

ATOMISTIQUE

Chapitre 1: Modèles classiques de l'atome

Chapitre 1: Modèles classiques de l'atome

INTRODUCTION

- L'atomistique est l'étude de la structure et des propriétés des atomes pris isolément.
- Le premier chimiste à utiliser le nom « atome » → **John Dalton** (1766 – 1844).
- L'atome est la plus petite partie d'un élément existant à l'état non combiné.
- Les études menées par **Empédocle**, **Démocrite** et **Leucippe** n'ont jamais été remis en cause
- Le premier atome observé (le baryum) fut à l'aide d'un microscope électronique
- La masse des atomes fut déterminée par **Aston** (1919) grâce à un spectromètre de masse
- **Rutherford** mit en évidence la structure lacunaire de l'atome vers 1911.
- **Moseley** étudie les propriétés du noyau (nombre de proton) dès 1913.
- **Chadwick** découvre le neutron en 1932.

Chapitre 1: Modèles classiques de l'atome

INTRODUCTION

L'ATOMISTIQUE

Étude des propriétés péri-nucléaires des atomes

Étude des propriétés nucléaires des atomes

La spectroscopie atomique
(échange d'énergie entre la
matière et la rayonnement)

La radiochimie et
la radioactivité

Chapitre 1: Modèles classiques de l'atome

INTRODUCTION

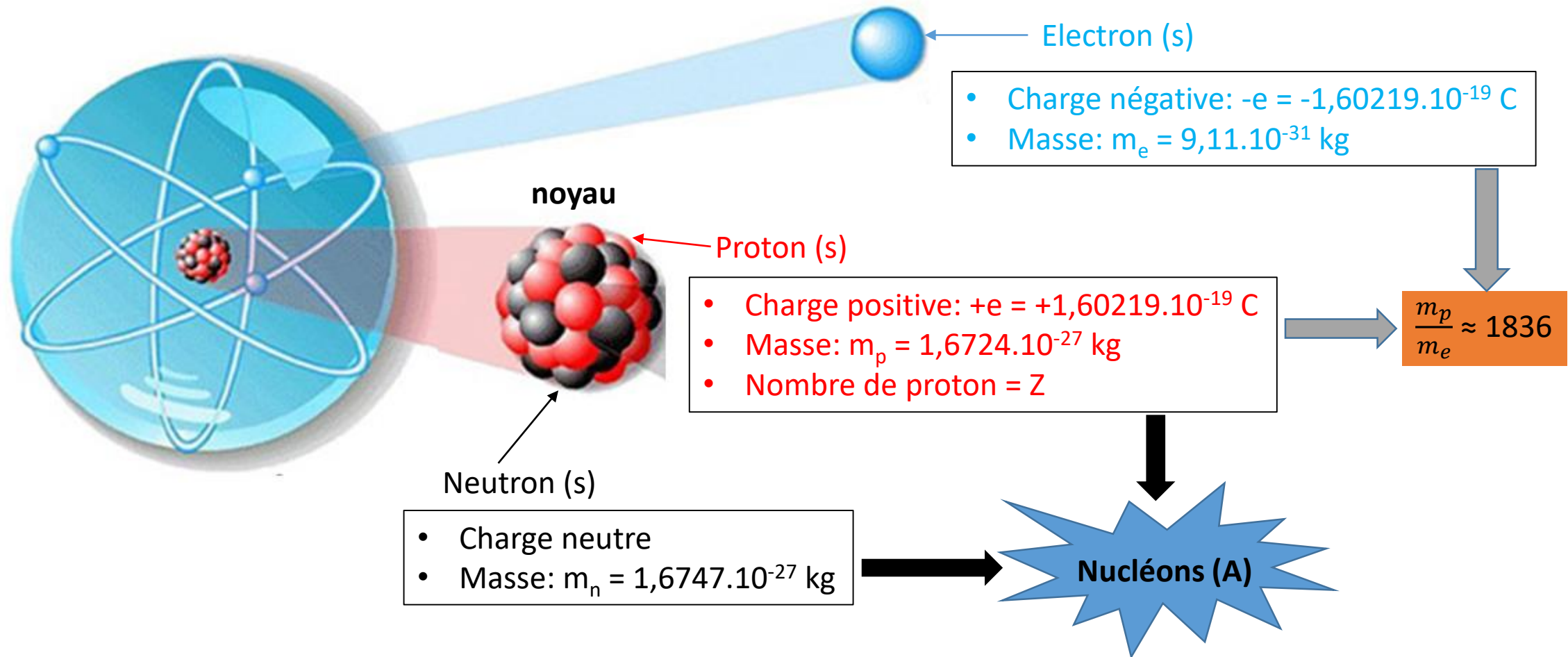
L'étude de la constitution et de la conception de la matière a fait l'objet de divers modèles

- ☐ DALTON
- ☐ RUTHERFORD
- ☐ BOHR
- ☐ MODELE QUANTIQUE

NB: Ces théories, fondées sur des données et des lois expérimentales, ne se substituent pas entièrement, mais se complètent parfaitement.

Chapitre 1: Modèles classiques de l'atome

LES PARTICULES ELEMENTAIRES CLASSIQUES DE L'ATOME



Chapitre 1: Modèles classiques de l'atome

LES PARTICULES ELEMENTAIRES CLASSIQUES DE L'ATOME

Par convention, l'atome est représenté par le symbole



X : symbole chimique de l'élément (H, C, O, Na, Hg,)

Z : numéro atomique de l'élément: c'est le nombre de protons contenus dans le noyau

A : nombre de masse: c'est la somme de protons et de neutrons contenus dans le noyau, c'est le nombre de nucléons

Exemples: 1_1H ; ${}^{12}_6C$; ${}^{16}_8O$; ${}^{235}_{92}U$

Chapitre 1: Modèles classiques de l'atome

LES PARTICULES ELEMENTAIRES CLASSIQUES DE L'ATOME

➤ **Les isotopes:**

Ce sont des atomes d'un même élément chimique X dont les noyaux renferment le même nombre de protons mais des nombres de neutron différents

Exemples: $\left\{ \begin{array}{l} {}^1_1\text{H} \text{ (hydrogène)}; {}^2_1\text{H} \text{ (deutérium)}; {}^3_1\text{H} \text{ (tritium)} \\ {}^{12}_6\text{C}; {}^{13}_6\text{C}; {}^{14}_6\text{C} \end{array} \right.$

Chapitre 1: Modèles classiques de l'atome

LES PARTICULES ELEMENTAIRES CLASSIQUES DE L'ATOME

➤ La Masse atomique, la mole et la masse molaire:

❑ **Masse atomique (m_{at}):** C'est la masse d'un atome.

❖ $m_{\text{at}} = Zm_p + (A-Z)m_n + Zm_e - B(Z)$

❖ $m_{\text{at}} = m_x + Zm_e - B(Z)$ avec un spectrographe

avec $B(Z)$ l'énergie de liaison
de tous les électrons de l'atome

❖ On utilise souvent l'unité de masse atomique (uma) pour exprimer les masses des particules

❑ **Mole :** Une mole d'un élément est l'ensemble de $6,023 \cdot 10^{23}$ (N° : nombre d'Avogadro) de cet élément (atomes, molécules, ions).

❑ **Masse molaire (M):** C'est la masse d'une mole d'un élément

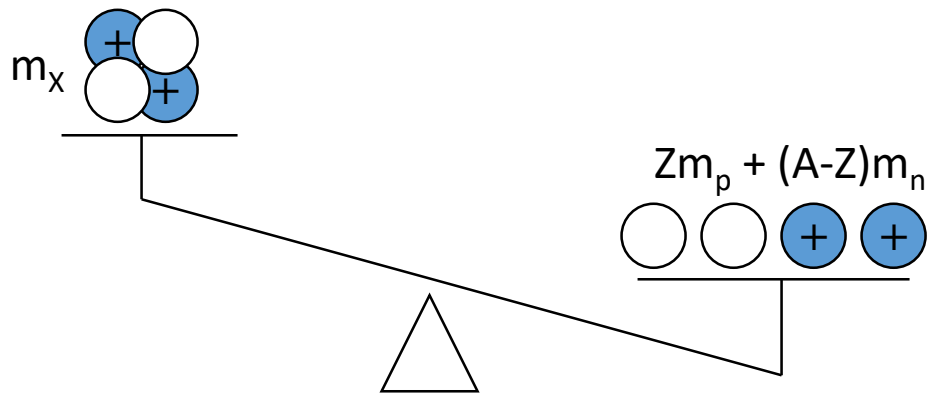
❖ $m_{\text{at}} = \frac{M}{N^\circ}$

❖ L'uma est le $\frac{1}{12}$ ème de la masse atomique du $^{12}_6\text{C}$ $\longrightarrow 1\text{uma} = \frac{1}{12} m_{\text{at}}(^{12}_6\text{C}) = \frac{1}{12} \frac{M(^{12}_6\text{C})}{N^\circ}$

Chapitre 1: Modèles classiques de l'atome

LES PARTICULES ELEMENTAIRES CLASSIQUES DE L'ATOME

➤ Défaut de masse – Energie de liaison nucléaire



❑ On appelle donc **défaut de masse d'un noyau**, la **différence entre la masse totale des nucléons séparés au repos et la masse du noyau constitué au repos.**

❑ Pour un noyau donné , le défaut de masse est :

$$\Delta m_X = Z.m_p + (A - Z).m_n - m_X$$

❑ Le défaut de masse d'un noyau est en fait l'équivalent de ce qu'on appelle l'énergie de liaison de ce même noyau.

❑ $\Delta E = \Delta mc^2$

❑ $\Delta E = Z.m_p c^2 + (A - Z).m_n c^2 - m_X c^2$

Chapitre 1: Modèles classiques de l'atome

LES DIFFERENTS MODELES DE L'ATOME

✓ MODELE DE DALTON (1808)

- Chaque atome est représenté par un symbole (C, O, H, ...)
- Chaque molécule est composée d'un certain nombre d'atome

L'écriture d'une molécule doit spécifier la nature et le nombre des atomes qui la composent



HNO_3 ; CO_2 ; H_2O ;



?

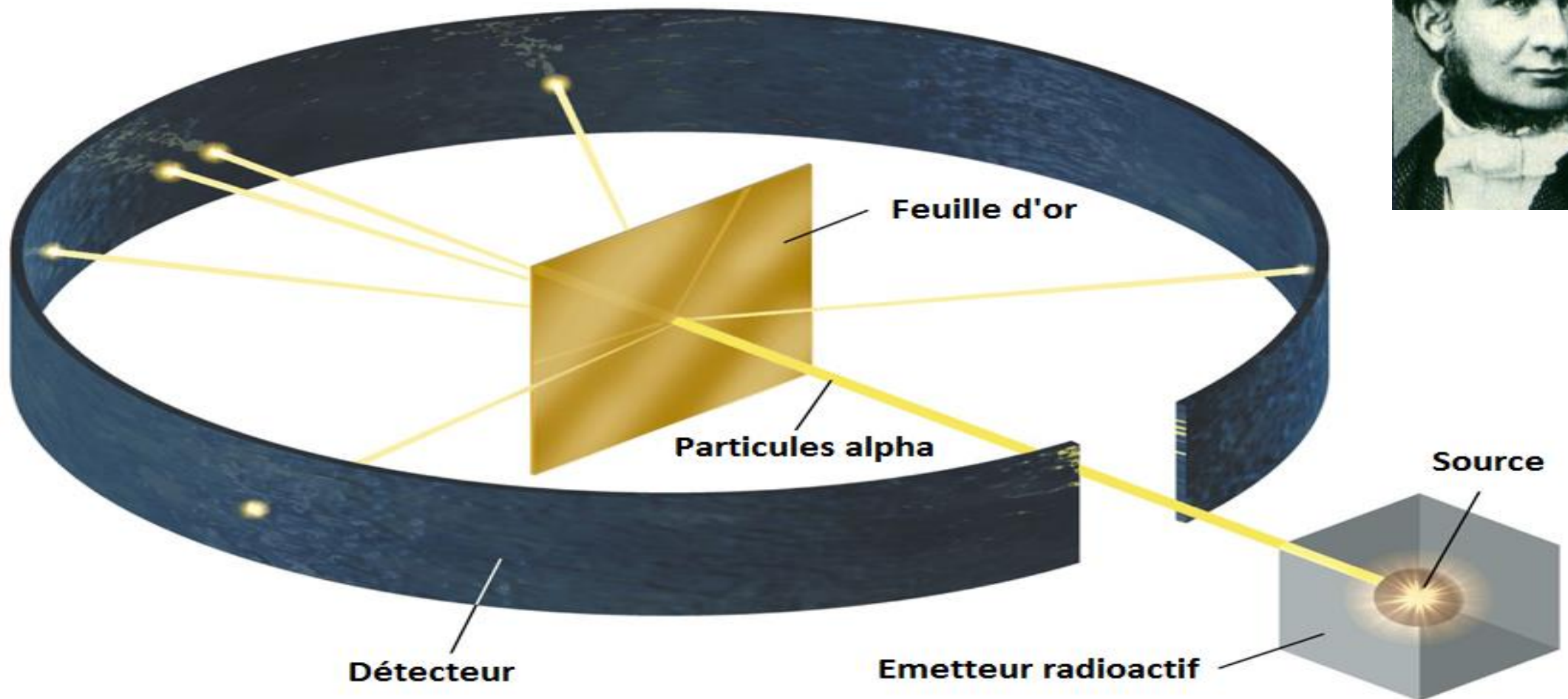
Le modèle de Dalton ne permet pas d'expliquer

- Ce qui détermine la proportion dans laquelle les atomes s'unissent pour donner une molécule
- Pourquoi CO_2 existe et non C_2O et CO_3

Chapitre 1: Modèles classiques de l'atome

LES DIFFERENTS MODELES DE L'ATOME

✓ MODELE DE RUTHERFORD (**EXPÉRIENCE**)



Chapitre 1: Modèles classiques de l'atome

LES DIFFERENTS MODELES DE L'ATOME

✓ MODELE DE RUTHERFORD (HYPOTHÈSES)

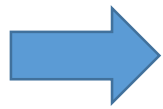
- L'atome serait constitué d'un noyau central chargé positivement, autour duquel gravitent des électrons, chargés négativement;
- La charge positive et la masse seraient concentrées dans un très petit noyau au centre de l'atome, les électrons occupant l'espace situé à l'extérieur du noyau;

Chapitre 1: Modèles classiques de l'atome

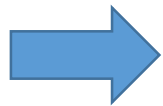
LES DIFFERENTS MODELES DE L'ATOME

✓ MODELE DE RUTHERFORD (**HYPOTHÈSES**)

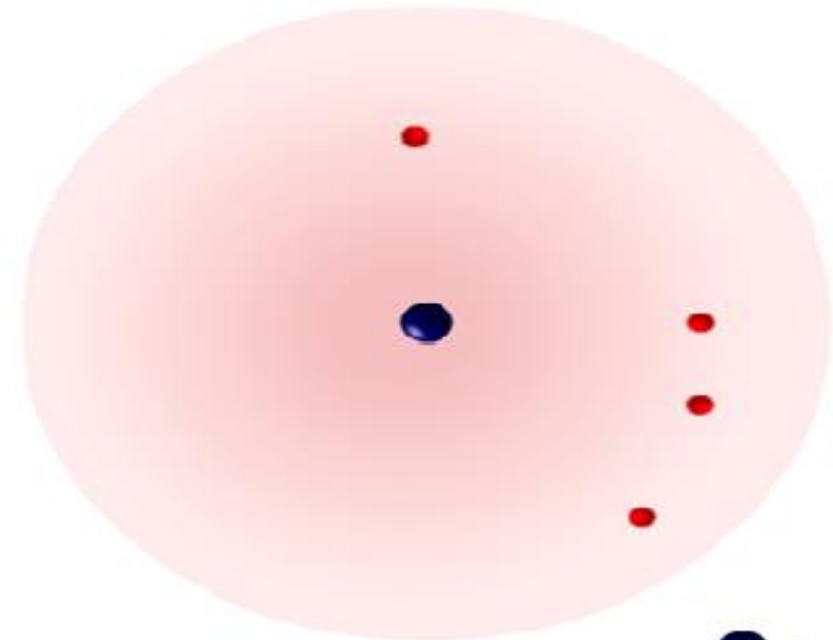
1911: Ernest Rutherford propose son "modèle planétaire": des électrons - qui gravitent autour d'un noyau $+$.



Rutherford conçoit ainsi la 1^{ière} représentation planétaire de l'atome



La matière ne remplit pas uniformément le volume qu'elle occupe: sa structure est **lacunaire**



● — Noyau

Chapitre 1: Modèles classiques de l'atome

LES DIFFERENTS MODELES DE L'ATOME

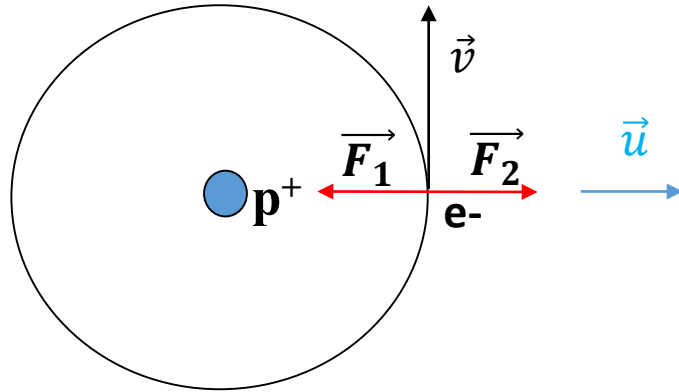
✓ MODELE DE RUTHERFORD (ÉTUDE)

Chapitre 1: Modèles classiques de l'atome

LES DIFFERENTS MODELES DE L'ATOME

L'atome d'hydrogène existe et est stable.

1) Equilibre des forces: centrifuge/centripète



\vec{F}_1 : force centripète

$$\vec{F}_1 = \frac{-e^2}{4\pi\epsilon_0 r^2} \vec{u}$$

\vec{F}_2 : force centrifuge

$$\vec{F}_2 = \frac{mv^2}{r} \vec{u}$$

A l'équilibre, $\vec{F}_1 + \vec{F}_2 = \vec{0}$

$$\frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r^2} \vec{u} = \frac{mv^2}{r} \vec{u}$$

Chapitre 1: Modèles classiques de l'atome

LES DIFFERENTS MODELES DE L'ATOME

Expression du système : (1)

$$mv^2 = \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r}$$

2) Conservation de l'énergie : $E_T = E_{\text{cinétique}} + E_{\text{potentielle}}$

$$E_P = \int_{\infty}^r F_1 dr = \int_{\infty}^r \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r^2} dr = \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0} \left[-\frac{1}{r} \right]_{\infty}^r = -\frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r}$$

$$E_C = \frac{1}{2} mv^2 = \frac{1}{2} \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r} = \frac{e^2}{8\pi\epsilon_0 r}$$

Chapitre 1: Modèles classiques de l'atome

LES DIFFERENTS MODELES DE L'ATOME

$$E_T = \frac{e^2}{8\pi\epsilon_0 r} + \frac{-e^2}{4\pi\epsilon_0 r}$$

$$\boxed{E_T = -\frac{e^2}{8\pi\epsilon_0 r}} \quad (2)$$

- L'énergie total du système est fonction de r
- r étant un rayon donc toujours positif, alors l'énergie totale du système est toujours négative

Chapitre 1: Modèles classiques de l'atome

LES DIFFERENTS MODELES DE L'ATOME

❑ Toutefois ce modèle présente deux contradictions avec la réalité.

- ❖ D'après la théorie classique de l'électromagnétisme, toute particule chargée (telle que l'électron) en mouvement devrait avoir un rayonnement permanent ; une partie de l'énergie de l'électron serait donc transformée en énergie lumineuse et donc son énergie diminuerait progressivement (jusqu'à $-\infty$). Cette perte d'énergie se traduirait par une trajectoire de plus en plus rapprochée du noyau. Par conséquent le rayon diminuerait et l'électron finirait par s'écraser sur le noyau d'où l'impossibilité d'existence d'un tel atome.
- ❖ L'énergie du système peut prendre toutes les valeurs de façon continue; ceci est une contradiction avec le spectre d'émission de l'atome d'hydrogène qui est un spectre discontinu ou spectre de raies.

Chapitre 1: Modèles classiques de l'atome

LES DIFFERENTS MODELES DE L'ATOME

Ce spectre montre que les seules variations de l'énergie permises entre un niveau n_i et un niveau n_f doivent satisfaire la relation :

$$\Delta E = -h c R_H \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

h : constante de Planck, $h=6,626.10^{-34} \text{ J.s}^{-1}$

c : vitesse de la lumière dans le vide. $C=3.10^8 \text{ ms}^{-1}$

R_H : constante de Rydberg pour l'atome de l'hydrogène. $R_H=1,03671.10^7 \text{ m}^{-1}$

Pour rendre compte de ces résultats expérimentaux et compléter ces modèles, plusieurs théories furent développées. Le premier modèle cohérent avec l'expérience est celui du physicien danois NIELS BOHR en 1913.

Chapitre 1: Modèles classiques de l'atome

LES DIFFERENTS MODELES DE L'ATOME

✓ **MODELE DE BOHR (1913)**



Chapitre 1: Modèles classiques de l'atome

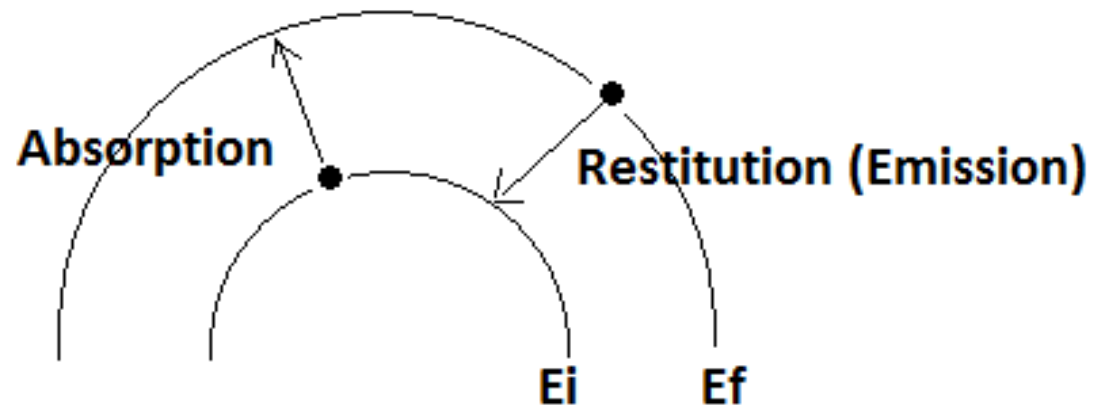
LES DIFFERENTS MODELES DE L'ATOME

Postulat 1 : un électron en mouvement circulaire ou elliptique autour du noyau occupe certaines orbites privilégiées où il ne rayonne pas d'énergie, les deux forces F_1 et F_2 étant égales.

- Ces orbites privilégiées correspondent à des niveaux d'énergie de l'atome.
- Toute variation d'énergie de l'atome s'effectue par saut de l'électron d'une orbite à un autre.
- La différence d'énergie entre les deux niveaux correspond à **l'émission** ou à **l'absorption** d'un quantum d'énergie ou de photon.

$$\Delta E = |E_f - E_i| = |E_i - E_f| = h\nu$$

ν étant la fréquence



Chapitre 1: Modèles classiques de l'atome

LES DIFFERENTS MODELES DE L'ATOME

Postulat 2 : Les orbites privilégiées sont déterminées par une condition mathématique imposée au moment de la quantité de mouvement de l'électron, encore appelé moment cinétique : c'est la condition de quantification du moment cinétique. Cette condition suppose que le moment cinétique (ou moment angulaire) est quantifié, c'est-à-dire :

$$\|\vec{\sigma}\| = \overrightarrow{OM} \wedge \overrightarrow{mv} = mvr = n \times \frac{h}{2\pi}$$

Le moment cinétique est constant pour une orbite donnée : il y a un mouvement à force centrale.

Chapitre 1: Modèles classiques de l'atome

LES DIFFERENTS MODELES DE L'ATOME

$$n \frac{h}{2\pi} = mvr$$

$$n^2 \frac{h^2}{4\pi^2} = m^2 v^2 r^2$$

$$n^2 \frac{h^2}{4\pi^2 m r^2} = m v^2$$

Expression provenant du postulat 2 de Bohr: (3)

$$m v^2 = n^2 \frac{h^2}{4\pi^2 m r^2}$$

Expression du système : (1)

$$m v^2 = \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r}$$

(1) = (3)



$$\frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r} = n^2 \frac{h^2}{4\pi^2 m r^2}$$



$$r = \frac{n^2 h^2 \epsilon_0}{\pi m e^2} \quad \textbf{(4)}$$

Chapitre 1: Modèles classiques de l'atome

LES DIFFERENTS MODELES DE L'ATOME

$$r = \frac{n^2 h^2 \epsilon_0}{\pi m e^2} \quad (4)$$

$$E_T = -\frac{e^2}{8\pi\epsilon_0 r} \quad (2)$$

$$E_T = -\frac{m e^4}{8\epsilon_0 h^2 n^2} (j) = -\frac{13,6}{n^2} (eV)$$

E_T est proportionnelle à $\frac{1}{n^2}$

L'énergie dépend de l'entier "n" alors l'énergie est quantifiée d'où $E_T = E_n$

Chapitre 1: Modèles classiques de l'atome

LES DIFFERENTS MODELES DE L'ATOME

La variation de l'énergie totale entre deux orbites définie par les valeurs n_i et n_f

$$\Delta E = E_f - E_i = -\frac{me^4}{8\varepsilon_0^2 h^2} \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) < 0$$

Aspect corpusculaire
de l'électron

$$\Delta E = h\nu = h \frac{C}{\lambda} > 0$$

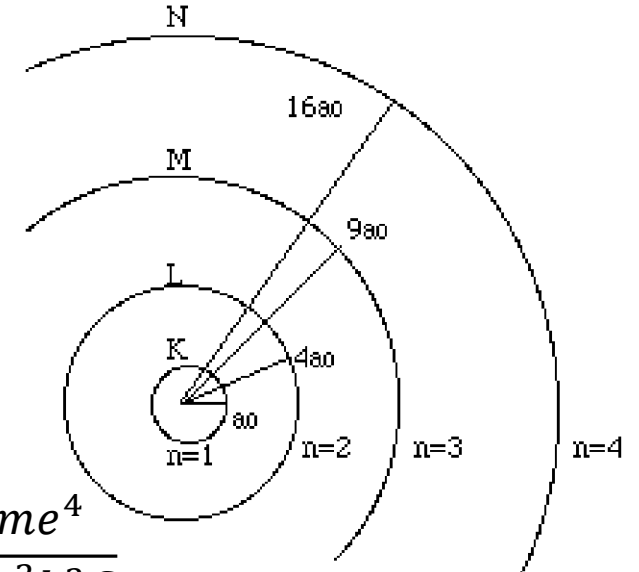
Aspect ondulatoire
de l'électron

$$\text{Avec } \omega = \frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

$$\Delta E = h\nu = h C R_H \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) > 0$$

$$R_H = \frac{me^4}{8\varepsilon_0^2 h^3 C}$$

$$R_H = 1,097373.10^7 \text{ m}^{-1}$$



Pour le noyau mobile \longrightarrow Masse réduite $\mu = \left(\frac{m_e M}{M + m_e} \right) \longrightarrow R_H = 1,096115.10^7 \text{ m}^{-1}$

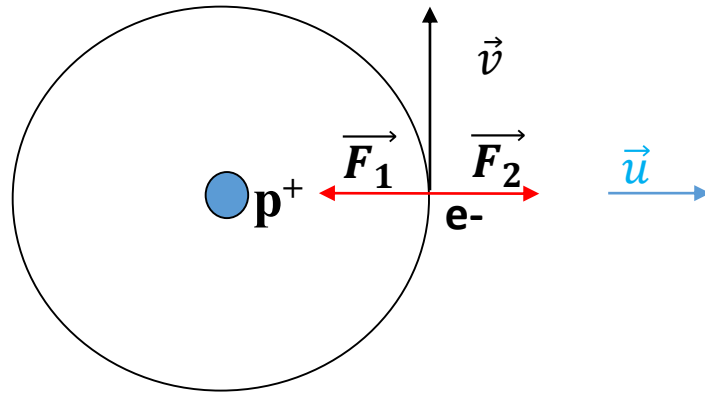
Chapitre 1: Modèles classiques de l'atome

LES DIFFERENTS MODELES DE L'ATOME

❑ Cas des ions hydrogénoïdes

Ce sont des atomes qui ont perdu tous leurs électrons sauf un seul.

- 1 électron qui gravite autour du noyau
- Z protons dans le noyau



\vec{F}_1 : *force centripète*

$$\vec{F}_1 = \frac{-Ze^2}{4\pi\epsilon_0 r^2} \vec{u}$$

\vec{F}_2 : *force centrifuge*

$$\vec{F}_2 = \frac{mv^2}{r} \vec{u}$$

Exemple: He^+ , Li^{2+} , Be^{3+} , B^{4+}

Chapitre 1: Modèles classiques de l'atome

LES DIFFERENTS MODELES DE L'ATOME

❑ Cas des ions hydrogénoïdes

Pour les hydrogénoïdes, toutes les formules vues pour l'atome d'hydrogène concernant le calcul du rayon, de l'énergie et de la vitesse de l'électron sur une orbite n peuvent être retrouvées en remplaçant dans celles de l'atome d'hydrogène, la charge du noyau (+ e) par (+Ze).

$$E_n = \frac{-mZ^2e^4}{8\varepsilon_0^2h^2} \times \frac{1}{n^2} \quad \text{ou} \quad E_n = E_1 \frac{Z^2}{n^2} = -13,6 \frac{Z^2}{n^2} \quad (\text{eV})$$

$$r_n = \frac{\varepsilon_0 h^2}{\pi m e^2 Z} \times n^2 \quad \text{ou} \quad r_n = a_0 \frac{n^2}{Z} = 0,529 \times \frac{n^2}{Z} \quad (\text{\AA})$$

$$\frac{1}{\lambda} = \omega = \frac{me^4Z^2}{8\varepsilon_0^2h^3C} \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) \quad \text{ou} \quad \frac{1}{\lambda} = \omega = Z^2 R_H \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

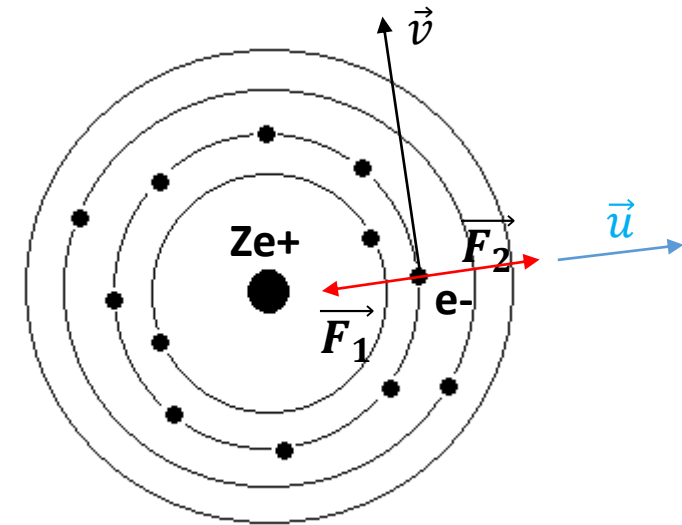
Chapitre 1: Modèles classiques de l'atome

LES DIFFERENTS MODELES DE L'ATOME

❑ Cas des atomes à plusieurs électrons

On peut généraliser avec une certaine approximation, la théorie simplifiée de Bohr pour les atomes poly-électroniques. Si l'électron responsable de l'émission du spectre optique de raies est séparé du noyau par des électrons profonds, il existe un effet d'écran de la part de ces électrons vis-à-vis de l'électron optique.

σ : caractérise l'écran et est appelé constante d'écran



$$\vec{F}_1 = -\frac{(Z - \sigma)e^2}{4\pi\epsilon_0 r^2} \vec{u}$$

$$\vec{F}_2 = \frac{mv^2}{r} \vec{u}$$


Chapitre 1: Modèles classiques de l'atome

LES DIFFERENTS MODELES DE L'ATOME

❑ Cas des atomes à plusieurs électrons

$$\frac{1}{\lambda} = \omega = \frac{me^4(Z - \sigma)^2}{8\varepsilon_0^2 h^3 C} \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) \quad \text{ou} \quad \frac{1}{\lambda} = \omega = (Z - \sigma)^2 R_H \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

Cette formule est analogue à la loi de **Moseley**, établie expérimentalement à partir du nombre des raies du spectre X d'éléments de numéro atomique Z

Moseley : $\sqrt{\nu} = a(Z - \sigma)$  $\sqrt{\frac{1}{\lambda}} = \frac{a}{\sqrt{C}} (Z - \sigma)$

$\frac{a}{\sqrt{C}}$ est une constante incluant le terme $\left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$ et la constante de Rydberg R_H

Chapitre 1: Modèles classiques de l'atome

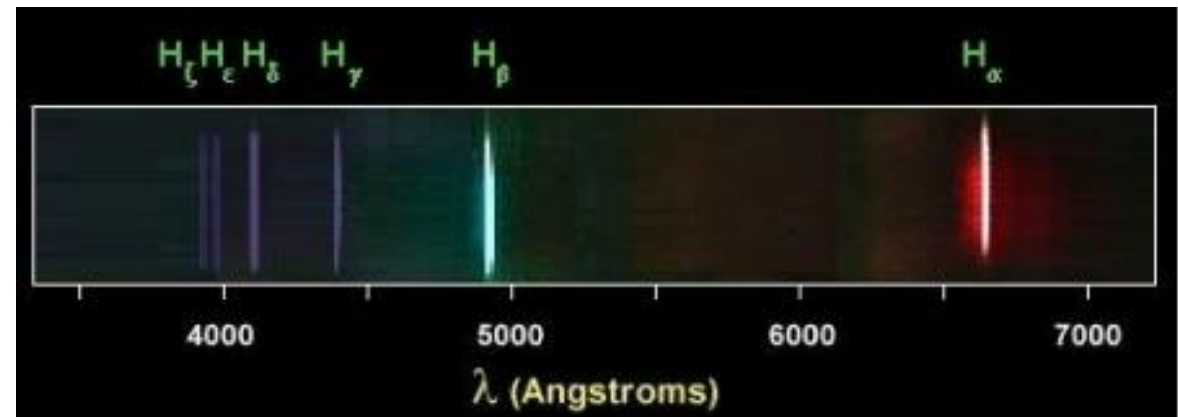
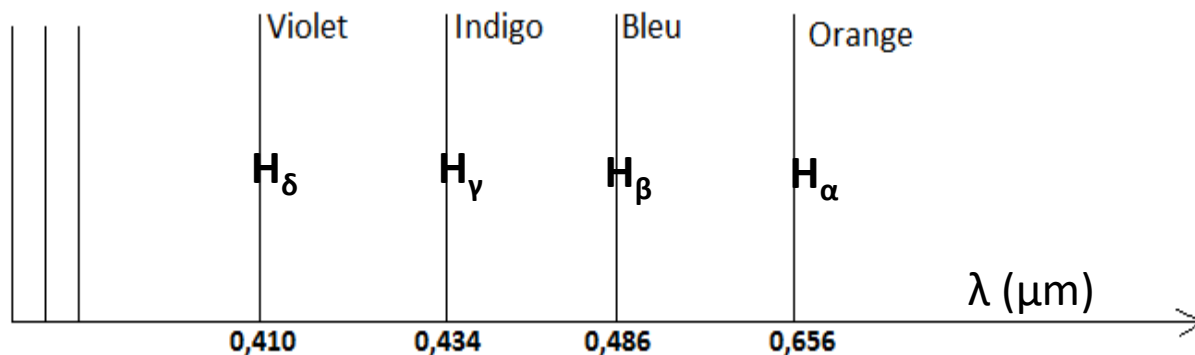
LES DIFFERENTS MODELES DE L'ATOME

❑ Spectres optiques en absence de champ magnétique

✓ Production du spectre

Dans son état normal, la matière n'émet aucun rayonnement. Mais lorsqu'elle est excitée, c'est-à-dire qu'on lui fournit de l'énergie (sous forme thermique ou électromagnétique), elle peut émettre de l'énergie lumineuse. La lumière émise peut être étudiée à l'aide d'un spectroscope.

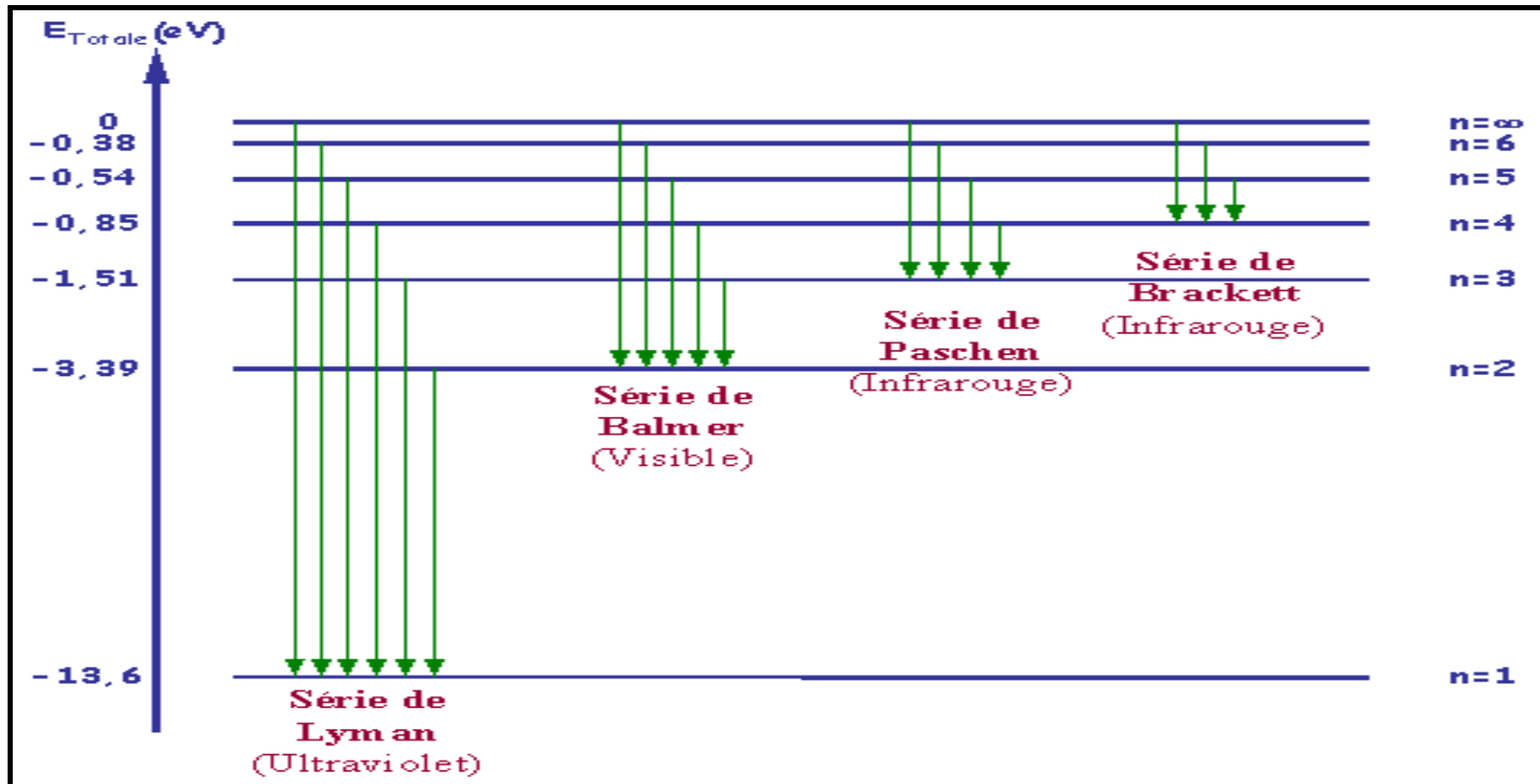
✓ Spectre atomique de l'hydrogène et description



Chapitre 1: Modèles classiques de l'atome

LES DIFFERENTS MODELES DE L'ATOME

✓ Quelques séries spectrales de l'atome d'hydrogène



Chapitre 1: Modèles classiques de l'atome

LES DIFFERENTS MODELES DE L'ATOME

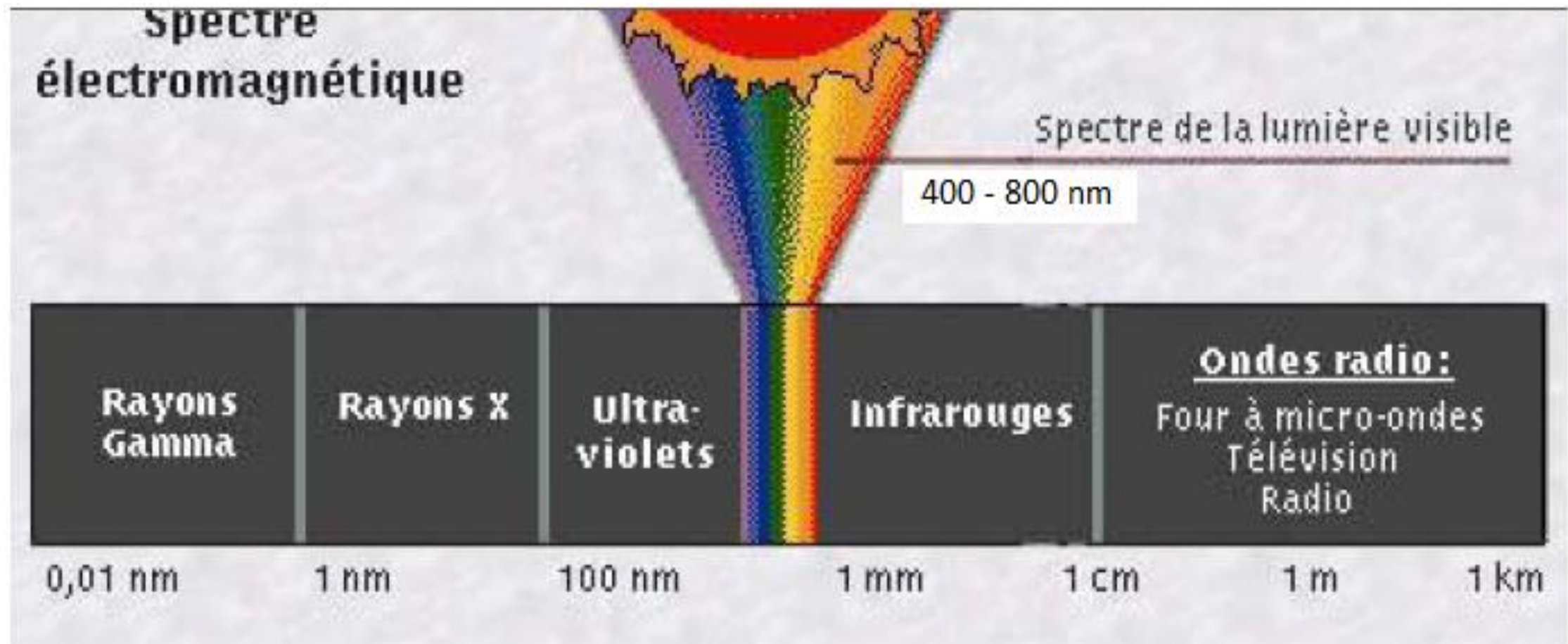
✓ Quelques séries spectrales de l'atome d'hydrogène

Série	n_f	$\lambda = R_H \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$	n_i	Région
Lyman	1	$\lambda = R_H \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$	2, 3, 4, 5 ...	UV
Balmer	2	$\lambda = R_H \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$	3, 4, 5, 6 ...	Visible
Pashen	3	$\lambda = R_H \left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$	4, 5, 6, 7 ...	IR
Brackett	4	$\lambda = R_H \left(\frac{1}{4^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$	5, 6, 7, 8 ...	IR
Pfund	5	$\lambda = R_H \left(\frac{1}{5^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$	6, 7, 8, 9 ...	IR
.....				

Chapitre 1: Modèles classiques de l'atome

LES DIFFERENTS MODELES DE L'ATOME

✓ Classement des radiations électromagnétiques



Chapitre 1: Modèles classiques de l'atome

LES DIFFERENTS MODELES DE L'ATOME

❑ Les limites du modèle de Bohr

- N'est valable que pour l'atome d'hydrogène et les ions hydrogénoïdes
- N'explique pas la formation des liaisons, ni la géométrie des molécules
- Une raie observable de l'atome d'hydrogène est en réalité constituée de 2 ou plusieurs raies très fines

Chapitre 1: Modèles classiques de l'atome

LES DIFFERENTS MODELES DE L'ATOME

❑ Les limites du modèle de Bohr

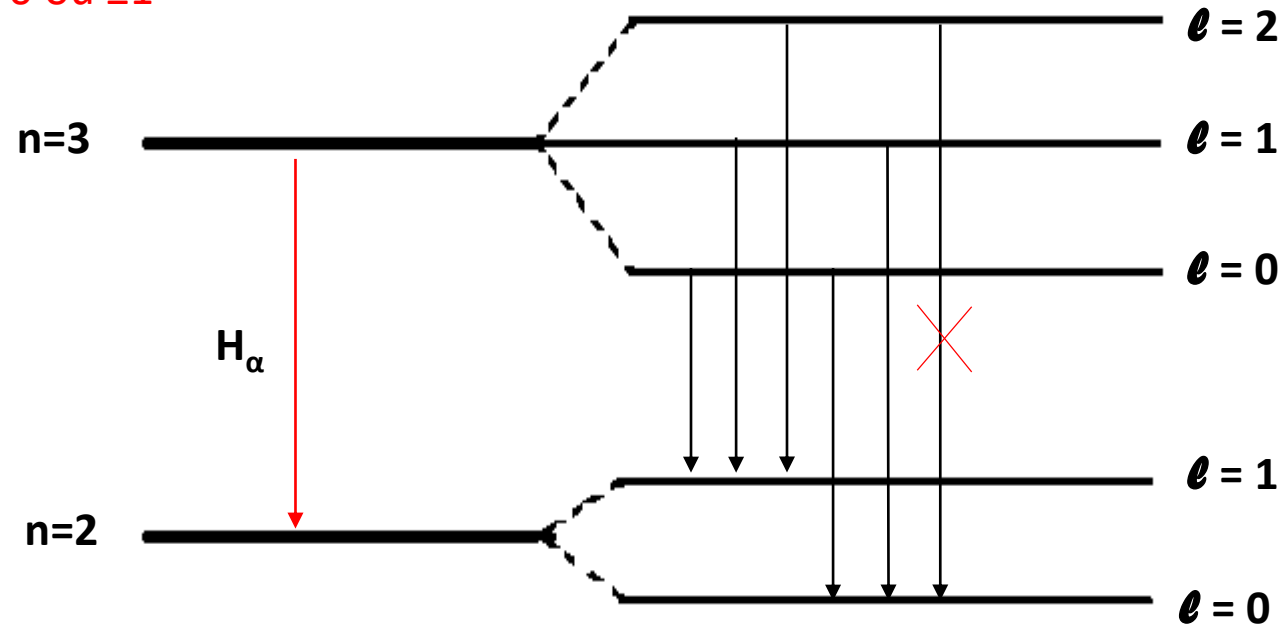
- ➡ Ceci impliquerait l'existence en dehors des orbites principales définies par les différentes valeurs de n , des sous-couches correspondant également à des énergies quantifiées, outre le nombre quantique n .
Pour résoudre cette question, **SOMMERFELD** introduisit le **nombre quantique secondaire** ou **azimutal** « ℓ », quantifiant le moment de l'électron sur son orbite.
- ➡ ℓ peut prendre toutes les valeurs entières comprises entre 0 et $n-1$: $0 \leq \ell \leq n-1$
- ➡ Il y a donc n valeurs de ℓ donc n sous-couches

Chapitre 1: Modèles classiques de l'atome

LES DIFFERENTS MODELES DE L'ATOME

Observation de la raie H_α dans la théorie de SOMMERFELD

Règle de sélection : $\Delta \ell = 0$ ou ± 1

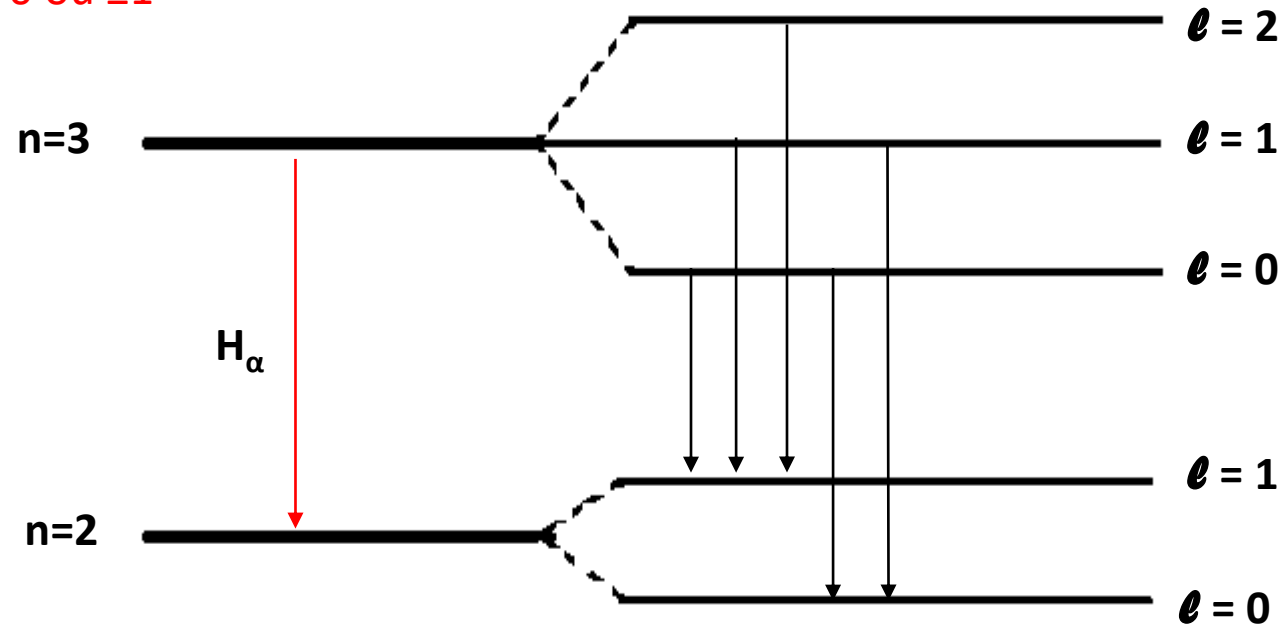


Chapitre 1: Modèles classiques de l'atome

LES DIFFERENTS MODELES DE L'ATOME

Observation de la raie H_α dans la théorie de SOMMERFELD

Règle de sélection : $\Delta\ell = 0$ ou ± 1



Il y a donc 5 raies observable expérimentalement

Chapitre 1: Modèles classiques de l'atome

LES DIFFERENTS MODELES DE L'ATOME

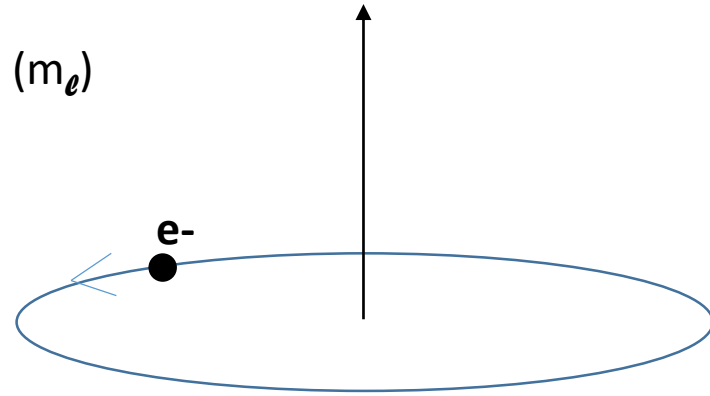
Effet Zeeman : nombre quantique magnétique

Un électron sur une trajectoire circulaire ou elliptique est équivalent à un courant parcourant une spire

Champ magnétique \longrightarrow Nombre quantique magnétique (m_ℓ)

On a : $-\ell \leq m_\ell \leq +\ell$ soit $(2\ell+1)$ valeurs de m_ℓ

A un niveau d'énergie défini par ℓ ,
correspondent $(2\ell+1)$ niveaux d'énergie



A la place des raies simples, en présence d'un champ magnétique, on observe les raies multiples. C'est ce dédoublement de raies en multiplets qu'on appelle **effet Zeeman**.

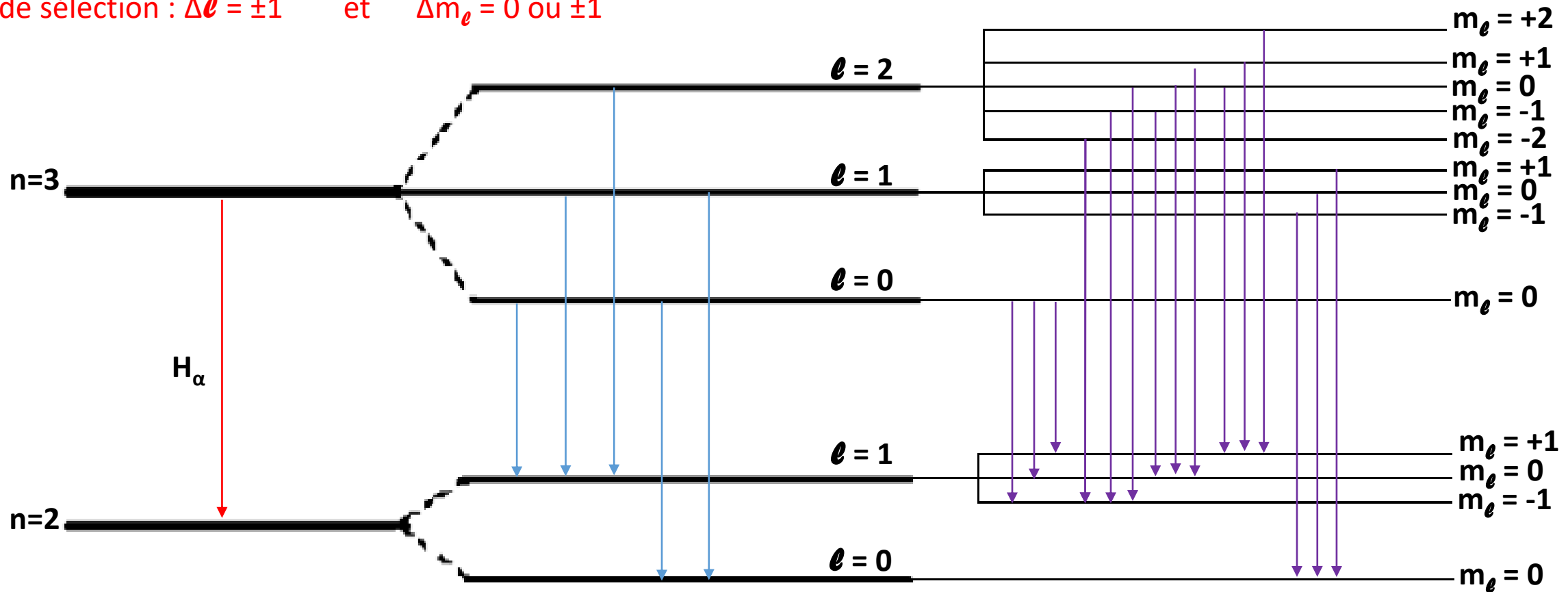
Règle de sélection : $\Delta\ell = \pm 1$ et $\Delta m_\ell = 0$ ou ± 1

Chapitre 1: Modèles classiques de l'atome

LES DIFFERENTS MODELES DE L'ATOME

Effet Zeeman : nombre quantique magnétique

Règle de sélection : $\Delta \ell = \pm 1$ et $\Delta m_\ell = 0$ ou ± 1

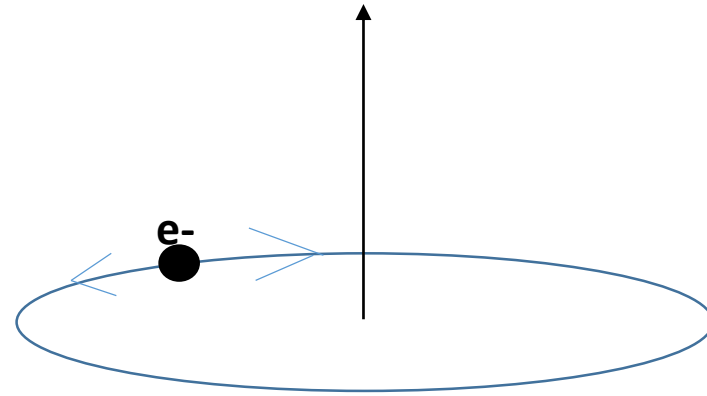


Chapitre 1: Modèles classiques de l'atome

LES DIFFERENTS MODELES DE L'ATOME

Le spin (s) : nombre quantique magnétique de spin

- C'est la polarisation et la rotation de l'électron sur lui-même
- L'électron tourne autour de son axe. Il existe un moment cinétique de spin s qui peut prendre les valeurs de $\pm \frac{1}{2}$



Chapitre 1: Modèles classiques de l'atome

LES DIFFERENTS MODELES DE L'ATOME

❑ Modèle quantique (ondulatoire) de l'atome

$$\left. \begin{array}{l} \text{aspect ondulatoire: } E = h \cdot \frac{c}{\lambda} \\ \text{aspect corpusculaire: } P = mv \\ \text{On a : } E = P \cdot c \end{array} \right\}$$

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

Relation de Louis De Broglie

$$\Delta x \cdot \Delta P \geq \frac{h}{2\pi}$$

Incertitude d'Heisenberg

Chapitre 1: Modèles classiques de l'atome

Orbitale p

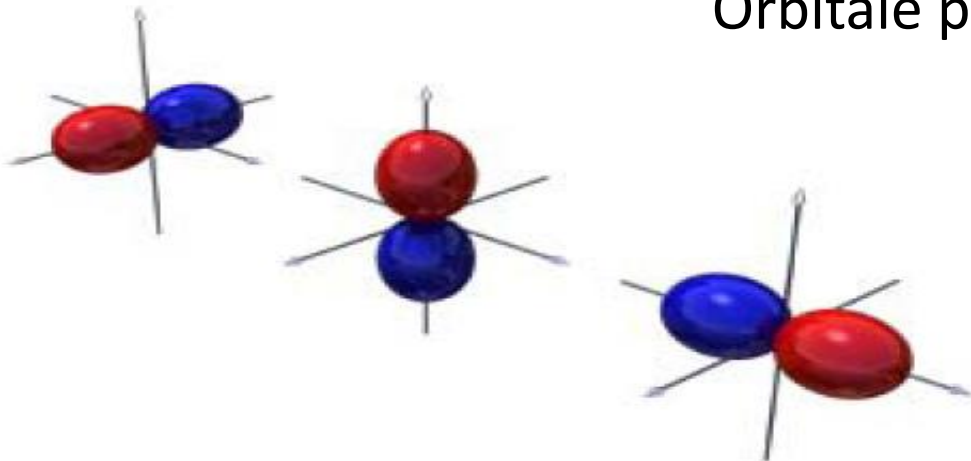
LES DIFFERENTS MODELES DE L'ATOME

❑ Orbitales atomiques

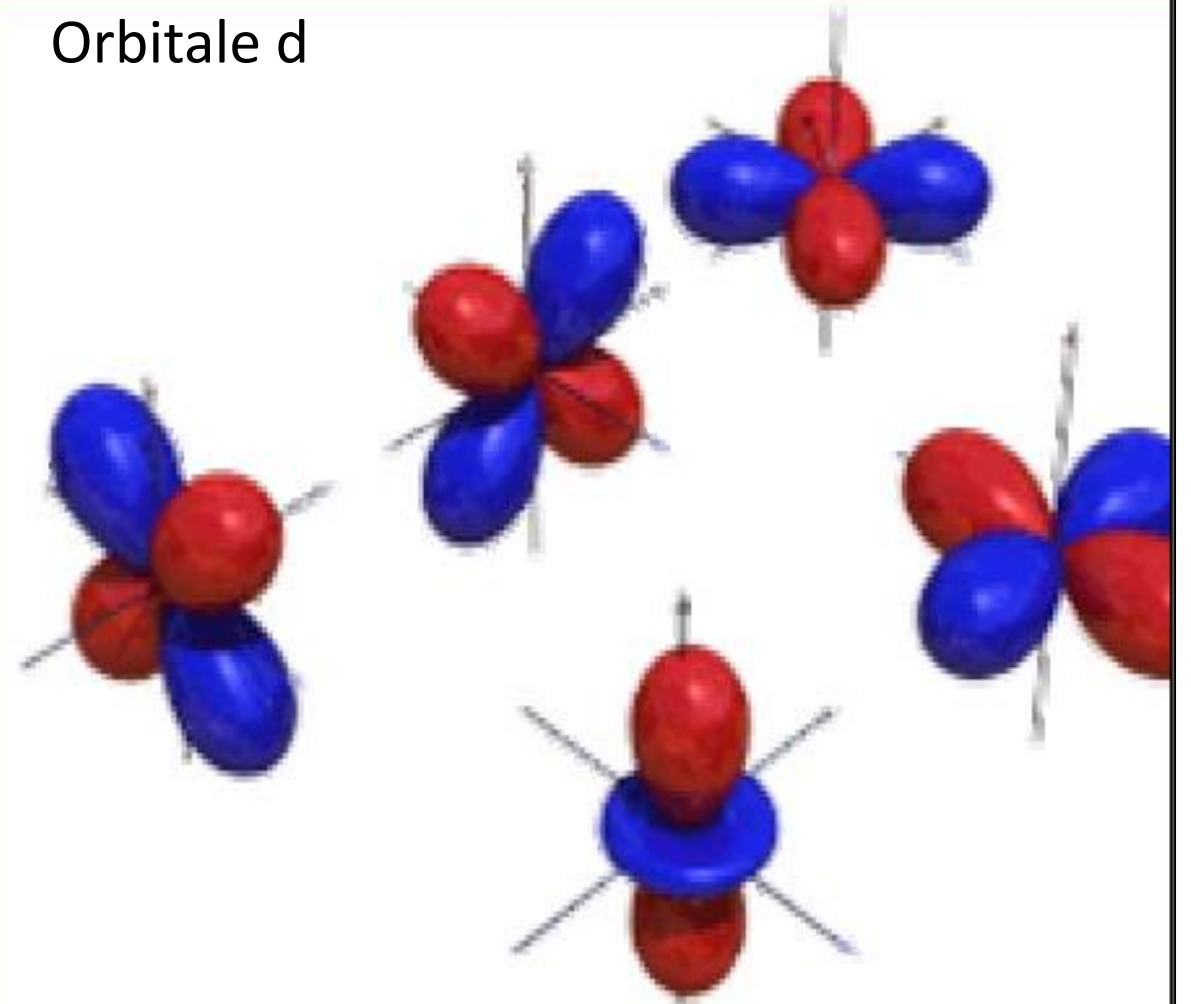
Orbitale s



Orbitale p



Orbitale d



Chapitre 1: Modèles classiques de l'atome

STRUCTURE DE L'ATOME

□ Les nombres quantiques

n : nombre quantique principal $n \in \mathbb{N}^*$

l : nombre quantique secondaire $0 \leq l < n; l \in \mathbb{N}$

m : nombre quantique magnétique $-l \leq m \leq l; m \in \mathbb{Z}$

m_s ou s : spin $m_s = \pm 1/2$

$l =$	0	1	2	3
$m =$	0	-1 0 +1	-2 -1 0 +1 +2	-3 -2 -1 0 +1 +2 +3
$n = 1$	<div></div>			
$n = 2$	<div></div>	<div></div> <div></div> <div></div>		
$n = 3$	<div></div>	<div></div> <div></div> <div></div>	<div></div> <div></div> <div></div> <div></div>	
$n = 4$	<div></div>	<div></div> <div></div> <div></div>	<div></div> <div></div> <div></div> <div></div> <div></div>	<div></div> <div></div> <div></div> <div></div> <div></div> <div></div>
	s	p	d	f

Nombre d'électron au maximum dans une sous-couche :

ns : 2
np : 6
(n-1)d : 10
(n-2)f : 14

Chapitre 1: Modèles classiques de l'atome

STRUCTURE DE L'ATOME

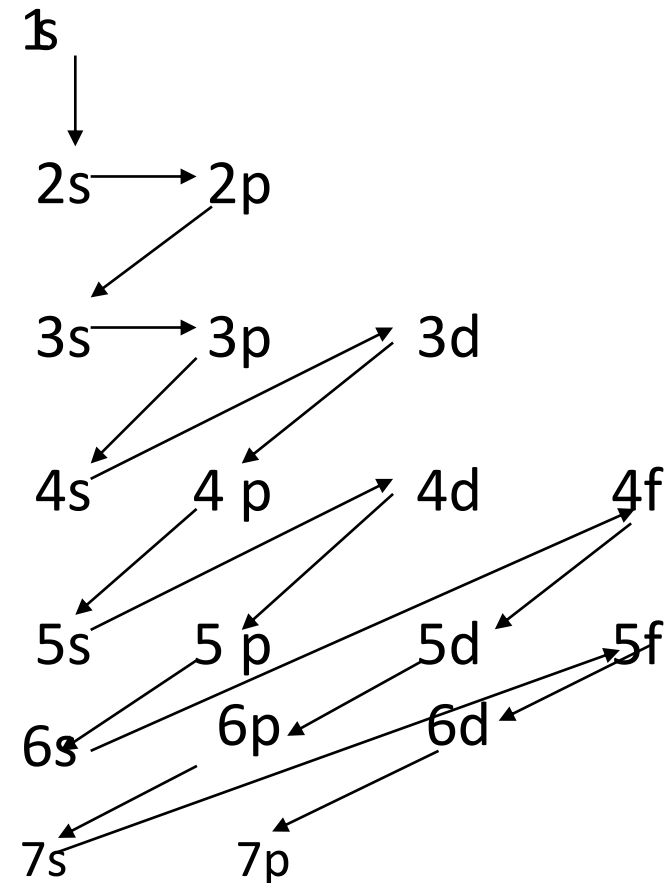
❑ Remplissage des couches

Principe de l'énergie minimale

Dans l'état fondamental, les électrons occupent les niveaux d'énergie minimale. L'ordre de remplissage se fait suivant les valeurs de $(n+l)$ croissant. En cas d'égalité c'est celle qui possède la plus petite valeur de n qui se remplit la première.

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d 7p

Règle de Klechkowski



Chapitre 1: Modèles classiques de l'atome

STRUCTURE DE L'ATOME

❑ Remplissage des couches (exceptions de la règle de Klechkowski)

Éléments	Configuration de Klechkowski	Configuration réelle
$_{24}\text{Cr}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \underline{4s^2 3d^4}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \underline{4s^1 3d^5}$
$_{29}\text{Cu}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \underline{4s^2 3d^9}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \underline{4s^1 3d^{10}}$
$_{57}\text{La}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$ $4d^{10} 5p^6 6s^2 \underline{4f^1 5d^0}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$ $4d^{10} 5p^6 6s^2 \underline{4f^0 5d^1}$

Chapitre 1: Modèles classiques de l'atome

STRUCTURE DE L'ATOME

❑ Remplissage des couches

- Le principe de **PAULI** précise que 2 électrons d'une configuration se distinguent par au moins 1 nombre quantique.

2 électrons peuvent donc partager la même case, s'ils diffèrent par leur spin:



- La règle de **HUND** précise que si plusieurs cases ont la même énergie (sous-couche) les électrons se placent avec le spin maximal



De même pour 3 électrons :



Chapitre 1: Modèles classiques de l'atome

ENERGIE D'UN ATOME POLYELECTRONIQUE

□ Approximation de Slater

$$E_n(\text{eV}) = -13,6 \frac{Z_{eff}^2}{n^{*2}} \quad \text{Avec } Z_{eff} = Z - \sum \sigma_{ji}$$

Ou σ_{ji} est l'écran produit par un électron du groupe j sur l'électron i considéré (électron optique)

Pour calculer Z_{eff} , on classe les électrons en groupe comme suit:

1s / 2s 2p / 3s 3p / 3d / 4s 4p / 4d / 4f / 5s 5p / 5d / 5f / 5g / 6s 6p / 6d /

E_{1s} E_{2s2p} E_{3s3p} E_{3d} E_{4s4p} E_{4d} E_{4f} E_{5s5p} E_{5d}

De la même manière, on calculera le rayon d'une orbite à partir de la relation :

$$r = a_0 \frac{n^{*2}}{Z_{eff}}$$

Avec $a_0 = 52,9 \text{ pm}$

Chapitre 1: Modèles classiques de l'atome

ENERGIE D'UN ATOME POLYELECTRONIQUE

❑ Approximation de Slater

❖ Contributions de chaque groupe d'électron à la constante d'écran:

Groupe dont fait partie l'électron (électron optique)	$j < i - 1$	$j = i - 1$	$j = i$	$j > i$
1s	-	-	0,31	0
ns, np	1	0,85	0,35	0
nd	1	1	1 pour s et p. 0,35 pour d	0
nf	1	1	1 pour s, p et d. 0,35 pour f	0

❖ Valeur de n^* :

n	1	2	3	4	5	6
n^*	1	2	3	3,7	4	4,2

Chapitre 2: Classification périodique des éléments

Colonne

Période	1	1 H 1.0079	2											13	14	15	16	17	2 He 4.0026
	2	3 Li 6.941	4 Be 9.0122											5 B 10.811	6 C 12.011	7 N 14.007	8 O 15.999	9 F 18.998	10 Ne 20.180
	3	11 Na 22.990	12 Mg 24.305	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Al 26.982	14 Si 28.086	15 P 30.974	16 S 32.065	17 Cl 35.453	18 Ar 39.948
	4	19 K 39.098	20 Ca 40.078	21 Sc 44.956	22 Ti 47.867	23 V 50.942	24 Cr 51.996	25 Mn 54.938	26 Fe 55.845	27 Co 58.933	28 Ni 58.693	29 Cu 63.546	30 Zn 65.39	31 Ga 69.723	32 Ge 72.64	33 As 74.922	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.80
	5	37 Rb 85.468	38 Sr 87.62	39 Y 88.906	40 Zr 91.224	41 Nb 92.906	42 Mo 95.94	43 Tc (98)	44 Ru 101.07	45 Rh 102.91	46 Pd 106.42	47 Ag 107.87	48 Cd 112.41	49 In 114.82	50 Sn 118.71	51 Sb 121.76	52 Te 127.60	53 I 126.90	54 Xe 131.29
	6	55 Cs 132.91	56 Ba 137.33	57 - 71 La-Lu	72 Hf 178.49	73 Ta 180.95	74 W 183.84	75 Re 186.21	76 Os 190.23	77 Ir 192.22	78 Pt 195.08	79 Au 196.97	80 Hg 200.59	81 Tl 204.38	82 Pb 207.2	83 Bi 208.98	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)
	7	87 Fr (223)	88 Ra (226)	89 - 103 Ac-Lr	104 Rf (261)	105 Db (262)	106 Sg (266)	107 Bh (264)	108 Hs (277)	109 Mt (268)	110 Uun (281)	111 Uun (272)	112 Uub (285)	114 Uuq (289)					
			Lanthanides																
			57 La 138.91	58 Ce 140.12	59 Pr 140.91	60 Nd 144.24	61 Pm (145)	62 Sm 150.36	63 Eu 151.96	64 Gd 157.25	65 Tb 158.93	66 Dy 162.50	67 Ho 164.93	68 Er 167.26	69 Tm 168.93	70 Yb 173.04	71 Lu 174.97		
			Actinides																
			89 Ac (227)	90 Th 232.04	91 Pa 231.04	92 U 238.03	93 Np (237)	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (262)		

Chapitre 2: Classification périodique des éléments

		Bloc s										Bloc p									
Période	1	1 H 1.0079	2											5 B 10.811	6 C 12.011	7 N 14.007	8 O 15.999	9 F 18.998	10 Ne 20.180		
	2	3 Li 6.941	4 Be 9.0122											13 Al 26.982	14 Si 28.086	15 P 30.974	16 S 32.065	17 Cl 35.453	18 Ar 39.948		
	3	11 Na 22.990	12 Mg 24.305	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	31 Ga 69.723	32 Ge 72.64	33 As 74.922	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.80		
	4	19 K 39.098	20 Ca 40.078	21 Sc 44.956	22 Ti 47.867	23 V 50.942	24 Cr 51.996	25 Mn 54.938	26 Fe 55.845	27 Co 58.933	28 Ni 58.693	29 Cu 63.546	30 Zn 65.39	49 In 114.82	50 Sn 118.71	51 Sb 121.76	52 Te 127.60	53 I 126.90	54 Xe 131.29		
	5	37 Rb 85.468	38 Sr 87.62	39 Y 88.906	40 Zr 91.224	41 Nb 92.906	42 Mo 95.94	43 Tc (98)	44 Ru 101.07	45 Rh 102.91	46 Pd 106.42	47 Ag 107.87	48 Cd 112.41	81 Tl 204.38	82 Pb 207.2	83 Bi 208.98	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)		
	6	55 Cs 132.91	56 Ba 137.33	57 - 71 La-Lu	72 Hf 178.49	73 Ta 180.95	74 W 183.84	75 Re 186.21	76 Os 190.23	77 Ir 192.22	78 Pt 195.08	79 Au 196.97	80 Hg 200.59								
	7	87 Fr (223)	88 Ra (226)	89 - 103 Ac-Lr	104 Rf (261)	105 Db (262)	106 Sg (266)	107 Bh (264)	108 Hs (277)	109 Mt (268)	110 Uun (281)	111 Uuu (272)	112 Uub (285)		114 Uuq (289)						
		Lanthanides																			
		57 La 138.91	58 Ce 140.12	59 Pr 140.91	60 Nd 144.24	61 Pm (145)	62 Sm 150.36	63 Eu 151.96	64 Gd 157.25	65 Tb 158.93	66 Dy 162.50	67 Ho 164.93	68 Er 167.26	69 Tm 168.93	70 Yb 173.04	71 Lu 174.97					
		Actinides																			
		89 Ac (227)	90 Th 232.04	91 Pa 231.04	92 U 238.03	93 Np (237)	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (262)					

Chapitre 2: Classification périodique des éléments

The diagram shows the periodic table with elements color-coded by group. Arrows point from labels to specific groups:

- Alcalin** (orange arrow) points to Group 1 (Hydrogen, Lithium, Sodium, Potassium, Rubidium, Cesium, Francium).
- Alcalino-terreux** (black arrow) points to Group 2 (Beryllium, Magnesium, Calcium, Strontium, Barium, Radium).
- Chalcogène** (blue arrow) points to Group 16 (Oxygen, Sulfur, Selenium, Tellurium, Polonium).
- Halogène** (green arrow) points to Group 17 (Fluorine, Chlorine, Bromine, Iodine, Astatine).
- Gaz rare** (white arrow) points to Group 18 (Helium, Neon, Argon, Krypton, Xenon, Radon).

The periodic table is organized into 7 periods (rows) and 18 groups (columns). Elements are color-coded: orange for Group 1, blue for Groups 13-14, green for Groups 15-17, and white for Group 18. Groups 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11, and 12 are colored light blue.

Lanthanides	57 La 138.91	58 Ce 140.12	59 Pr 140.91	60 Nd 144.24	61 Pm (145)	62 Sm 150.36	63 Eu 151.96	64 Gd 157.25	65 Tb 158.93	66 Dy 162.50	67 Ho 164.93	68 Er 167.26	69 Tm 168.93	70 Yb 173.04	71 Lu 174.97
Actinides	89 Ac (227)	90 Th 232.04	91 Pa 231.04	92 U 238.03	93 Np (237)	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (262)

Chapitre 2: Classification périodique des éléments

❑ Détermination de la classification périodique

NB: l'on s'intéressera au dernier électron déposé lors du remplissage de **Klechkowski**

✓ **Période:** C'est la valeur de n

❖ ns

❖ np

❖ $(n-1)d$

❖ $(n-2)f$

✓ **Colonne:** Elle se détermine comme suit

❖ ns^x : la colonne = x

❖ np^y : la colonne = $12+y$

❖ $(n-1)d^z$: la colonne = $2+z$

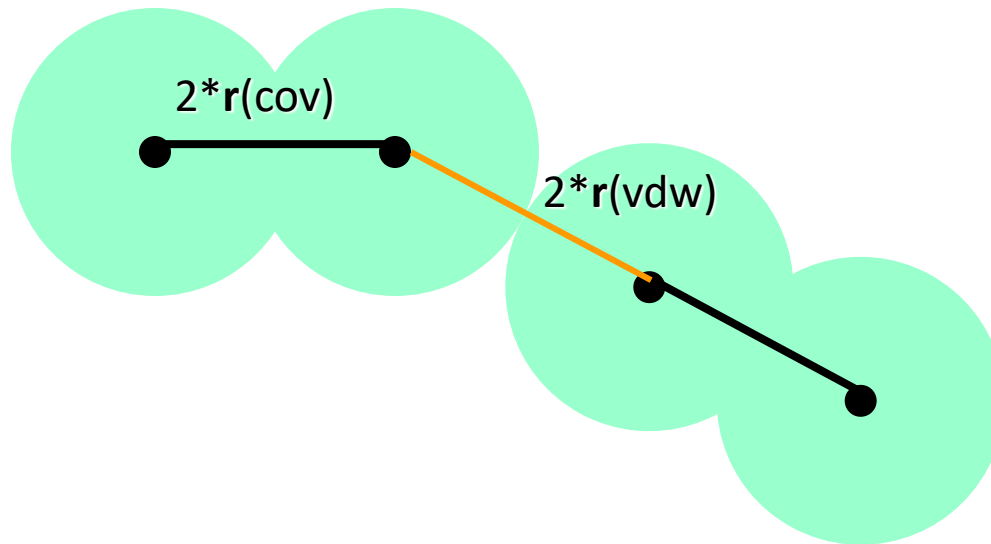
Chapitre 2: Classification périodique des éléments

Bloc s ¹ ou s ²																		Bloc p ¹ à p ⁶									
Période	1	1 H 1.0079	2											13	14	15	16	17	2 He 4.0026								
	2	3 Li 6.941	4 Be 9.0122											5 B 10.811	6 C 12.011	7 N 14.007	8 O 15.999	9 F 18.998	10 Ne 20.180								
	3	11 Na 22.990	12 Mg 24.305	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Al 26.982	14 Si 28.086	15 P 30.974	16 S 32.065	17 Cl 35.453	18 Ar 39.948								
	4	19 K 39.098	20 Ca 40.078	21 Sc 44.956	22 Ti 47.867	23 V 50.942	24 Cr 51.996	25 Mn 54.938	26 Fe 55.845	27 Co 58.933	28 Ni 58.693	29 Cu 63.546	30 Zn 65.39	31 Ga 69.723	32 Ge 72.64	33 As 74.922	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.80								
	5	37 Rb 85.468	38 Sr 87.62	39 Y 88.906	40 Zr 91.224	41 Nb 92.906	42 Mo 95.94	43 Tc (98)	44 Ru 101.07	45 Rh 102.91	46 Pd 106.42	47 Ag 107.87	48 Cd 112.41	49 In 114.82	50 Sn 118.71	51 Sb 121.76	52 Te 127.60	53 I 126.90	54 Xe 131.29								
	6	55 Cs 132.91	56 Ba 137.33	57 - 71 La-Lu	72 Hf 178.49	73 Ta 180.95	74 W 183.84	75 Re 186.21	76 Os 190.23	77 Ir 192.22	78 Pt 195.08	79 Au 196.97	80 Hg 200.59	81 Tl 204.38	82 Pb 207.2	83 Bi 208.98	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)								
	7	87 Fr (223)	88 Ra (226)	89 - 103 Ac-Lr	104 Rf (261)	105 Db (262)	106 Sg (266)	107 Bh (264)	108 Hs (277)	109 Mt (268)	110 Uun (281)	111 Uuu (272)	112 Uub (285)		114 Uuq (289)												
Lanthanides			57 La 138.91	58 Ce 140.12	59 Pr 140.91	60 Nd 144.24	61 Pm (145)	62 Sm 150.36	63 Eu 151.96	64 Gd 157.25	65 Tb 158.93	66 Dy 162.50	67 Ho 164.93	68 Er 167.26	69 Tm 168.93	70 Yb 173.04	71 Lu 174.97										
Actinides			89 Ac (227)	90 Th 232.04	91 Pa 231.04	92 U 238.03	93 Np (237)	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (262)										

Chapitre 2: Classification périodique des éléments

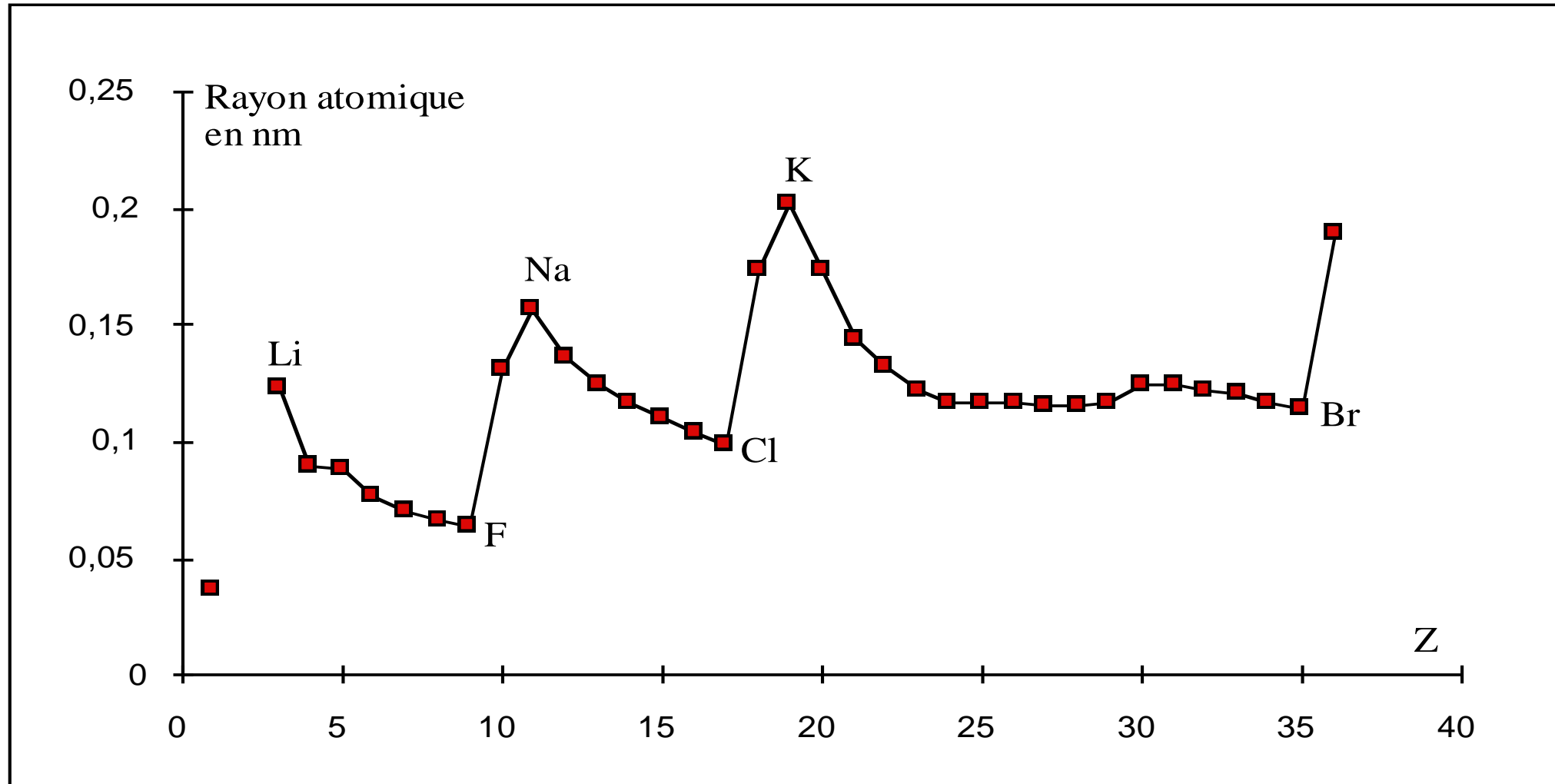
❑ Le rayon atomique

- Le rayon de covalence = la mi-distance entre les noyaux du corps simple correspondant.
- Le rayon de van der Waals = moitié de la plus petite distance entre deux noyaux de molécules différentes



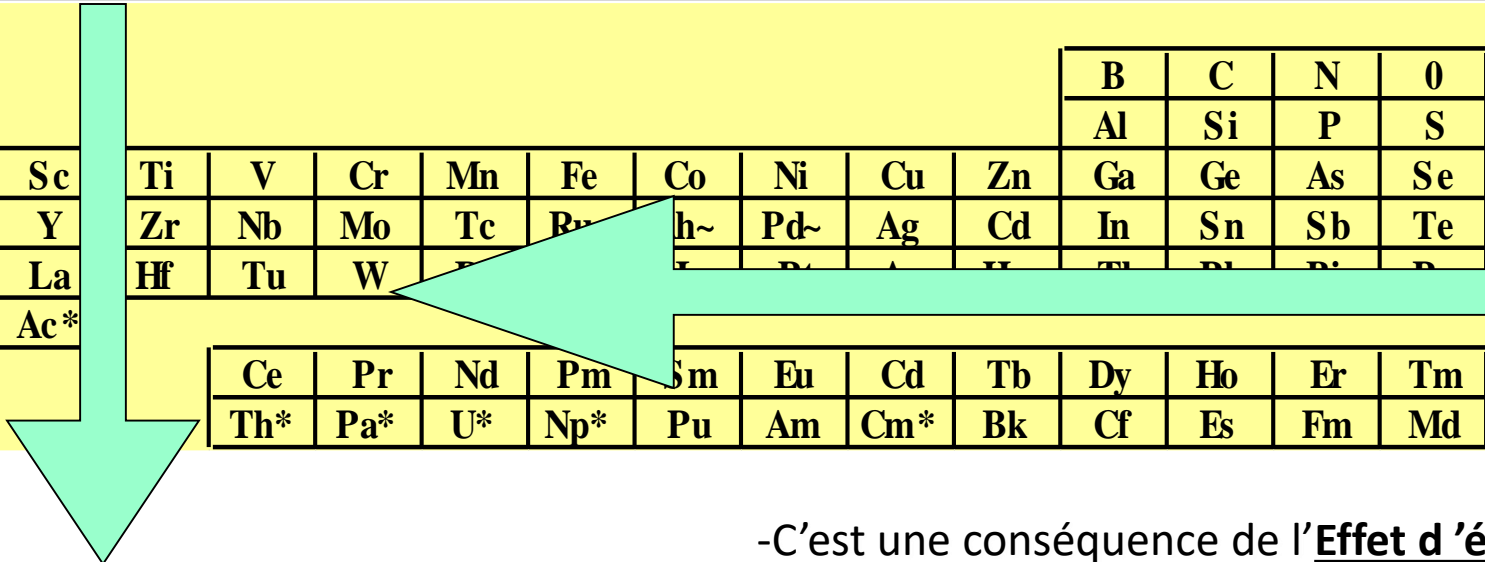
Chapitre 2: Classification périodique des éléments

□ Le rayon atomique



Chapitre 2: Classification périodique des éléments

❑ Le rayon atomique



H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac*															
			Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
			Th*	Pa*	U*	Np*	Pu	Am	Cm*	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	

-C'est une conséquence de l'Effet d'écran
 $Z^*(+e) = Z(+e) - \sigma$

❑ Les rayons ioniques Par rapport à un élément:

Rayon des cations



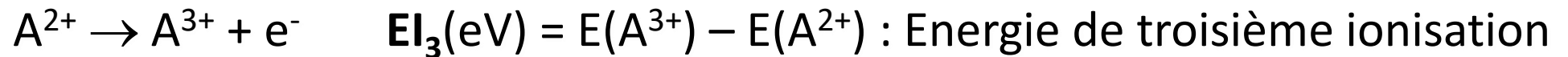
Rayon des anions



Chapitre 2: Classification périodique des éléments

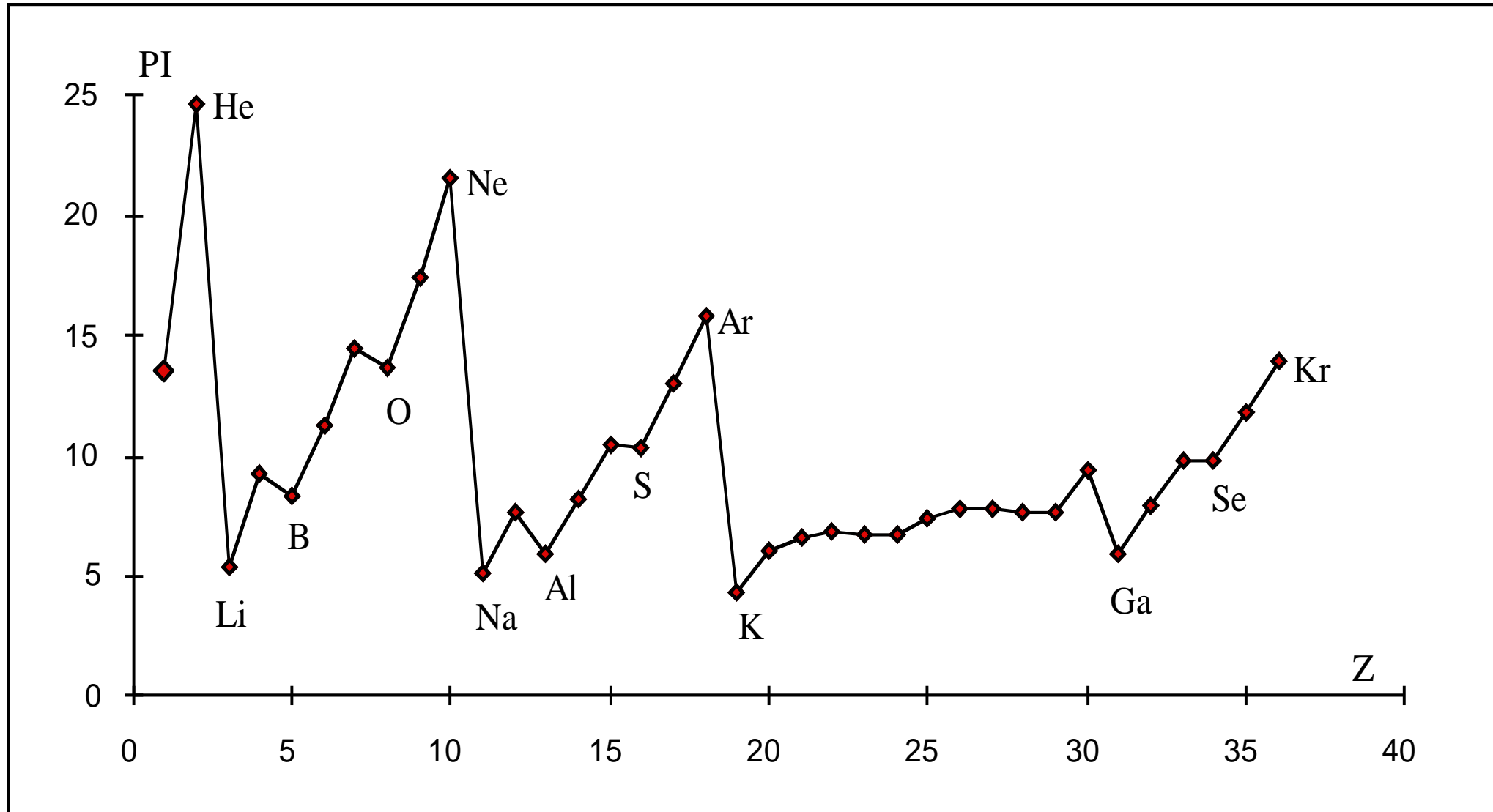
□ L'énergie d'ionisation ou Potentiel d'ionisation

C'est l'énergie nécessaire pour arracher un électron à un atome.



Chapitre 2: Classification périodique des éléments

□ L'énergie de première d'ionisation ou Potentiel première d'ionisation



Chapitre 2: Classification périodique des éléments

□ L'énergie d'ionisation ou Potentiel d'ionisation

H																	He		
Li	Be													B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg													Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr		
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe		
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn		
Fr	Ra	Ac*																	
			Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu			
			Th*	Pa*	U*	Np*	Pu	Am	Cm*	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr			

Chapitre 2: Classification périodique des éléments

❑ **L'affinité électronique** : C'est l'énergie qui se dégage lorsqu'un électron est ajouté à l'atome.

$A + e^- \rightarrow A^-$ $AE_1(\text{eV}) = E(A^-) - E(A)$: Affinité électronique de première ionisation

$A^- + e^- \rightarrow A^{2-}$ $AE_2(\text{eV}) = E(A^{2-}) - E(A^-)$: Affinité électronique de deuxième ionisation

$A^{2-} + e^- \rightarrow A^{3-}$ $AE_3(\text{eV}) = E(A^{3-}) - E(A^{2-})$: Affinité électronique de troisième ionisation

Chapitre 2: Classification périodique des éléments

❑ L électronégativité

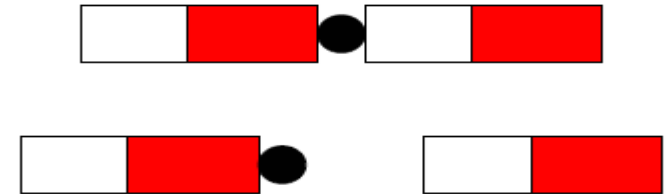
L'électronégativité caractérise la tendance d'un atome à prendre des électrons en présence d'un autre atome

C'est une notion intuitive très utilisée par les chimistes pour prévoir certaines propriétés atomiques ou moléculaires

L'électronégativité s'exprime sans unité

**un atome électronégatif, possède une grande énergie d'ionisation
et une grande affinité électronique**

**un atome électropositif, possède une faible énergie d'ionisation
et une faible affinité électronique.**



Chapitre 2: Classification périodique des éléments

□ L électronégativité

➤ Echelle de Muliken (χ^M)

$$\chi^M(X) = k \left(\frac{EI_1(X) + AE(X)}{2} \right)$$

Avec $k = 0,317 \text{ eV}^{-1}$ si EI et AE sont en eV

➤ Echelle de Pauling (χ^P)

$$\Delta = E(X - Y)_g - \sqrt{E(X - X)_g \cdot E(Y - Y)_g}$$

$$|\chi^P(X) - \chi^P(Y)| = 0,102 \sqrt{\Delta} \quad \text{avec}$$

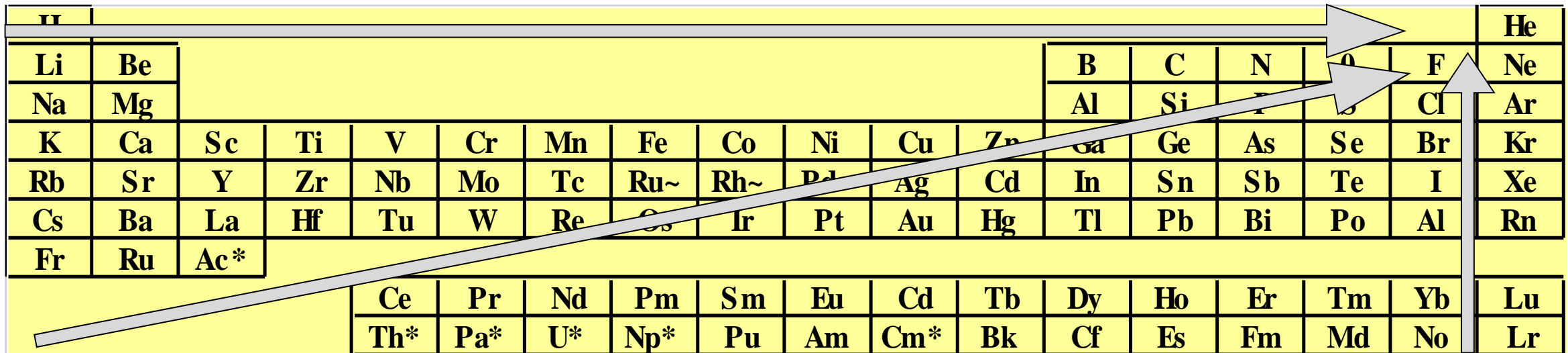
$E(X - Y)_g$: énergie de dissociation de la liaison X-Y (en Kj/mol)

$E(X - X)_g$: énergie de dissociation de la liaison X-X (en Kj/mol)

$E(Y - Y)_g$: énergie de dissociation de la liaison Y-Y (en Kj/mol)

Chapitre 2: Classification périodique des éléments

□ L électronégativité



H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru~	Rh~	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac*															
			Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
			Th*	Pa*	U*	Np*	Pu	Am	Cm*	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	

- Le Fluor est l'élément le plus électronégatif dans la nature
- L'oxygène est le deuxième élément le plus électronégatif

FIN DU COURS D'ATOMISTIQUE