



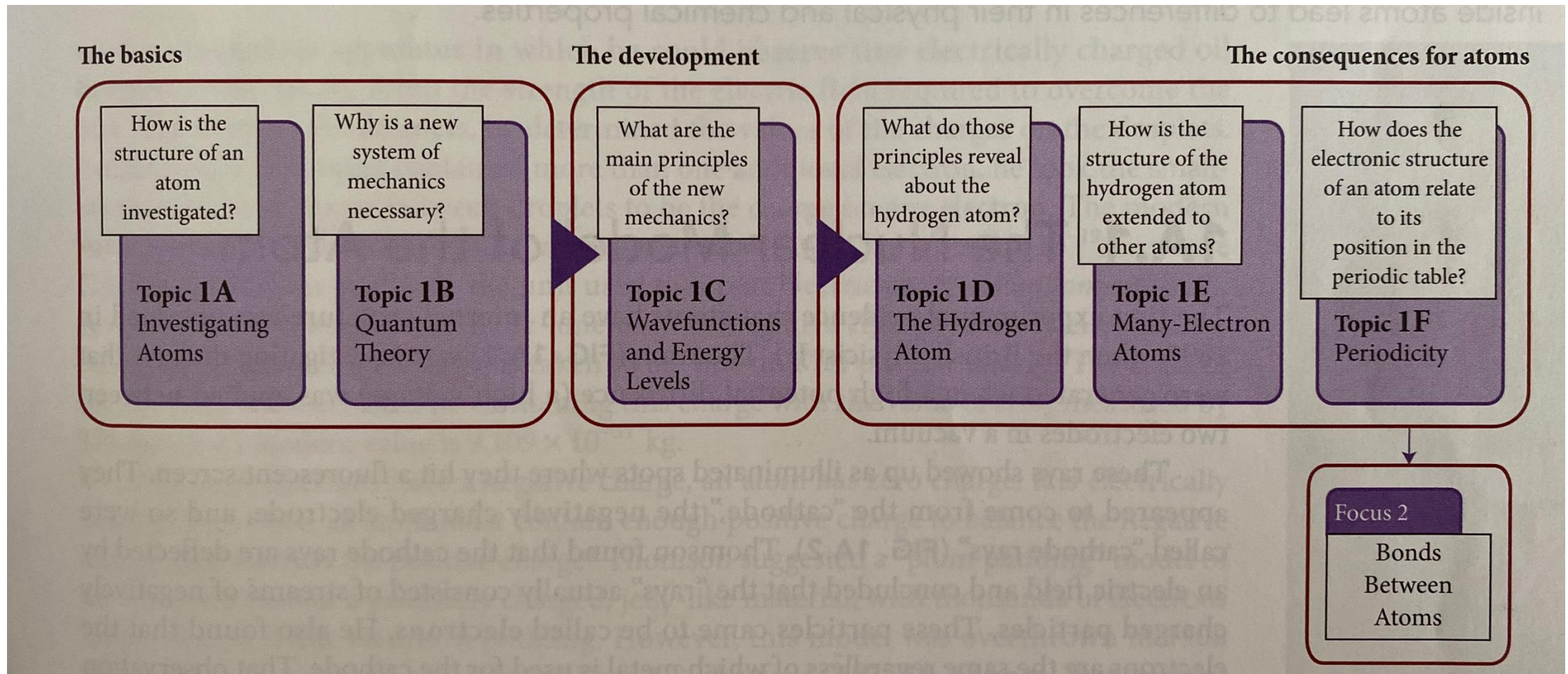
**CH-110 Chimie  
Générale Avancée I**

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

# Étude des Atomes

Sujet 1A

# Prévisualisation du thème 1 (Focus 1 : Atomes)



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

## 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** :

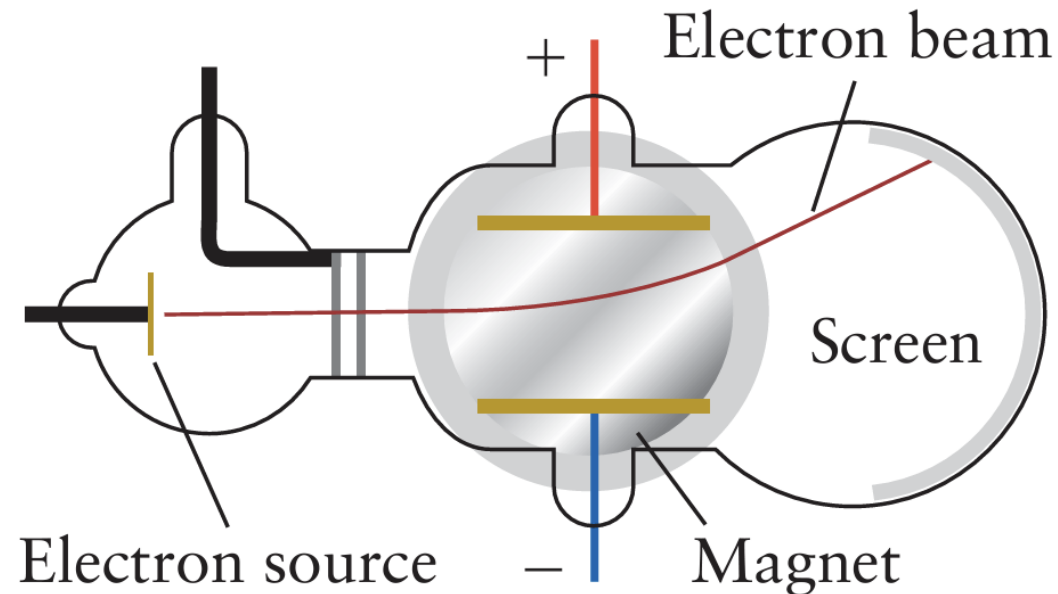


Figure 1A.2

# 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

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

## L'appareil comprenait :

- 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.

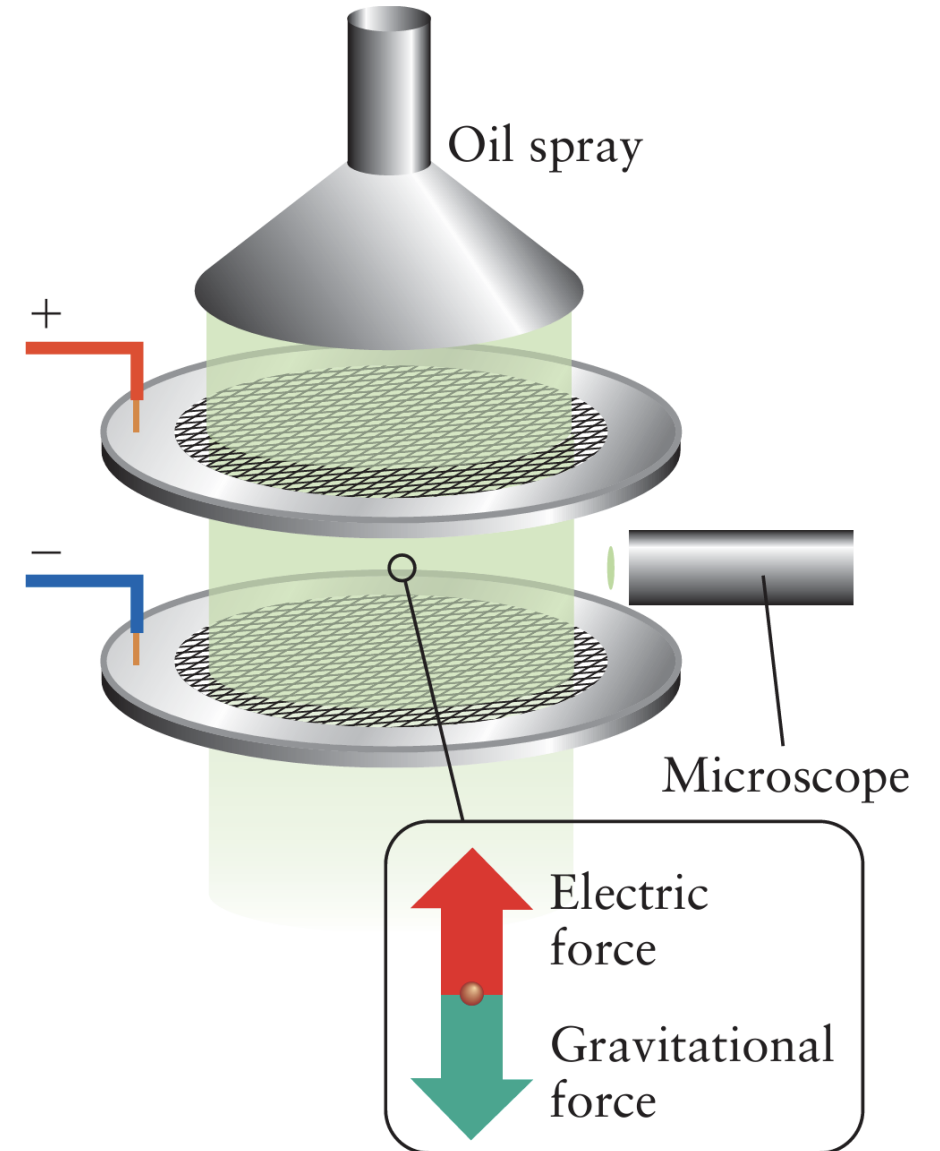
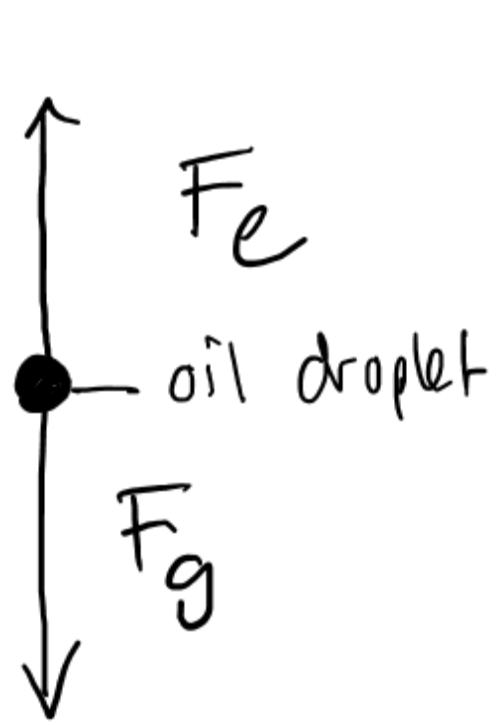


Figure 1A.3



$\Rightarrow \vec{F}_g = -\vec{F}_e$  To simplify:  
Magnitude of forces the same:

$$|F_g| = |F_e|$$

$$\underline{F_g = mg}$$

$$\underline{F_e = qE}$$

$m$ : mass of droplet  
 $g$ : gravitational acceleration  
 $q$ : charge of droplet  
 $E$ : electric field strength between plates

"Hovering" condition:

$$F_e = F_g$$

$$qE = mg$$

$$q = \frac{mg}{E}$$

$\Rightarrow$

Charges of droplets  
were observed to  
be multiples of  
the same value

$\Rightarrow$  fundamental charge

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

### Résultats clés:

- Équilibre entre la force électrique et la gravité  
→ charge de la gouttelette mesurée
- Les essais répétés ont montré que toutes les charges étaient des multiples d'une valeur unique
- Charge fondamentale de l'électron :  
 **$e = 1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$**
- **Pour vous entraîner : consultez l'examen de l'an dernier !**

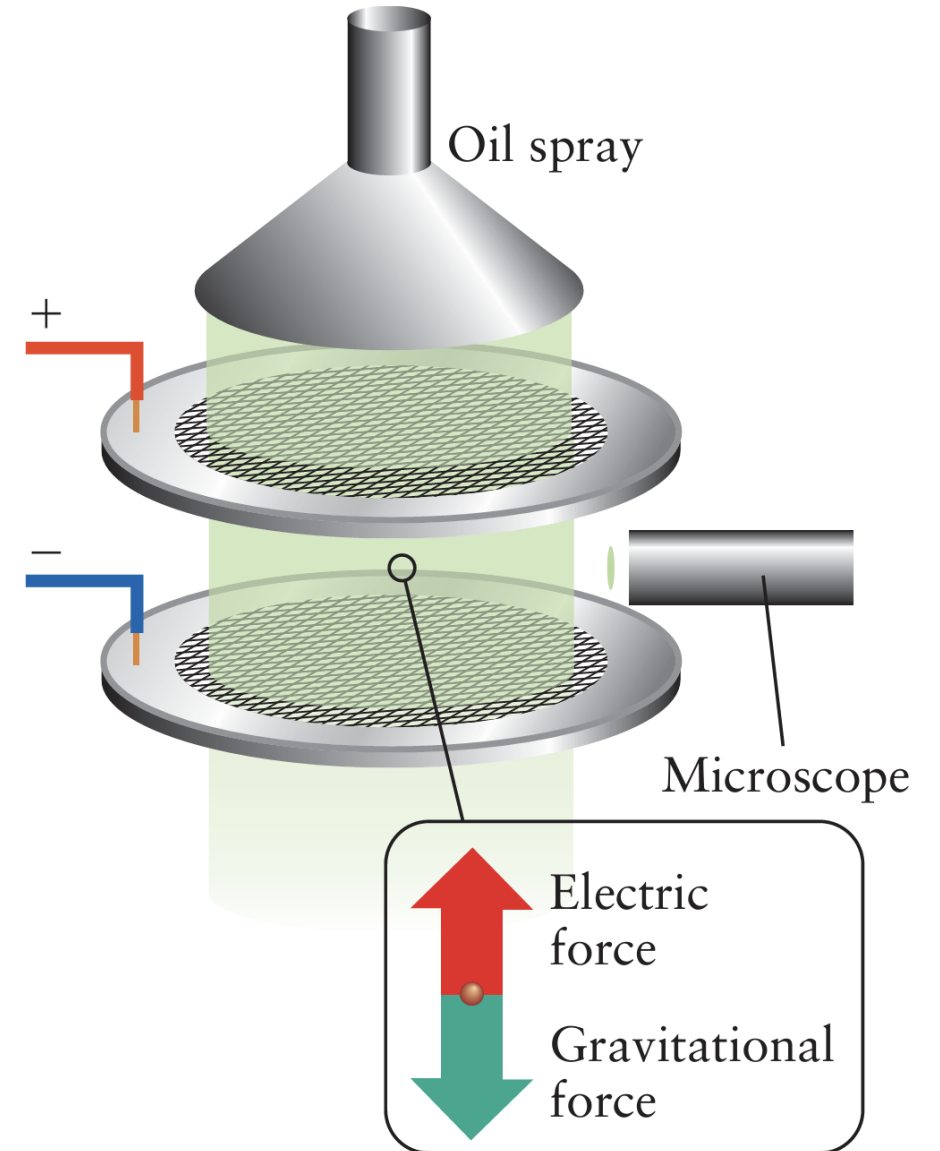


Figure 1A.3

# 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.

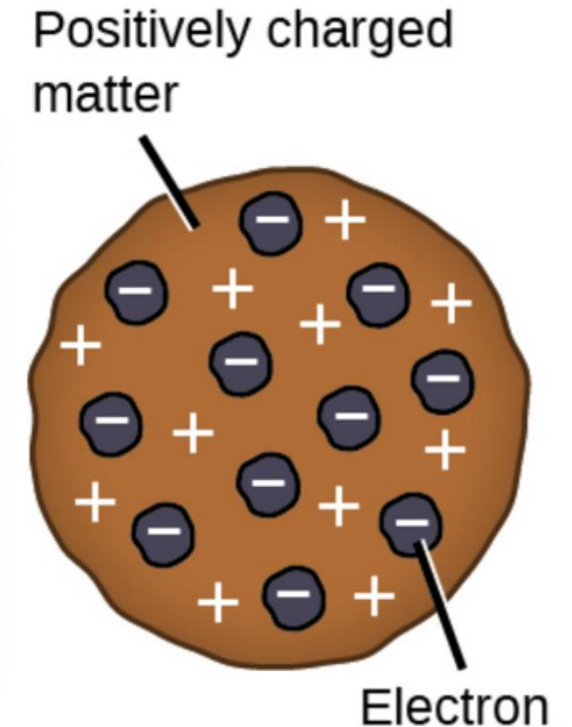


Image: <https://www.khanacademy.org/science/chemistry/atomic-structure-and-properties/history-of-atomic-structure/a/discovery-of-the-electron-and-nucleus>

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

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

**Rutherford** a découvert que certains matériaux (par exemple, le Rn) émettent des particules chargées positivement, les particules  $\alpha$  (alpha).

Particules alpha ( $\alpha$ ) projetées sur une fine feuille d'or

**Attente :** si la charge positive était répartie uniformément (modèle de plum pudding)  $\rightarrow$  seulement de légères déviations

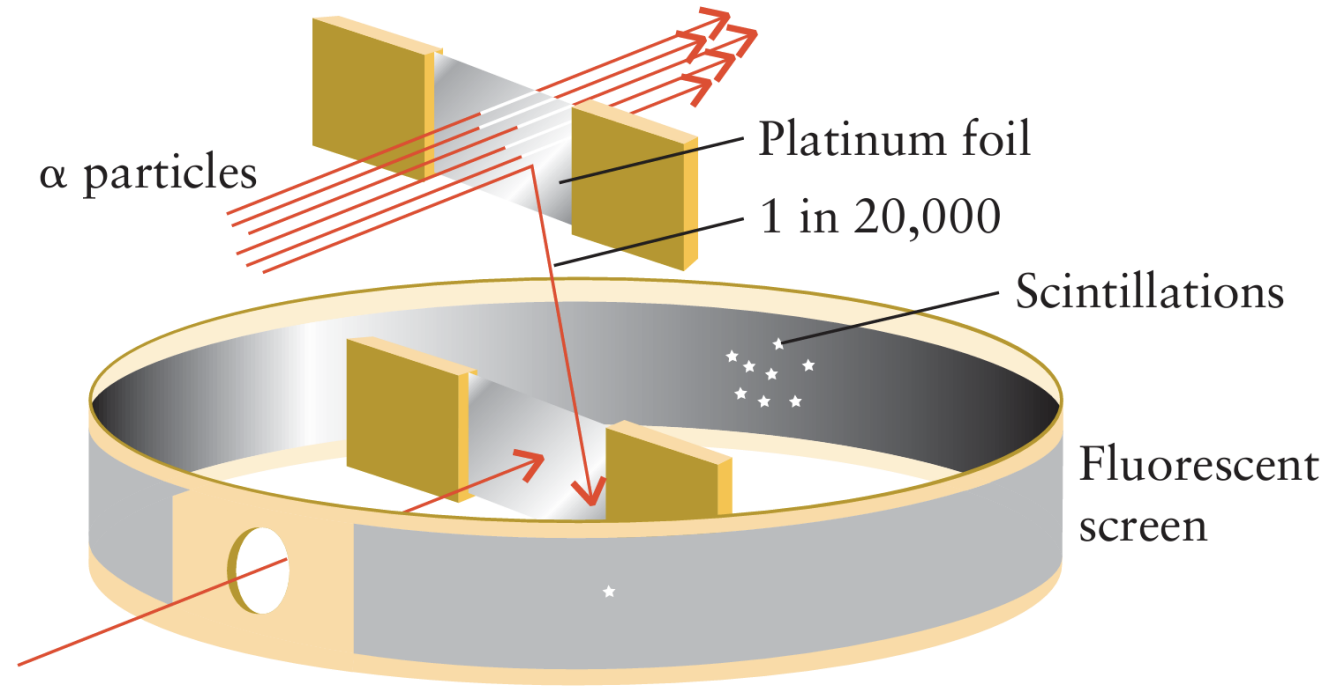


Figure 1A.5

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

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

La plupart des particules  $\alpha$  sont passées tout droit  $\rightarrow$  l'atome est constitué principalement de vide

Quelques fortes déviations  $\rightarrow$  la charge positive est concentrée dans un **noyau** minuscule et dense

Les électrons gravitent autour du noyau à des distances relativement grandes

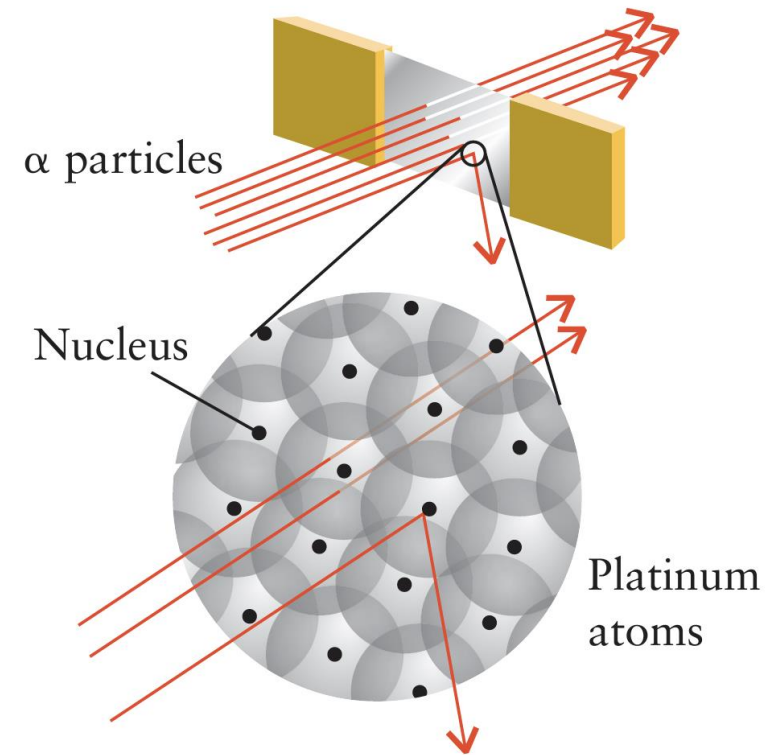


Figure 1A.6

## 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**.

#### → **Spectroscopie :**

L'étude de l'interaction de la matière avec le rayonnement électromagnétique (absorption, émission, diffusion).

- **Applications :** spectrophotomètre UV-Vis ou de fluorescence, IR, RMN.

## 1A.2 Le rayonnement électromagnétique

### Spectroscopie vs. spectrométrie

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

À retenir :

**Spectroscopie** : **S** pour «**S**e 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.

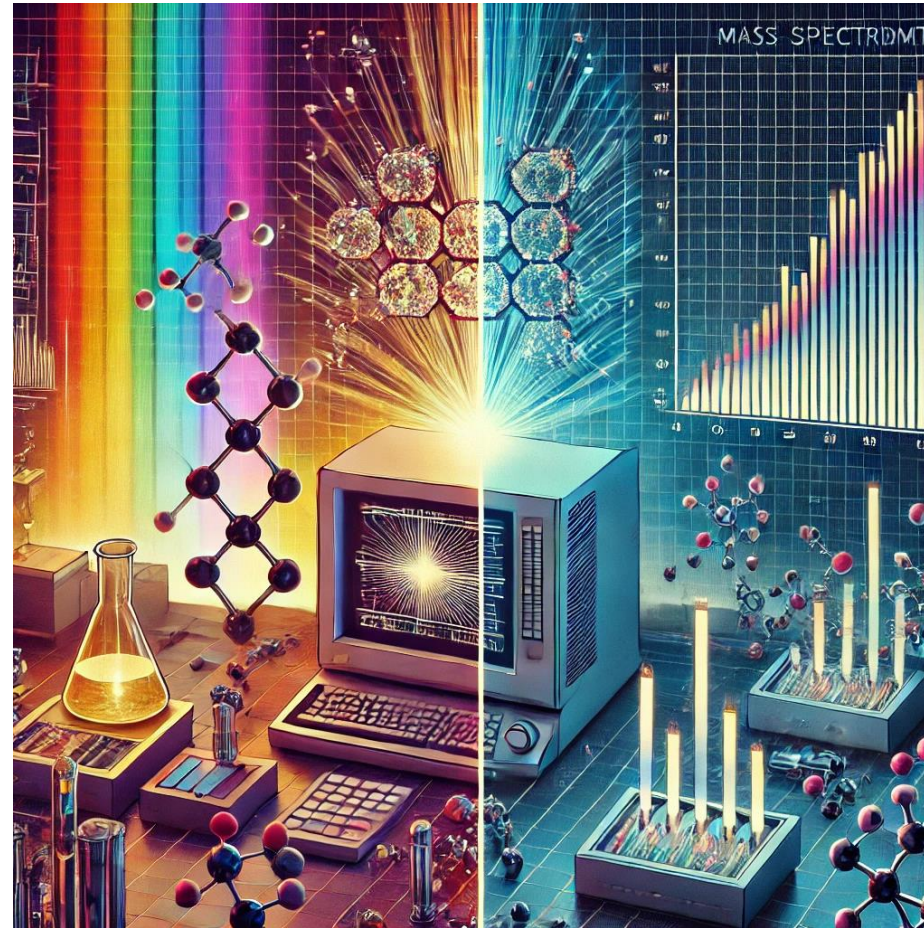
# 1A.2 Le rayonnement électromagnétique

## Spectroscopie vs. spectrométrie

**Spectroscopie** : Vient de « **spectrum** » (latin pour « apparence » ou « image ») et de « **-scopy** » (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.

## 1A.2 Le rayonnement électromagnétique

La lumière est une forme de rayonnement électromagnétique.



## 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  $3 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$  (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.

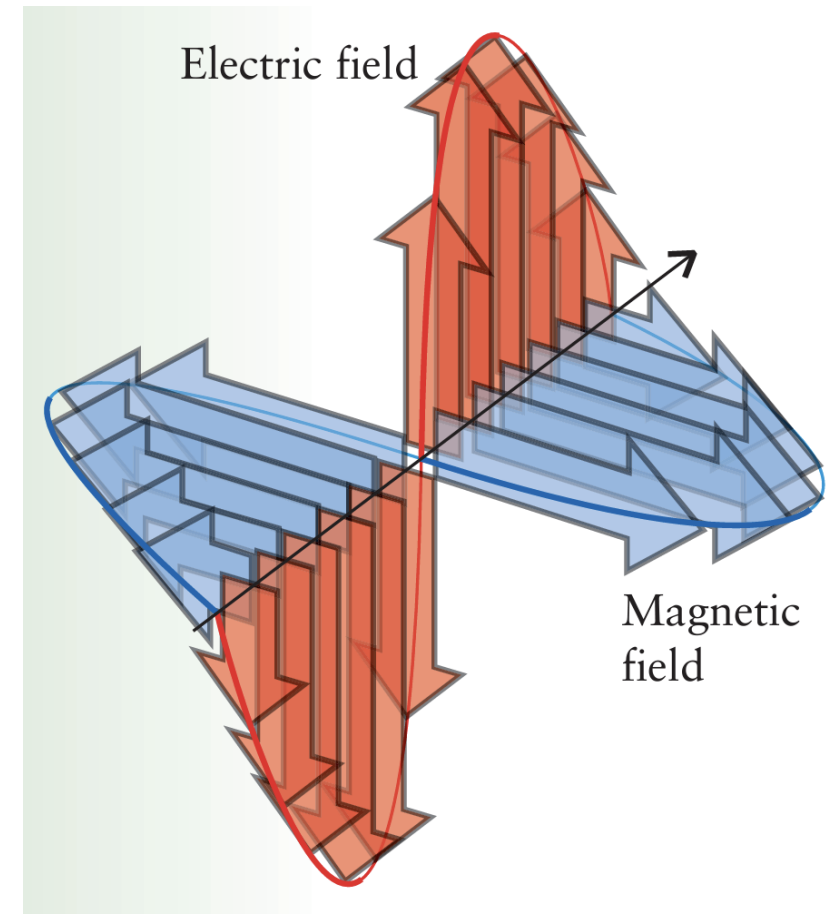


Figure A.8  
(Fundamentals A)

# 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 :

$10^{15} \text{ Hz}$

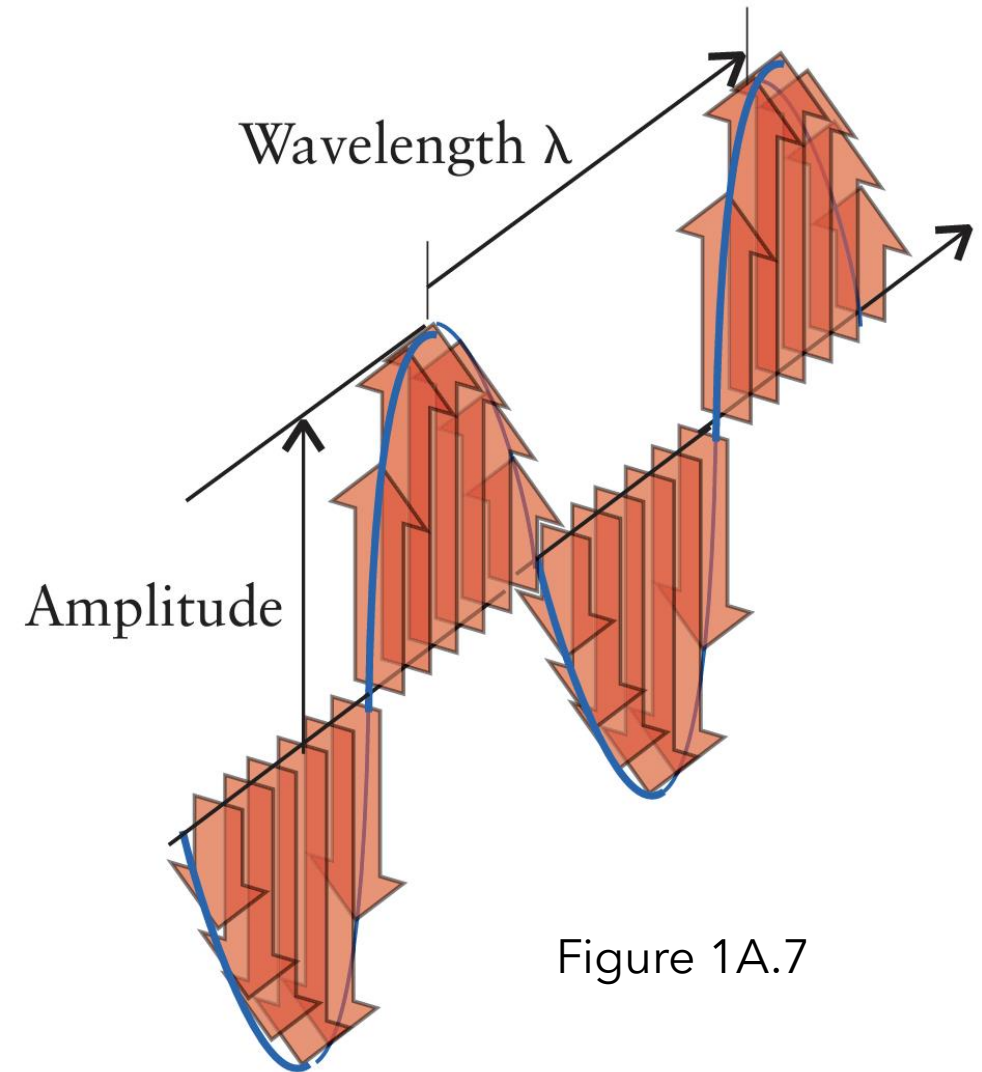


Figure 1A.7

## 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.

$$\lambda \nu = c$$

Formule importante.  
Il est nécessaire de savoir l'appliquer.

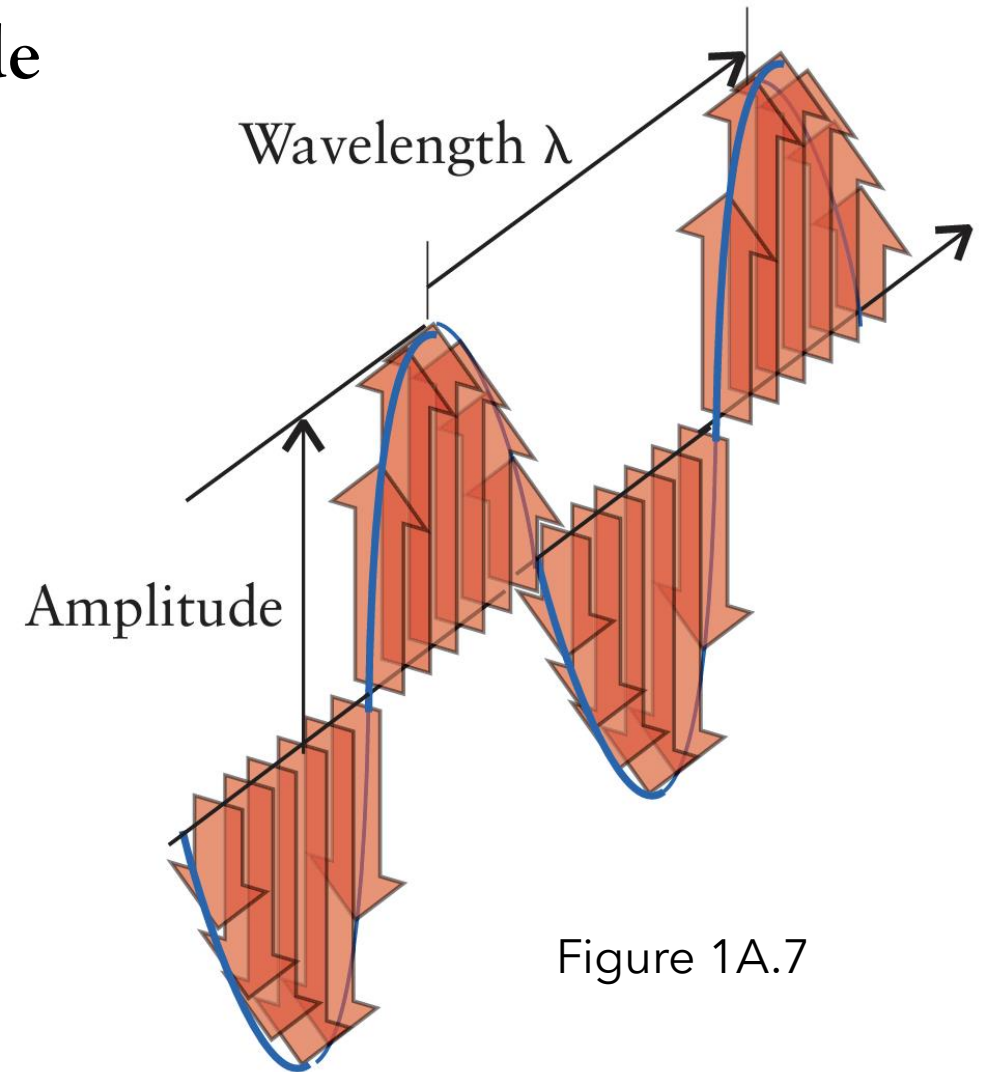


Figure 1A.7

## 1A.2 Le rayonnement électromagnétique

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

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

- Exprime la relation entre la longueur d'onde ( $\lambda$ ), la fréquence ( $\nu$ ) 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.

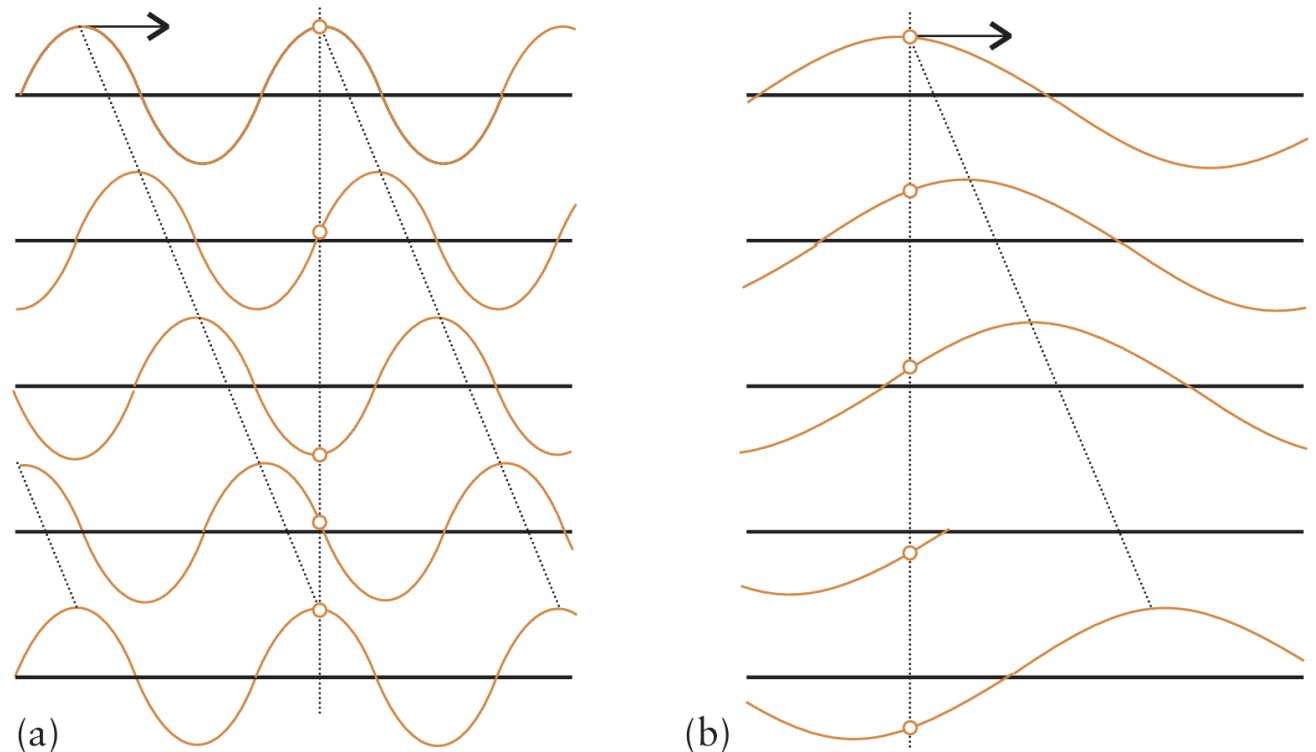


Figure 1A.8

## 1A.2 Le rayonnement électromagnétique

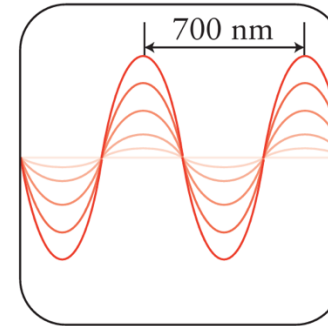
### Exemple 1A.1: Calcul de la longueur d'onde d'une lumière de fréquence connue

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**

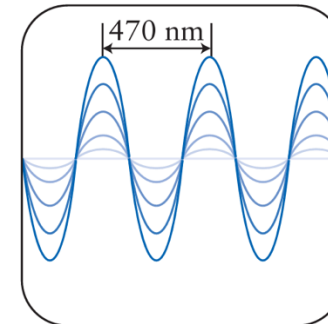
For red light: from  $\lambda \nu = c$  written as  $\lambda = c/\nu$ ,

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



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

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



# 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.

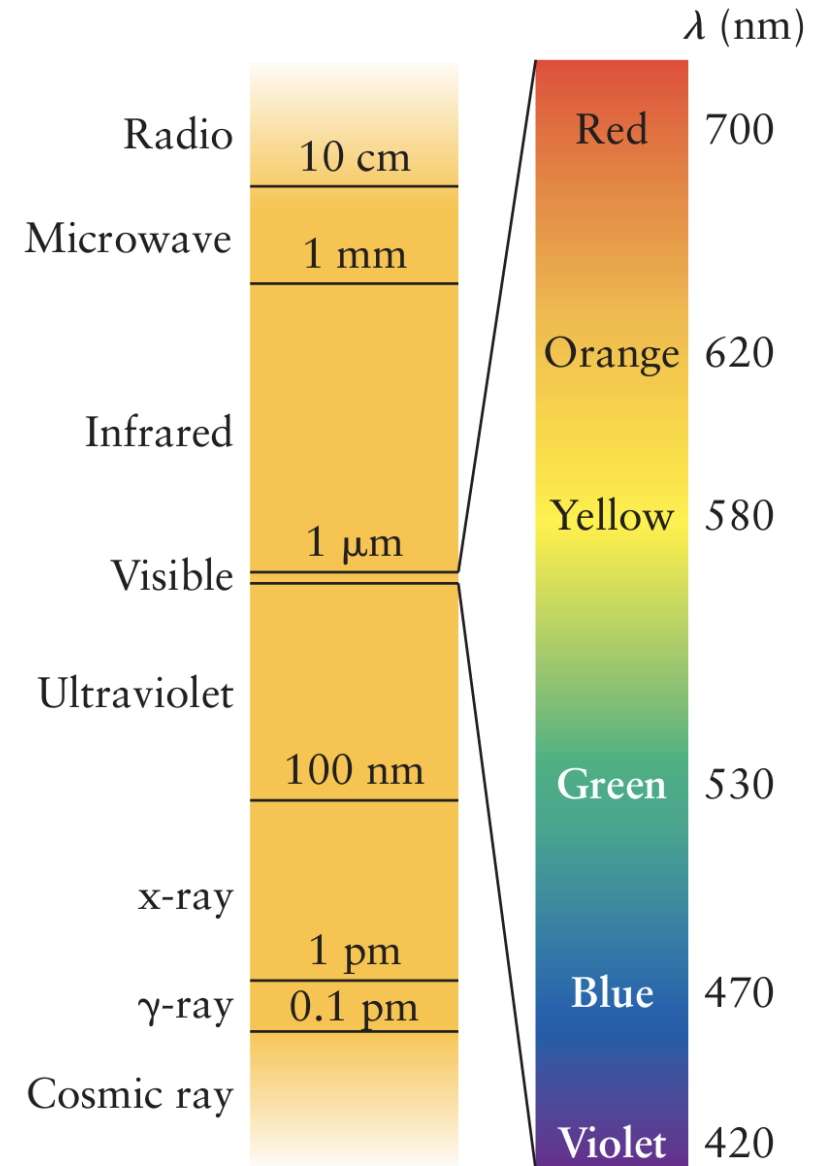
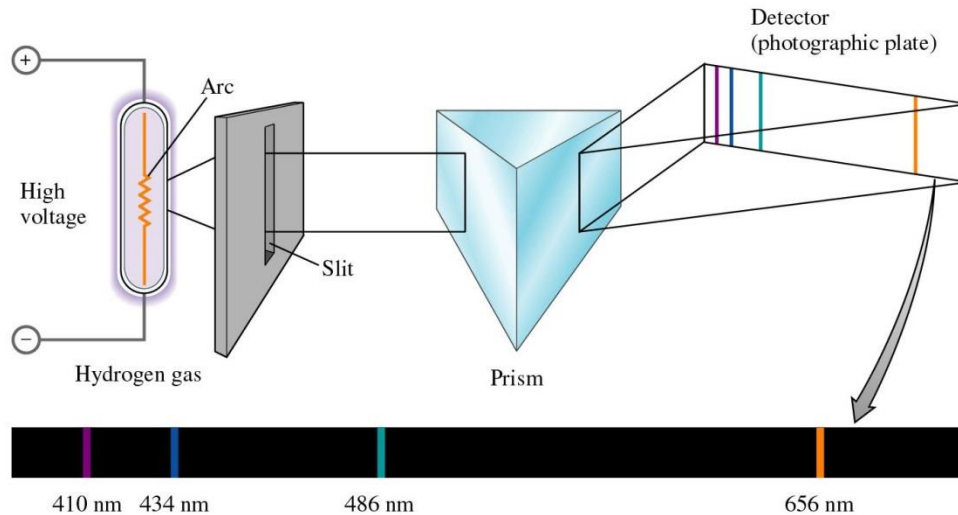
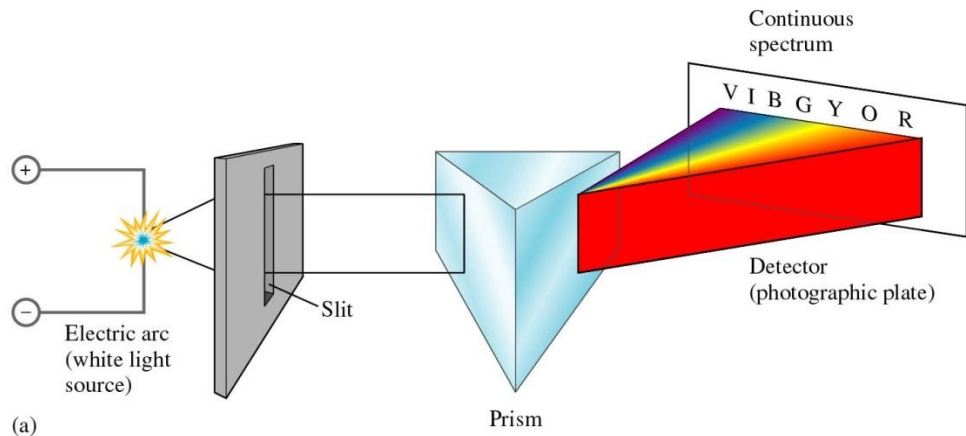


Figure 1A.9

# 1A.3 Spectres atomiques

## Le spectre atomique de l'hydrogène



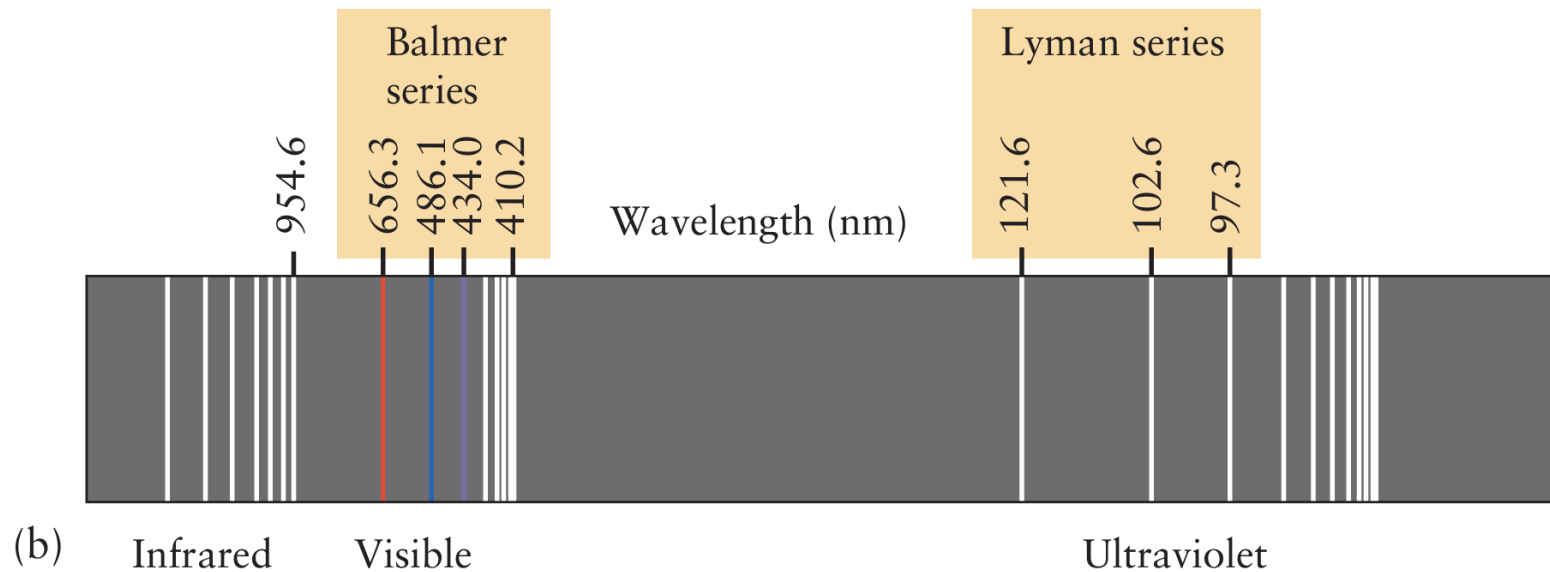
- Lorsque l'on fait passer de la **lumière blanche** à travers un prisme, on obtient un spectre lumineux continu, car la lumière blanche est constituée de toutes les longueurs d'onde du rayonnement visible.
- Gaz d'hydrogène + courant électrique → émission de lumière
- Le courant excite les atomes d'hydrogène → ils libèrent de l'énergie sous forme de rayonnement électromagnétique
- À travers un prisme → raies spectrales discrètes (et non un spectre continu)
- Raie rouge intense à 656 nm, ainsi que des raies dans l'UV et l'IR

# 1A.3 Spectres atomiques

## Le spectre atomique de l'hydrogène



(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.

Figure 1A.10

# 1A.3 Spectres atomiques

## La formule de Rydberg

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

Formule importante.

Il est nécessaire de savoir l'appliquer.

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

Pour l'instant : Avec n1 et n2 : 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

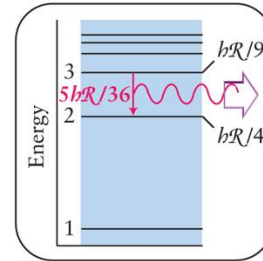
## Exemple A1.2: Identifier une raie du spectre de l'hydrogène

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  $n_2 = 3$ ,

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

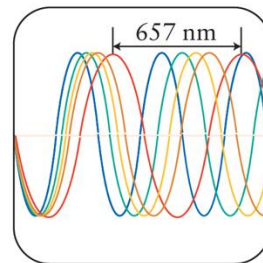


From  $\lambda\nu = c$ ,

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

Now substitute the data:

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

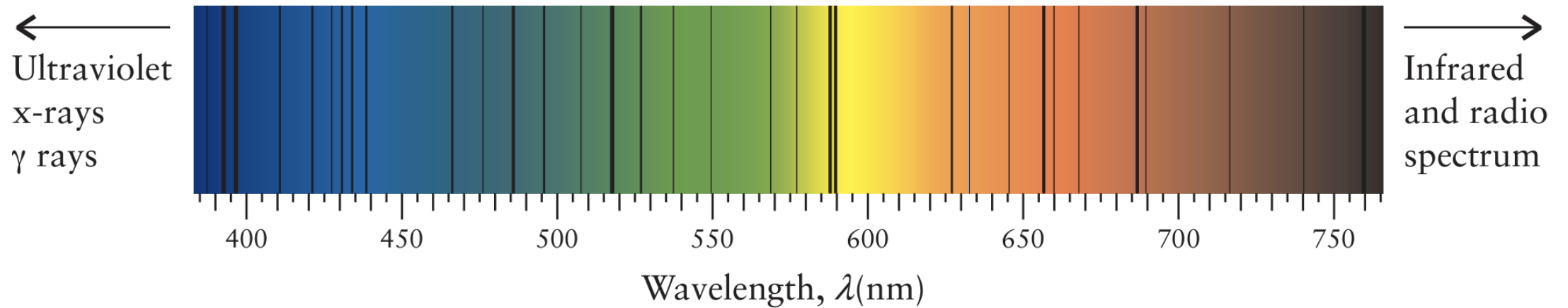


Cette longueur d'onde, 657 nm, correspond à la raie rouge de la série des raies de Balmer dans le spectre.

# 1A.3 Spectres atomiques

## Spectrum d'absorption

Figure 1A.10



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

→ Spectre d'absorption: une serie de lignes sombres (raies) sur un spectre autrement continue (Fig. 1.11).

- Les lignes d'absorption et d'émission ont les mêmes fréquences
- Suggère qu'un atome peut absorber et émettre une radiation de même fréquences
- Les spectres d'absorptions sont utiliser par les astronomes pour identifier les éléments dans les couches externes des étoiles

# 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  $\lambda\nu = c$  (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.**