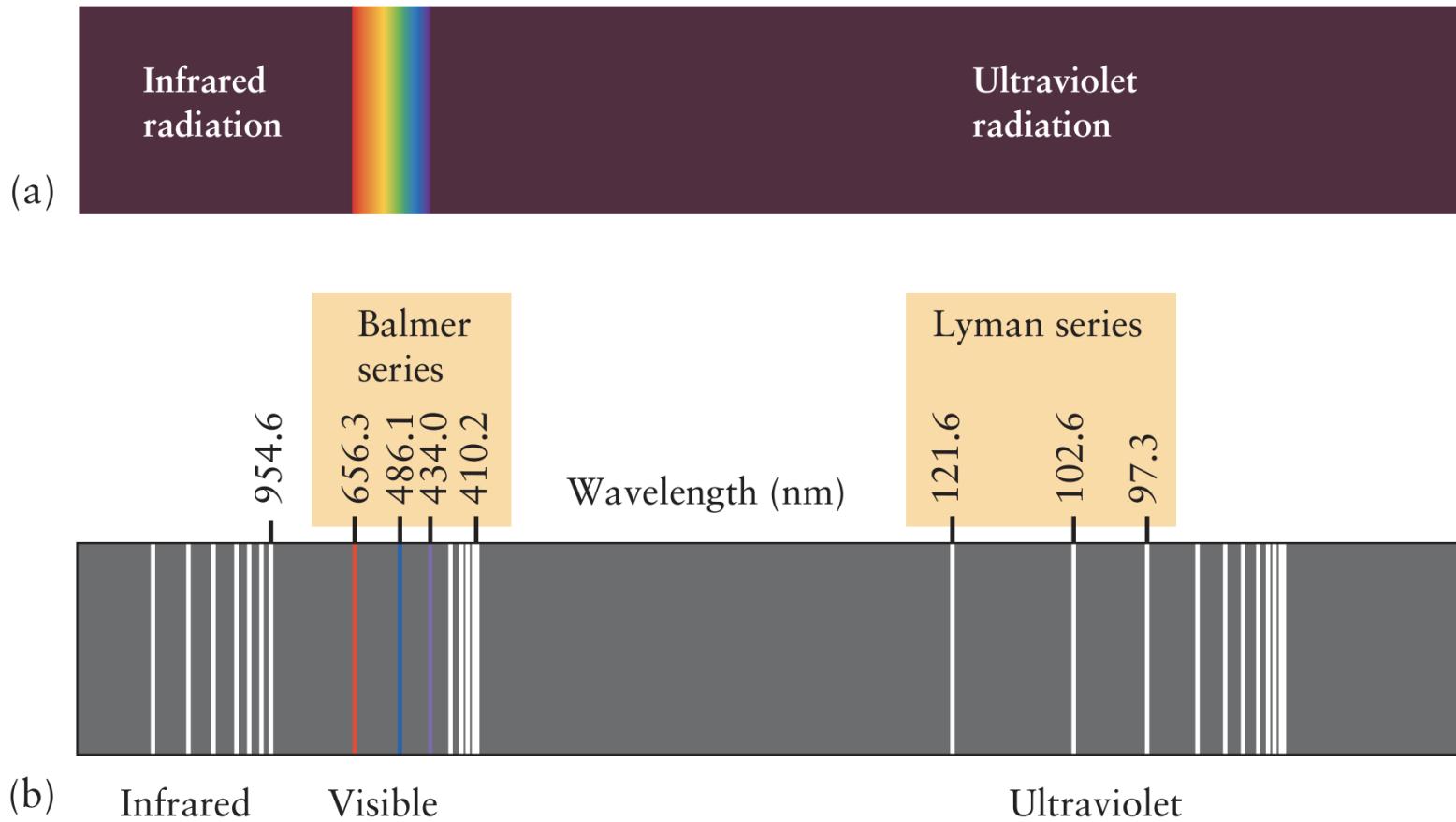


Figure 1A.10

(a) Le spectre infrarouge, visible et ultraviolet.

**(b) Spectre d'émission complet de l'hydrogène atomique.** Les raies spectrales ont été classées en divers groupes appelés séries, dont deux sont représentées avec leur nom.

## 1A.3 Spectres atomiques

### La formule de Rydberg

$$\nu = R \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \quad n_1 = 1, 2, \dots, n_2 = n_1 + 1, n_1 + 2, \dots$$

Avec R, c'est la constante de Rydberg empirique (déterminée expérimentalement) ; sa valeur est de 3,29 1015 Hz.

Pour l'instant : Avec  $n_1$  et  $n_2$  : entiers positifs, comme indiqué ci-dessus.

La formule de Rydberg décrit les longueurs d'onde des lignes spectrales des séries de **Balmer**, **Paschen** et **Lyman** pour l'hydrogène.

La série de **Paschen** est un ensemble de raies dans la région **infrarouge** avec  $n_1 = 3$  (et  $n_2 = 4, 5, \dots$ )

La série de **Balmer** est l'ensemble des raies dans le domaine **visible** avec  $n_1 = 2$  (et  $n_2 = 3, 4, \dots$ )

La série de **Lyman**, un ensemble de raies dans la région **ultraviolette** du spectre, a  $n_1 = 1$  (et  $n_2 = 2, 3, \dots$ ).

## 1A.3 Spectres atomiques

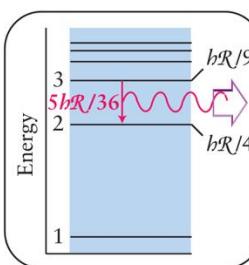
### Exemple A1.2: Identifier une raie du spectre de l'hydrogène

Calculer la longueur d'onde du rayonnement émis par un atome d'hydrogène pour  $n_1 = 2$  et  $n_2 = 3$ . Identifier la raie spectrale de la figure 1.10b.

#### SOLVE

From Eq. 2 with  $n_1 = 2$  and  $n_2 = 3$ ,

$$\nu = \mathcal{R} \left\{ \frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right\} = \frac{5}{36} \mathcal{R}$$

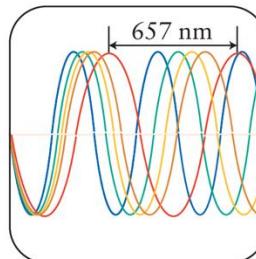


From  $\lambda\nu = c$ ,

$$\lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{c}{(5\mathcal{R}/36)} = \frac{36c}{5\mathcal{R}}$$

Now substitute the data:

$$\lambda = \frac{36 \times \frac{c}{(2.998 \times 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1})}}{5 \times \frac{(3.29 \times 10^{15} \text{ s}^{-1})}{\mathcal{R}}} = 6.57 \times 10^{-7} \text{ m}$$

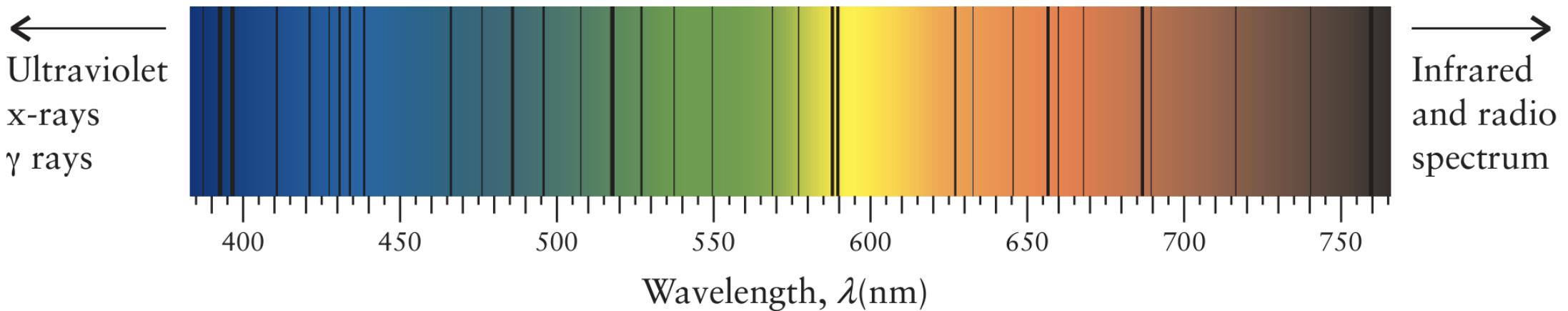


Cette longueur d'onde, 657 nm, correspond à la raie rouge de la série des raies de Balmer dans le spectre.

## 1A.3 Spectres atomiques

### Spectrum d'absorption

Figure 1A.10



**Lumière blanche** traversant une **vapeur** composée **d'atomes d'un élément**

→ absorption spectrum: a series of dark lines on an otherwise continuous spectrum (Fig. 1.11).

- The absorption and emission lines have the same frequencies
- Suggests an atom can absorb and emit radiation at same frequencies
- Absorption spectra are used by astronomers to identify elements in the outer layers of stars

## 1A.3 Spectres atomiques

### Qu'est-ce que ces lignes ?

- L'électron de l'atome d'hydrogène ne peut exister qu'avec certaines énergies
- Une raie du spectre résulte d'une transition entre deux des énergies autorisées.
- L'électron de l'atome d'hydrogène possède des niveaux d'énergie distincts.
- La différence d'énergie est émise sous forme de rayonnement électromagnétique

**L'observation de raies spectrales discrètes suggère qu'un électron dans un atome ne peut avoir que certaines énergies.**

# Citations d'étudiants

"Je suis curieux et j'aime découvrir de nouveaux sujets."

"C'est un monde infini de possibilités".

"J'ai toujours aimé la façon dont on peut comprendre comment les choses réagissent les unes par rapport aux autres, et aussi la façon dont elles peuvent être formées de tant de façons".

## Lien avec la leçon d'aujourd'hui :

La **formule de Rydberg** et le spectre **atomique de l'hydrogène** sont d'excellents exemples de la façon dont la curiosité a conduit à des découvertes importantes dans la compréhension de la structure atomique. Le fait que les électrons occupent des **niveaux d'énergie quantifiés** a été une découverte révolutionnaire qui a ouvert la voie à la mécanique quantique. Ces découvertes illustrent le type de découvertes qui passionnent vos élèves et montrent comment des expériences menées avec curiosité peuvent déboucher sur des domaines de connaissances entièrement nouveaux.

# Les compétences que vous avez maîtrisées sont la capacité à

- Décrire les expériences qui ont conduit à la formulation du modèle nucléaire de l'atome.
- Calculer la longueur d'onde ou la fréquence de la lumière à partir de la relation  $\lambda v = c$  (exemple 1A.1)
- Calculer la longueur d'onde d'une transition dans un atome d'hydrogène à partir de la formule de Rydberg (exemple 1A.2)
- Résumé : Des expériences de diffusion montrent qu'un atome d'un élément de numéro atomique Z est constitué d'un noyau minuscule mais massif entouré de Z électrons. Le rayonnement électromagnétique est une onde de fréquence et de longueur d'onde caractéristiques qui se propage dans l'espace à la vitesse c. La spectroscopie atomique est l'analyse de la lumière émise ou absorbée par les atomes. L'observation des raies spectrales suggère fortement que les électrons dans les atomes ne peuvent avoir que certaines énergies.**