

STRUCTURE ELECTRONIQUE DES ATOMES

« Il est plus facile de désintégrer un atome qu'un préjugé »
Albert Einstein

I - LE RAYONNEMENT ELECTROMAGNETIQUE

1.1 Description

La lumière est une infime partie de l'ensemble du rayonnement électromagnétique. Ce dernier est constitué du champ électrique \vec{E} et du champ magnétique \vec{B} (voir cours de physique de PT). Le champ électromagnétique **transporte de l'énergie**, c'est une onde, c'est-à-dire un phénomène ondulatoire, caractérisée par :

- Une vitesse de propagation c dans le vide.
- Une fréquence $f = \frac{1}{T}$ (nombre d'oscillations par seconde), c'est une périodicité temporelle.
- Une longueur d'onde λ (distance parcourue pendant le temps d'une oscillation), c'est une périodicité spatiale.

Comme la fréquence est aussi le nombre de longueurs d'onde parcourues pendant une seconde, ces trois grandeurs sont liées par la relation :

$$\lambda = cT = \frac{c}{f}$$

La vitesse de propagation des ondes électromagnétiques dans le vide est toujours la même. C'est une constante universelle qui a été déterminée avec une grande précision et vaut $c = 2,997925 \cdot 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$. Le champ électromagnétique (\vec{E}, \vec{B}) permet d'interpréter un grand nombre de phénomènes, notamment en optique (réflexion, réfraction, interférence, diffraction). La description de ces phénomènes électromagnétiques repose sur les **équations de Maxwell** (qui seront étudiées en PT) telles qu'elles ont été établies à la fin du 19^{ème} siècle.

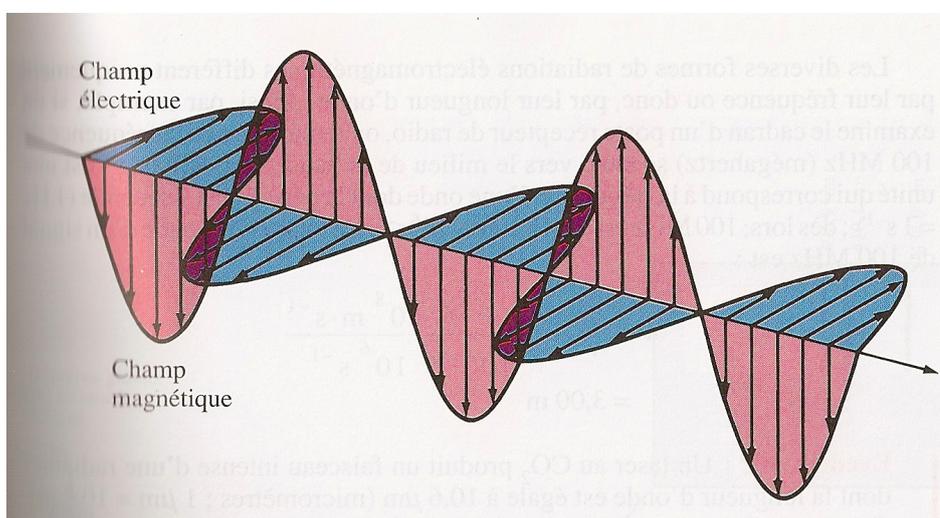


Figure 9.4 Les champs oscillants électriques et magnétiques appartenant à une radiation électromagnétique. Ces champs oscillent conjointement sous forme d'ondes sinusoïdales se déplaçant à angle droit l'une par rapport à l'autre.

Mais la description continue des ondes électromagnétiques a été incapable d'interpréter certains phénomènes mis en évidence au début du 20^{ème} siècle. Il fallut alors faire appel à une description **discontinue, corpusculaire** du rayonnement : c'est la **théorie des quanta**, mise au point par Planck (1900). Dans cette théorie, l'énergie transportée par le rayonnement est quantifiée, chaque « grain » de rayonnement ou **photon** possédant le quantum d'énergie $E = hf^1$, f étant la fréquence du rayonnement et h une constante fondamentale, appelée constante de Planck qui vaut : $h = 6,62559.10^{-34}$ J.s.

Le photon est une particule de masse nulle. L'énergie E de chaque photon de fréquence f vaut :

$$E(\text{aspect corpusculaire}) = hf(\text{aspect ondulatoire})$$

Dans cette description du rayonnement, les échanges d'énergie entre matière et rayonnement se faisant de façon discontinue, l'énergie échangée ne peut être inférieure à $E = hf$. $E = hf$ apparaît comme la plus petite énergie pouvant être échangée entre matière et rayonnement, toute énergie échangée étant un multiple de $E = hf$.

Ces deux aspects du rayonnement (aspects ondulatoires et quantique ou corpusculaire) sont complémentaires et sont décrits de façon cohérente dans le cadre de la physique quantique élaborée dans les années 1930.

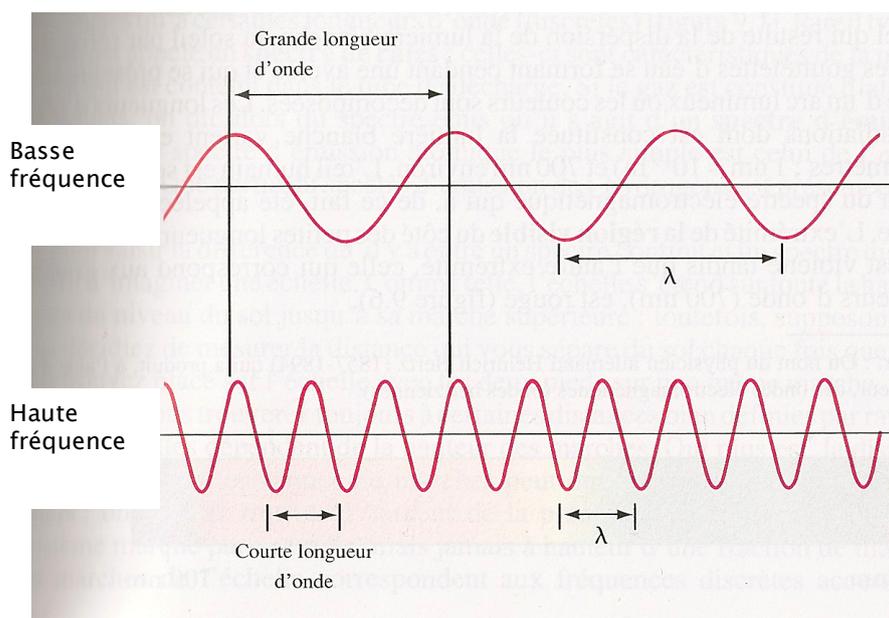
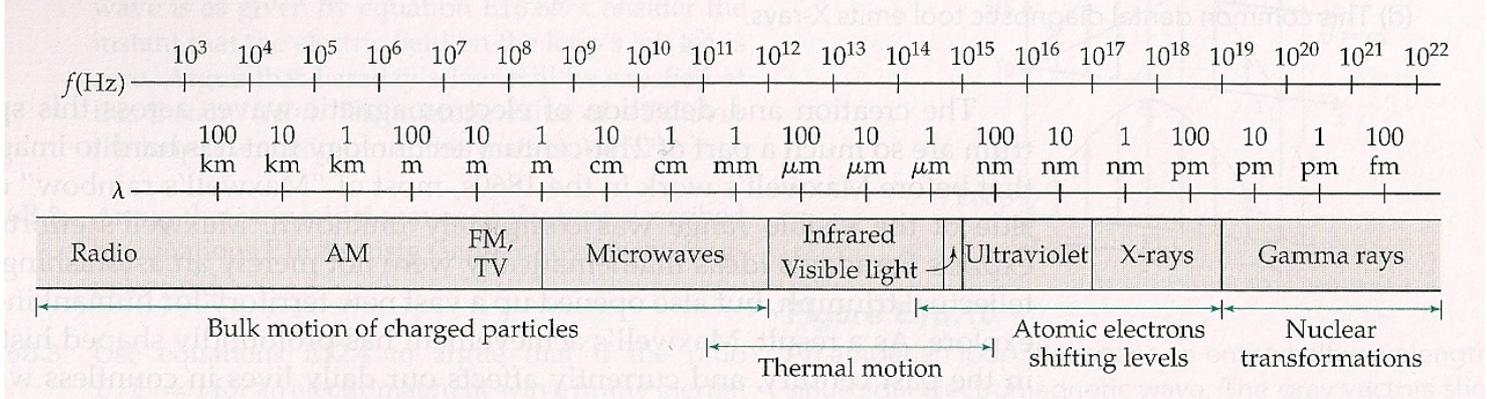


Figure 9.5 Deux variétés d'ondes, l'une se caractérisant par une longueur d'onde (l) trois fois supérieure à celle de l'autre. Si ces deux ondes se propagent d'un côté à l'autre de la page avec la même vitesse, trois crêtes de l'onde du bas passeront en un point donné pour seulement une crête de l'onde du haut. Dès lors, la fréquence de l'onde du bas est trois fois supérieure à celle de l'onde du haut.

1.2 Le spectre électromagnétique

Le rayonnement électromagnétique comprend toutes les longueurs d'onde réparties de façon continue, mais l'œil humain n'est sensible qu'à un infime domaine de l'ensemble du spectre électromagnétique: ce domaine est compris entre $\lambda = 400$ nm (couleur violette) et $\lambda = 800$ nm (couleur rouge). La figure ci-dessous représente l'ensemble du spectre (en longueur d'onde, wavelength en anglais, en fréquence et en énergie), la séparation entre les domaines est indicative et n'a rien de physique puisque λ varie de façon continue.

¹ Attention, le même lettre est utilisé pour désigner le vecteur champ électrique \vec{E} et l'énergie E .



II - RAIES SPECTRALES DE L'ATOME D'HYDROGENE

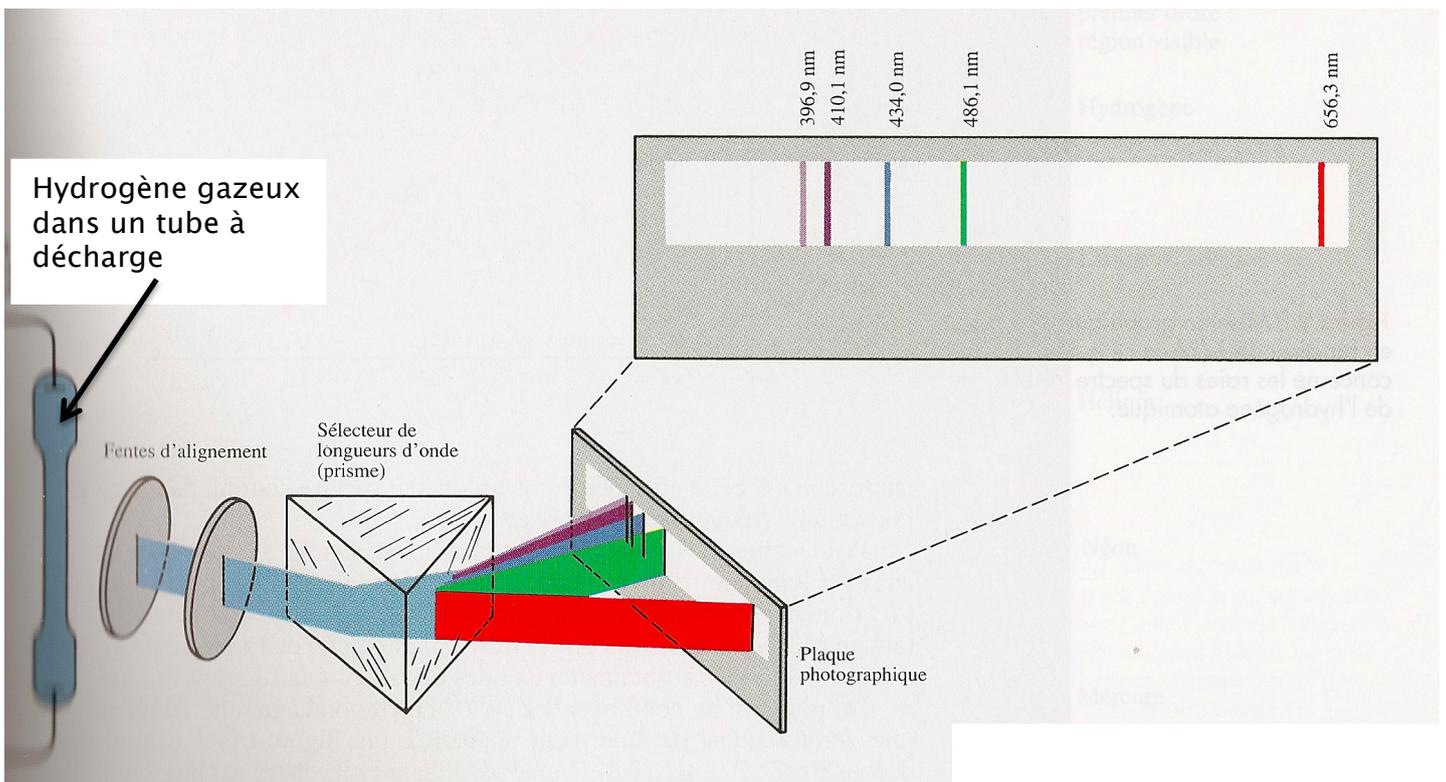
2.1 Description du spectre

Dans son état normal, la matière n'émet aucun rayonnement. Mais lorsqu'elle est « excitée » c'est-à-dire lorsqu'on lui fournit de l'énergie, elle peut « restituer » cette énergie sous forme lumineuse (ou plus généralement sous forme de rayonnement électromagnétique). L'énergie fournie peut l'être sous forme thermique ou électromagnétique.

Lorsque l'on excite un gaz de dihydrogène (par exemple par décharge électrique), on observe l'émission de lumière visible dont l'étude est faite, par exemple, avec un spectroscopie à prisme (voir TP d'optique).

L'étude expérimentale du spectre est très simple car il est composé d'un petit nombre de raies dans le visible (4) (voir figure ci-dessous).

Figure 9.7 Représentation schématique d'un spectromètre atomique. Lorsqu'une étincelle jaillit dans le tube à décharge, les molécules du gaz qu'il contient (dans ce cas-ci, de l'hydrogène) se dissocient en atomes, lesquels n'émettent que des radiations de fréquences bien précises. Cette radiation est transformée en un faisceau à l'aide de fentes d'alignement ; le faisceau traverse ensuite un sélecteur de longueurs d'onde (par exemple, un prisme) puis vient impressionner une plaque photographique. Il en résulte un spectre de raies. Les longueurs d'onde des raies qui apparaissent dans ces spectres dépendent de la nature du gaz dont a été rempli le tube de décharge.



2.2 Constante de Rydberg

Le premier travail des chercheurs, après l'observation et l'étude expérimentale du spectre, fut de rechercher une relation empirique entre les caractéristiques des différentes raies spectrales.

Cette relation prend une forme particulièrement simple si la raie spectrale est caractérisée par son **nombre d'onde** $\sigma = 1/\lambda$. C'est Balmer qui établit cette relation en 1885 :

$$\sigma = R_H \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{m^2} \right) \quad R_H = 109677,6 \text{ cm}^{-1}$$

m est un entier pouvant prendre les valeurs 3,4,5,... et R_H la **constante de Rydberg** déterminée de façon expérimentale.

Suivant les valeurs de m , on retrouve les 4 radiations du spectre visible :

$$m = 3 \rightarrow \lambda = 656 \text{ nm}$$

$$m = 4 \rightarrow \lambda = 486 \text{ nm}$$

$$m = 5 \rightarrow \lambda = 434 \text{ nm}$$

$$m = 6 \rightarrow \lambda = 410 \text{ nm}$$

Au-delà de $m = 6$, on a $\lambda < 400 \text{ nm}$, on se trouve dans l'ultraviolet. On constate que les raies sont de plus en plus rapprochées au fur et à mesure que l'entier m devient plus grand.

2.3 Formule de Ritz

Ritz a généralisé la relation de Balmer aux autres séries de l'atome d'hydrogène :

$$\sigma = R_H \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right) \quad m \text{ et } n \text{ deux entiers avec } m > n$$

Série de	$n = 1$ Lyman (1916)	$n = 2$ Balmer (1885)	$n = 3$ Paschen (1908)	$n = 4$ Brackett (1922)	$n = 5$ Pfund (1924)
Domaine	UV lointain	Visible et proche UV	Infrarouge		

III - INTERPRETATION DE BOHR

A la fin du 19^{ème} siècle la physique du « continu » était incapable de donner une interprétation théorique de ce spectre. Nous allons étudier la première interprétation théorique, celle proposée par le physicien Danois Niels Bohr (1913). Ce dernier joua un rôle de premier plan dans l'élaboration de la physique quantique.

Les hypothèses « ad hoc » formulées par Bohr en 1913, qui mélangent physique classique et quantification, sont en contradiction avec la théorie quantique actuelle. Mais à cause de l'importance historique de cette théorie (qui fut le premier jalon vers une théorie quantique complète), de sa simplicité et de l'excellent résultat qu'elle fournit pour l'atome d'hydrogène, nous

allons développer l'interprétation de Bohr qui doit être considéré comme une application du cours de physique.

3.1 Un modèle en sciences physiques

Toute théorie, dans le domaine des sciences expérimentales, ne peut s'élaborer que si l'on fait le choix d'un **modèle**, c'est-à-dire si l'on représente le phénomène étudié par une image, cette image permettant une mathématisation du problème étudié. Autrement dit à partir d'un modèle censé représenter le phénomène étudié, on peut développer toute une série de calculs aboutissant à des résultats que l'on confronte avec l'expérience. Si cette vérification est bonne, le modèle a été correctement choisi pour la description du phénomène étudié. Dans le cas contraire, il faut affiner le modèle, c'est-à-dire modifier certains paramètres qui le décrivent jusqu'à concordance entre les calculs théoriques et les réalités expérimentales.

Mais, toute théorie, reposant sur le choix d'un modèle, peut être limitée, c'est-à-dire qu'elle permet d'interpréter seulement un certain nombre de faits ; alors cette théorie est remplacée par une théorie plus générale par le choix d'un modèle plus approprié. N'oublions pas également que, si une théorie doit interpréter les faits expérimentaux connus, elle doit également permettre de découvrir de nouveaux phénomènes.

3.2 L'atome d'hydrogène selon Bohr (1913)

Cette partie sera étudiée plus tard en détail comme application du cours de mécanique

système physique étudié : un **proton** et un **électron**. Par analogie avec le système solaire, on suppose que l'électron décrit une **trajectoire circulaire de rayon r** (cette hypothèse est erronée à l'heure actuelle) autour du proton supposé fixe.

Application du principe fondamental de la dynamique à l'électron :

L'électron est soumis à la force électrostatique de la part du proton ; de plus en utilisant l'expression de l'accélération pour un mouvement circulaire, on obtient :

$$\vec{f} = m\vec{a} = -m \frac{v^2}{r} \vec{u}_r = \frac{(-e)e}{4\pi\epsilon_0 r^2} \vec{u}_r \text{ avec } \vec{u}_r \text{ vecteur unitaire dans la direction proton-électron,}$$

$$\text{ce qui donne : } v^2(r) = \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 m r}$$

Expression des énergies :

$$\text{Energie cinétique : } E_c(r) = \frac{1}{2} m v^2 = \frac{e^2}{8\pi\epsilon_0 r}$$

$$\text{Energie potentielle d'interaction électrostatique : } E_p(r) = \frac{-e^2}{4\pi\epsilon_0 r}$$

$$\text{Energie totale : } E(r) = E_c(r) + E_p(r) = \frac{-e^2}{8\pi\epsilon_0 r}$$

Conditions de quantification :

$$\text{Moment cinétique de l'électron : } \vec{L} = m\vec{v} \wedge \vec{r} \text{ soit } L = mvr$$

Bohr a introduit une hypothèse « ad hoc » en **quantifiant le moment cinétique** de l'électron tel que : $L = mvr = n\hbar$ avec n entier naturel et $\hbar = h/2\pi$. Cette hypothèse, erronée de nos jours, a permis de trouver néanmoins les expressions littérales exactes des énergies et rayons quantifiés de l'atome d'hydrogène. Cette condition donne : $v^2 = n^2 \frac{h^2}{4\pi^2 m^2 r^2}$.

Résultats :

On obtient ainsi l'expression de l'énergie et du rayon de l'électron

$$E_n = \frac{-|E_1|}{n^2} \text{ avec } |E_1| = \frac{me^4}{8\epsilon_0^2 h^2} = 13.6 \text{ eV et } r_n = n^2 a_0 \text{ avec } a_0 = \frac{\epsilon_0 h^2}{\pi m e^2} = 52,9 \text{ pm}$$

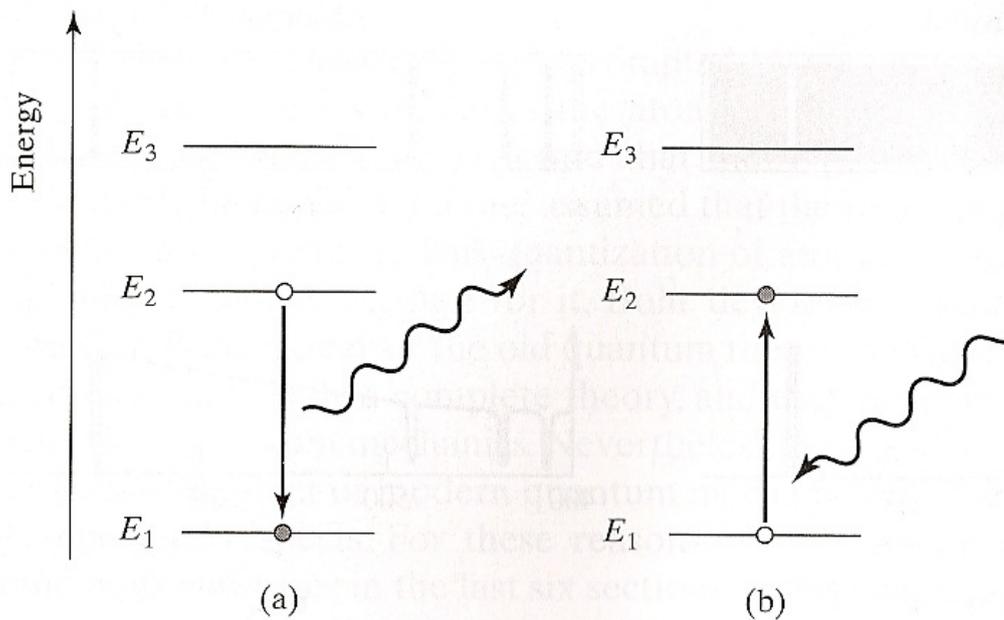
3.3 Discussion et conséquences du modèle de Bohr

A chaque valeur du nombre entier n correspond une valeur de l'énergie de l'électron ainsi qu'une valeur possible du rayon de la trajectoire circulaire stable ou **orbitale**. Ainsi l'état physique de l'électron est caractérisé par un nombre entier n , appelé **nombre quantique principal**, et non plus comme en mécanique newtonienne par son vecteur position et son vecteur vitesse.

Quand l'électron passe d'une orbitale d'énergie E_n à une orbitale d'énergie $E_m > E_n$, il **absorbe** un photon de fréquence $\nu_{n,m}$ tel que $E_m - E_n = hf_{n,m}$. De même, quand l'électron passe d'une orbitale d'énergie E_m à une orbitale d'énergie $E_n < E_m$, il **émet** un photon de fréquence $f_{n,m}$. Ce processus est schématisé sur la figure ci-dessous



Niels Bohr (1885-1962), physicien Danois, prix Nobel de physique en 1922. Il fut l'un des principaux artisans de l'édification de la physique quantique.



Si on remplace E_n et E_m par leur expression déduite du modèle de Bohr, on a :

$$\sigma = \frac{1}{\lambda} = \frac{f}{c} = \frac{E_m - E_n}{hc} = \frac{me^4}{8\epsilon_0^2 h^3 c} \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right).$$

Cette expression est identique à celle de Ritz en posant :

$$R_H = \frac{me^4}{8\epsilon_0^2 h^3 c}$$

On trouve en faisant l'application numérique $R_H = 109737,8 \text{ cm}^{-1}$ ce qui est en excellent accord avec la valeur de la mesure expérimentale.

Le modèle de Bohr permet de retrouver avec succès le spectre d'émission de l'atome d'hydrogène observé expérimentalement. La figure page 8 donne le diagramme énergétique de l'atome d'hydrogène

L'hydrogène, dans son état **fondamental** ou non excité, occupe le **niveau de plus basse énergie**, c'est-à-dire $n = 1$, $E_1 = -13,6 \text{ eV}$.

3.4 Cas des autres atomes

Pour les autres atomes, les diagrammes d'énergie observés expérimentalement sont beaucoup plus complexes. Le modèle de Bohr à un seul nombre quantique ne permet absolument pas de les interpréter théoriquement. Il faut alors faire appel à la physique quantique. Dans ce cas, les niveaux d'énergie des divers électrons de l'atome sont décrits cette fois par **plusieurs nombres quantiques**, comme nous allons le voir.

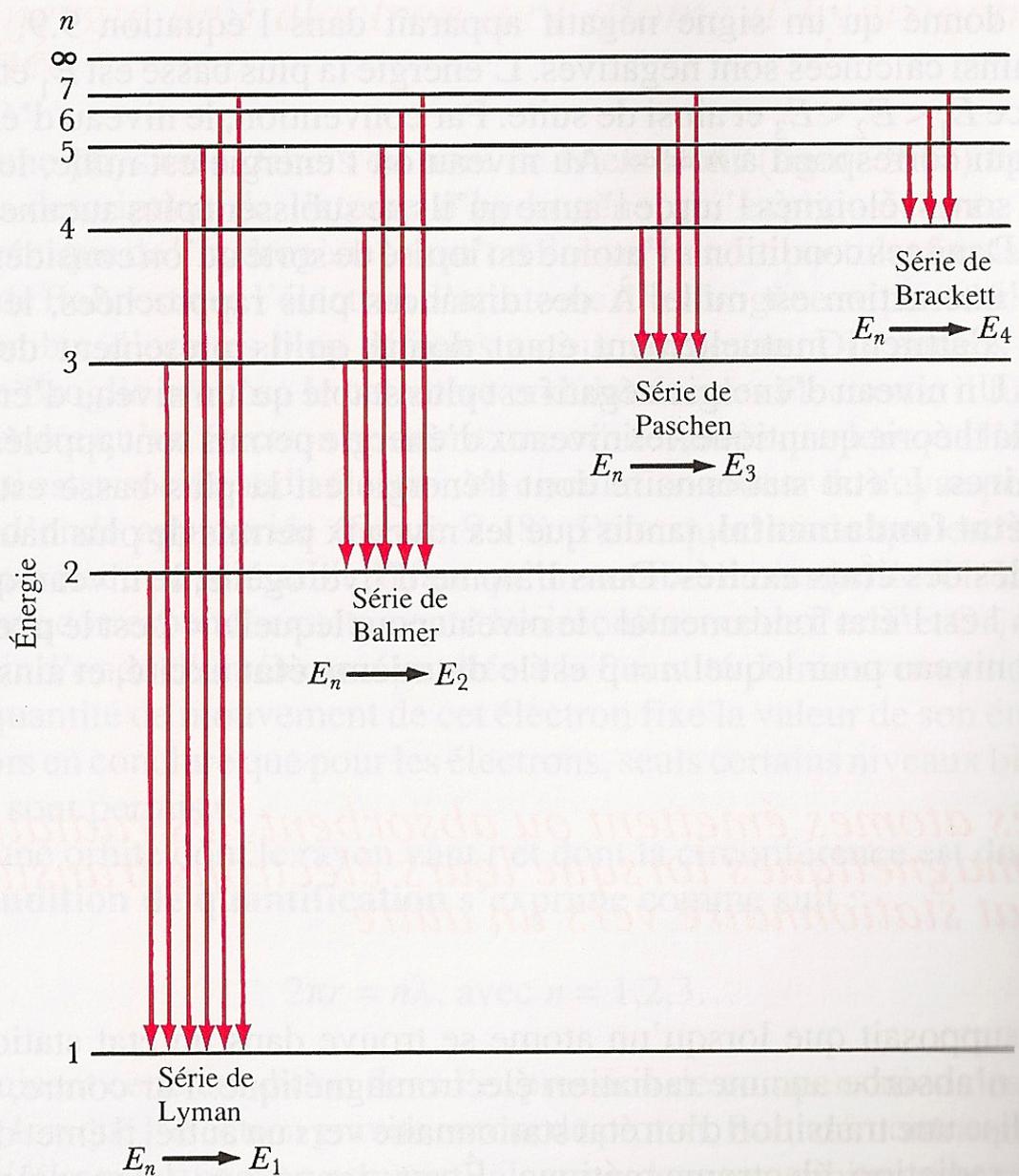


Figure 9.19a Transitions, dans un atome d'hydrogène, des niveaux d'énergie supérieurs vers des niveaux d'énergie inférieurs. Chaque transition se traduit par l'émission d'un photon. Les diverses séries de raies sont appelées : la série de Lyman (de $n > 1$ vers $n = 1$), la série de Balmer (de $n > 2$ vers $n = 2$), la série de Paschen (de $n > 3$ vers $n = 3$) et la série de Brackett (de $n > 4$ vers $n = 4$). Ces séries portent les noms de leurs découvreurs.

IV – LA PHYSIQUE QUANTIQUE : QUELQUES MOTS

Avertissement :

L'objectif de ce paragraphe est avant tout culturel ; les notions présentées ici ne sont pas exigibles au programme. La lecture de ce dernier est cependant fortement conseillée : d'une part, elle permet de mieux comprendre la suite (qui elle est exigible au programme) et d'autre part, le rôle central joué par la physique quantique dans la science fait qu'il est souhaitable d'avoir quelques notions sur cette théorie pour de futurs ingénieurs.

4.1 Les inégalités d'Heisenberg

En physique classique (ou de Newton), une particule (par exemple l'électron sur lequel nous raisonnerons par la suite) est décrit par la donnée de son vecteur position $\vec{r}(t)$ et de son vecteur vitesse $\vec{v}(t)$ à un instant t donné. La connaissance des forces subies par cette particule et des conditions initiales permet, par application du principal fondamental de la dynamique, de déterminer $\vec{r}(t)$ et $\vec{v}(t)$. Ainsi, il est possible de déterminer simultanément la position et la vitesse d'une particule dans le monde « macroscopique » régi par la physique classique.

Ce n'est pas le cas dans le monde submicroscopique : **toutes les grandeurs physiques du monde macroscopique ne sont pas observables simultanément dans le monde submicroscopique.** C'est le cas de toutes les grandeurs dites « conjuguées » dont le produit est homogène à une « action » : énergie et durée, position et quantité de mouvement... De telles grandeurs sont dites incompatibles et sont soumises aux inégalités de Heisenberg, établies par ce dernier en 1926.

a) Inégalité d'Heisenberg : énergie et durée

Si un système physique est dans un état d'énergie E qui est dispersée dans un intervalle de largeur ΔE , ce système a une durée de vie de l'ordre de Δt tel que :

$$\Delta E \Delta t \geq \frac{h}{2\pi}$$

L'énergie d'un état n'est définie avec précision ($\Delta E \rightarrow 0$) que si cet état a une durée de vie très longue ($\Delta t \rightarrow \infty$), c'est-à-dire si cet état est très stable.



Werner Karl Heisenberg, (5 décembre 1901 - 1er février 1976) est un physicien allemand. C'est un des pères fondateurs de la physique quantique. Il a reçu le prix Nobel de physique en 1932.

b) Inégalité d'Heisenberg : position et quantité de mouvement

Si une particule se trouve à la distance r de l'origine, à Δr près, la norme de sa quantité de mouvement $p = mv$ est dispersée dans un intervalle de largeur Δp tel que :

$$\Delta r \Delta p \geq \frac{h}{2\pi}$$

La quantité de mouvement d'un système n'est définie avec précision que si le système, dans cet état, a une extension spatiale très grande.

Attention : Les inégalités d'Heisenberg sont des lois fondamentales de la nature et ne sont pas des incertitudes liées aux appareils de mesures.

Exemple

i) Soit un snow borbord de masse $m = 70 \text{ kg}$ et de vitesse $v = 15 \text{ m.s}^{-1}$ à $\Delta v = 1 \text{ m.s}^{-1}$ près. Sa position est connue à $\Delta r \geq \frac{h}{2\pi m \Delta v}$ soit $\Delta r \geq 1,5 \cdot 10^{-36} \text{ m}$, ce qui est une incertitude dérisoire (beaucoup plus petite que les incertitudes liées aux appareils de mesure). Ainsi le concept de trajectoire défini en mécanique classique est tout à fait pertinent.

ii) Soit un électron dans un atome de masse $m = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$ et de vitesse $v = 2,2 \cdot 10^6 \text{ m.s}^{-1}$ à $\Delta v = 0,1 \cdot 10^6 \text{ m.s}^{-1}$ près. Sa position est connue à $\Delta r \geq \frac{h}{2\pi m \Delta v}$ soit $\Delta r \geq 1,2 \cdot 10^{-9} \text{ m} = 1,2 \text{ nm}$. Cette incertitude est énorme à l'échelle de l'atome : l'électron de l'atome d'hydrogène dans son état fondamental, décrit dans le modèle de Bohr une trajectoire circulaire de rayon $r = 52,9 \text{ pm}$

Ce dernier exemple nous conduit à la conclusion suivante :

Dans le monde submicroscopique, on ne peut connaître simultanément la position et la vitesse d'une particule, le concept de trajectoire n'a plus de sens.

4.2 Fonction d'onde

Pour décrire le comportement d'un électron au point $M(x, y, z)$ à l'instant t , la physique quantique substitue à la notion de trajectoire ($\vec{r}(t)$ et $\vec{v}(t)$), une fonction mathématique dans l'espace des complexes $\psi(x, y, z, t)$ appelée **fonction d'onde**.

Seul le module carré de cette fonction d'onde $\psi \psi^* = \psi^2$ a un sens physique. En effet $dP = \psi^2 d\tau$ avec $d\tau = dx dy dz$ représente la **probabilité de trouver l'électron dans le volume $d\tau$** autour du point $M(x, y, z)$ à l'instant t . Ainsi ψ^2 est une **densité de probabilité** de présence ou encore une probabilité de présence par unité de volume.

A l'échelle submicroscopique, on ne peut avoir accès qu'à la probabilité de présence de l'électron en un point de l'espace.

L'interprétation probabiliste de $\psi(x,y,z,t)$ lui impose de vérifier certaines conditions : si nous étendons notre étude à l'univers entier, nous sommes certains d'y trouver la particule ; la probabilité de trouver l'électron dans l'univers est égale à 1. $\psi(x,y,z,t)$ doit donc vérifier la condition suivante, appelée **condition de normalisation** :

$$\iiint_{\text{espace}} \psi \psi^* dx dy dz = 1$$

4.3 Equation de Schrödinger

Nous souhaitons à présent décrire le comportement d'un électron dans un atome en régime stationnaire, c'est-à-dire quand le système étudié est indépendant du temps.

Pour cela il faut résoudre une équation différentielle ; **l'équation de Schrödinger** (1926) qui est l'équation fondamentale de la physique quantique pour des particules non relativistes (c'est en quelque sorte l'équivalent du principe fondamental de la dynamique pour la physique classique)

La résolution de cette équation n'est pas simple. Nous retiendrons qu'elle fait apparaître, pour un électron, un nombre discret de couples de fonction d'onde et d'énergie associée (ψ_i, E_i) , solutions caractérisées par des **nombre quantiques** (nous avons déjà vu dans le cadre du modèle de Bohr le nombre quantique principal n). Les fonctions d'onde solutions ψ_i sont appelées **orbitales atomiques** : leur carré représente la densité de probabilité de présence de l'électron correspondant au niveau d'énergie E_i .



Erwin Rudolf Josef Alexander Schrödinger, (12 août 1887 à Vienne, mort le 4 janvier 1961) est un physicien autrichien. C'est un autre père fondateur de la physique quantique, il a reçu le prix Nobel de physique en 1933.

V – LES NOMBRES QUANTIQUES

Nous allons à présent caractériser l'état d'un électron à l'aide des nombres quantiques issus de la résolution de l'équation de Schrödinger. Nous pourrions ainsi décrire les niveaux d'énergie des électrons dans un atome. A présent, tous les résultats que nous allons donner (et qui sont justifiés par la physique quantique) sont à connaître dans le cadre du programme.

5.1 Description de l'état d'un électron dans un atome

En physique quantique, l'état d'un électron d'un atome peut être décrit à l'aide de quatre nombres dits **quantiques** et notés : n, ℓ, m_ℓ, m_s .

- n est appelé **nombre quantique principal**, il est lié à l'énergie de l'atome. C'est un nombre entier positif : $n \in \mathbb{N}^*$.
- ℓ est appelé **nombre quantique secondaire** ou azimutal, il est lié à la norme du moment cinétique de l'atome. C'est un nombre entier positif ou nul inférieur ou égal à $n-1$: $\ell \in \mathbb{N} \quad 0 \leq \ell \leq n-1$.
- m_ℓ est appelé **nombre quantique magnétique**, il est lié à la projection sur un axe du moment cinétique. C'est un entier relatif compris entre $-\ell$ et $+\ell$: $m_\ell \in \mathbb{Z} \quad -\ell \leq m_\ell \leq +\ell$.
- m_s est appelé **nombre quantique magnétique de spin**, il n'a pas d'équivalent en physique classique. Pour un électron, m_s peut prendre deux valeurs seulement : $m_s = +\frac{1}{2}$ ou $m_s = -\frac{1}{2}$.

L'état d'un électron est défini par le quadruplet (n, ℓ, m_ℓ, m_s) .

5.2 Niveau d'énergie d'un électron dans un atome

On a déjà vu que pour l'atome d'hydrogène les niveaux d'énergie de ce dernier étaient quantifiés (c'est-à-dire discrets) et dépendaient du nombre quantique principal n .

Pour les autres atomes, l'énergie des électrons est aussi **quantifiée**. Les valeurs des énergies dépendent cette fois du nombre quantique principal n mais aussi du nombre quantique secondaire ℓ . **Ainsi l'énergie d'un atome est égale à la somme des énergies de ses différents électrons : elle est quantifiée.**

Les électrons d'un atome se répartissent sur des niveaux d'énergie caractérisés par le doublet (n, ℓ) .

Par tradition, pour les premières valeurs du nombre ℓ , on associe les lettres suivantes (il s'agit de la notation spectroscopique) :

Valeur de ℓ	0	1	2	3	4
Notation spectroscopique	<i>s</i>	<i>p</i>	<i>d</i>	<i>f</i>	<i>g</i>

- Le niveau ns correspond au doublet $(n,0)$.
- Le niveau np correspond au doublet $(n,1)$ etc...

Si on considère le niveau $2p$ défini par $n=2$ et $\ell=1$, on peut envisager trois valeurs différentes pour $m_\ell = -1, 0, 1$. Les trois triplets np correspondants soit $(2,1,1)$, $(2,1,0)$ et $(2,1,-1)$ définissent trois orbitales atomiques d'égale énergie.

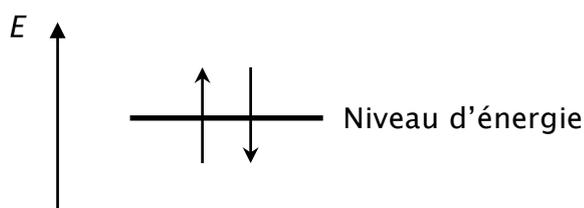
Lorsque à un même niveau d'énergie correspondent plusieurs orbitales atomiques, ce niveau d'énergie est dit **dégénéré**.

Ainsi le niveau $2p$ est dégénéré trois fois. Le tableau ci-dessous résume les résultats précédents.

TABLEAU 9.7 Les valeurs permises de l et m_l pour $n = 1$ à $n = 4$

n	l	m_l	Orbitale	Nombre d'orbitales
1	0	0	1s	1
2	0	0	2s	1
	1	1, 0, -1	2p	3
3	0	0	3s	1
	1	1, 0, -1	3p	3
	2	2, 1, 0, -1, -2	3d	5
4	0	0	4s	1
	1	1, 0, -1	4p	3
	2	2, 1, 0, -1, -2	4d	5
	3	3, 2, 1, 0, -1, -2, -3	4f	7

L'état d'un électron dans un atome est donc décrit par une orbitale, associée à un niveau d'énergie orbitalaire et par un état de **spin**, correspondant à l'une des deux valeurs possibles du nombre quantique magnétique de spin. On peut dire alors que l'électron « **occupe** » le niveau d'énergie orbitalaire, on le représente schématiquement comme ci-dessous.



L'électron est représenté par une flèche orientée :

- vers le haut pour $m_s = +1/2$
- vers le bas pour $m_s = -1/2$

L'expression « occupe » est abusive car une orbitale atomique ne peut exister seul, elle est liée à la présence d'un électron.

Il nous reste maintenant à savoir comment classer les différents niveaux d'énergie suivant la valeur croissante de leur énergie et comment répartir les différents électrons de l'atome sur ces niveaux d'énergie. C'est l'objet du paragraphe suivant.

TABLEAU 9.8 Les combinaisons permises des quatre nombres quantiques pour $n = 1$ à $n = 3$

n	l	m_l	m_s
1	0	0	+1/2 ou -1/2
2	1	0	+1/2 ou -1/2
		1	+1/2 ou -1/2
		0	+1/2 ou -1/2
3	2	-1	+1/2 ou -1/2
		0	+1/2 ou -1/2
		1	+1/2 ou -1/2
	1	0	+1/2 ou -1/2
		-1	+1/2 ou -1/2
		-2	+1/2 ou -1/2

VI - CONFIGURATION ELECTRONIQUE D'UN ATOME

6.1 Configuration électronique

Etablir la configuration électronique d'un atome, ou d'un ion monoatomique, dans un état donné, consiste à indiquer la répartition, dans cet état, des électrons dans les différentes orbitales atomiques $1s, 2s, 2p, 3s...$, le nombre d'électrons étant noté en exposant (cf tableau page 13).

- Une orbitale atomique caractérisée par n est aussi appelée une **couche**.
- A chaque couche correspondent différentes **sous-couches** caractérisées par les couples (n, ℓ)

La notation $1s^2$ signifie que deux électrons occupent l'orbitale atomique $1s$. Pour établir la configuration électronique d'un atome polyélectronique dans son **état fondamental** (l'état de plus basse énergie), nous allons utiliser les règles présentées ci-après.

6.2 Principe d'exclusion de Pauli (1925)

Dans un édifice monoatomique, deux électrons ne peuvent pas avoir leurs quatre nombres quantiques (n, ℓ, m_ℓ, m_s) identiques.

Ainsi, deux électrons qui occupent une sous-couche 1s sont décrits par le quadruplet $(1,0,0,+1/2)$ pour l'un et $(1,0,0,-1/2)$ pour l'autre. Ils ont la même énergie, mais leurs nombres magnétiques de spin sont opposés ; on dit que leurs spins sont **antiparallèles** ou **appariés**.

Une orbitale atomique ne peut donc pas décrire (ou contenir) plus de deux électrons.

Chaque couche (caractérisée par n) ne peut contenir qu'un nombre limité d'électrons ; la couche de numéro n contient au maximum $2n^2$ électrons.

6.3 Règle de Klechkowski (1925)

Il s'agit d'une règle empirique qui permet de retrouver l'ordre de remplissage des sous-couches afin d'obtenir la configuration électronique d'un atome dans son état fondamental (celui de plus basse énergie).

Dans un atome polyélectronique, l'ordre de remplissage des sous-couches (caractérisées par les nombres quantiques n et ℓ) est celui pour lequel la somme $n + \ell$ croît.

Quand deux sous-couches ont la même valeur pour la somme $n + \ell$, la sous-couche qui est occupée la première est celle dont le nombre quantique principal n est le plus petit.

Pour chaque couche n , on associe une lettre comme cela a été vu au lycée : K pour $n=1$, L pour $n=2$, M pour $n=3$, N pour $n=4$. Les figures ci-dessus montrent l'arrangement des couches et sous-couches par énergie croissante.



Wolfgang Ernst Pauli (25 avril 1900 à Vienne - 15 décembre 1958) est un physicien autrichien. Il a reçu le prix Nobel de physique en 1945. Il est connu pour sa définition du principe d'exclusion en physique quantique. Il a contribué aussi de façon importante à l'édification de la physique quantique.

À l'âge de 21 ans, il écrivit un article remarquable (et remarqué par Einstein lui-même) de synthèse des théories de la relativité restreinte et de la relativité générale pour une encyclopédie.

Figure 9.32 Les énergies relatives des orbitales atomiques. (a) Dans le cas de l'hydrogène, l'énergie dépend uniquement du nombre quantique principal ; dès lors, les orbitales qui sont caractérisées par la même valeur de n se trouvent à un même niveau énergétique. (b) Dans le cas des atomes polyélectroniques, les énergies des orbitales dépendent tant du nombre quantique principal n que du nombre quantique azimutal l . Cette fois donc, les orbitales caractérisées par la même valeur de n mais qui diffèrent par la valeur de l accusent des énergies différentes.

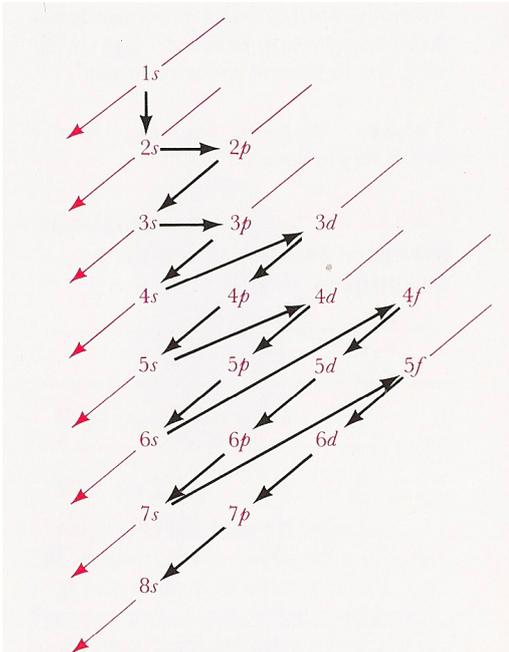
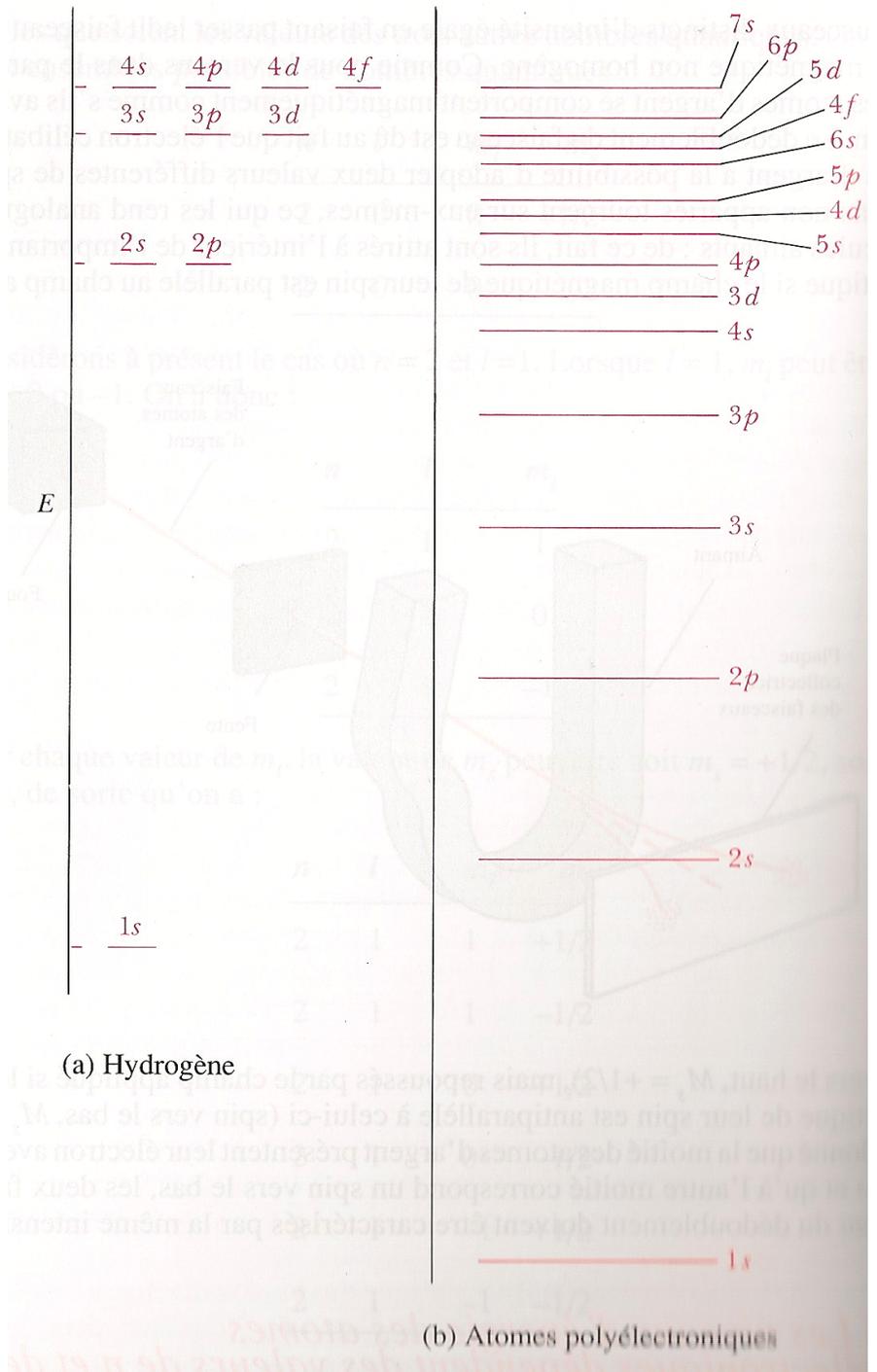


Figure 9.33 Un moyen mnémotechnique pour retrouver l'ordre croissant des énergies des orbitales des atomes neutres polyélectroniques. L'ordre adéquat des énergies des orbitales des atomes autres que l'hydrogène s'obtient en descendant aussi loin que possible sur une diagonale, puis en sautant le plus en haut sur la diagonale suivante.



L'occupation des orbitales selon le principe d'exclusion de Pauli

n		l	m_l	m_s
1	(couche K) (2 électrons)	0 (sous-couche s) (2 électrons)	0	+1/2 ou -1/2
		<hr style="border-top: 1px dashed red;"/>		
2	(couche L) (8 électrons)	0 (sous-couche s) (2 électrons)	0	+1/2 ou -1/2
		1 (sous-couche p) (6 électrons)	+1	+1/2 ou -1/2
			0	+1/2 ou -1/2
			-1	+1/2 ou -1/2
<hr style="border-top: 1px dashed red;"/>				
3	(couche M) (18 électrons)	0 (sous-couche s) (2 électrons)	0	+1/2 ou -1/2
		1 (sous-couche p) (6 électrons)	+1	+1/2 ou -1/2
			0	+1/2 ou -1/2
			-1	+1/2 ou -1/2
		2 (sous-couche d) (10 électrons)	+2	+1/2 ou -1/2
			+1	+1/2 ou -1/2
			0	+1/2 ou -1/2
			-1	+1/2 ou -1/2
			-2	+1/2 ou -1/2
		<hr style="border-top: 1px dashed red;"/>		
4	(couche N) (32 électrons)	0 (sous-couche s) (2 électrons)	0	+1/2 ou -1/2
		1 (sous-couche p) (6 électrons)	+1	+1/2 ou -1/2
			0	+1/2 ou -1/2
			-1	+1/2 ou -1/2
		2 (sous-couche d) (10 électrons)	+2	+1/2 ou -1/2
			+1	+1/2 ou -1/2
			0	+1/2 ou -1/2
			-1	+1/2 ou -1/2
			-2	+1/2 ou -1/2
		3 (sous-couche f) (14 électrons)	+3	+1/2 ou -1/2
			+2	+1/2 ou -1/2
			+1	+1/2 ou -1/2
			0	+1/2 ou -1/2
-1	+1/2 ou -1/2			
-2	+1/2 ou -1/2			
-3	+1/2 ou -1/2			

6.4 Règle de Hund

Quand un niveau d'énergie est dégénéré et que le nombre d'électrons n'est pas suffisant pour saturer ce niveau, l'état de plus basse énergie est obtenu en utilisant le maximum d'orbitales atomiques, les spins des électrons non appariés étant parallèles.

6.5 Exemples de diagrammes énergétiques

a) Atome correspondant à $n = 1$ (niveau K) : il y a $n^2 = 1$ orbitale atomique (OA), c'est l'OA noté $1s$. Il n'y a donc que deux éléments possibles :

- $Z = 1$, l'atome H : l'unique électron étant placé sur l'OA de plus faible énergie $1s$, la structure électronique de l'atome H est notée $1s^1$.
- $Z = 2$, l'atome He : le deuxième électron va se placer sur l'OA $1s$ en respectant le principe d'exclusion de Pauli, la structure électronique est notée $1s^2$.

Le niveau K ne renferme que deux éléments.

b) Atome correspondant à $n = 2$ (niveau L) : il y a $2n^2 = 8$ éléments.

$Z = 3$ lithium Li configuration : $1s^2 2s^1$.

$Z = 4$ béryllium Be configuration : $1s^2 2s^2$.

$Z = 5$ Bore B configuration : $1s^2 2s^2 2p$.

$Z = 6$ carbone C configuration : $1s^2 2s^2 2p^2$.

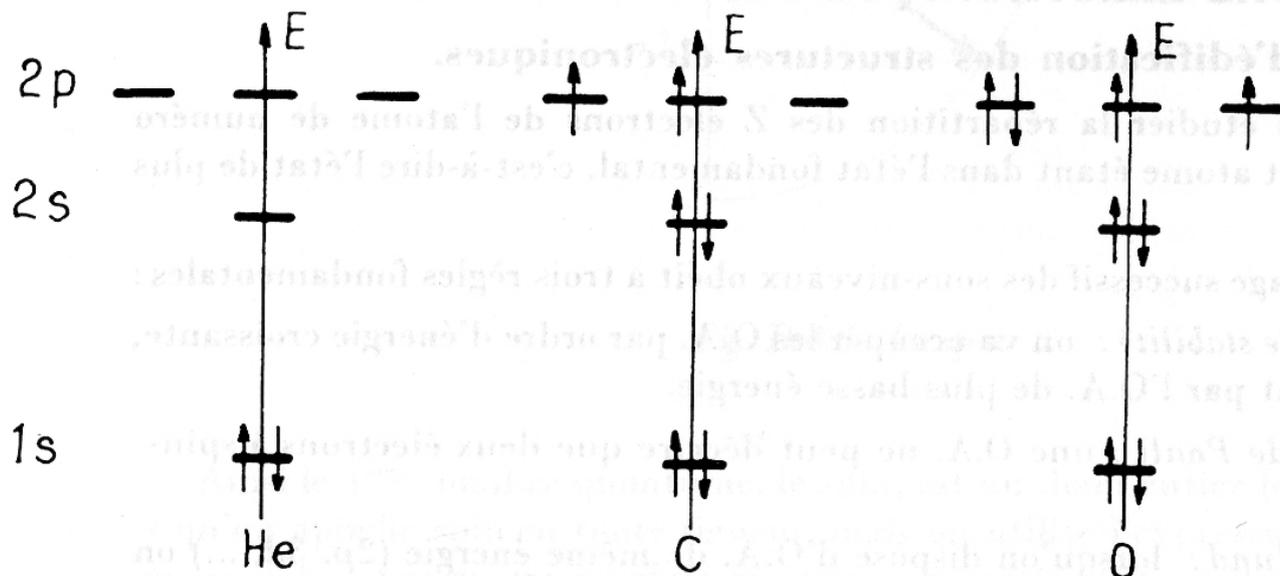
$Z = 7$ azote N configuration : $1s^2 2s^2 2p^3$.

$Z = 8$ oxygène O configuration : $1s^2 2s^2 2p^4$.

$Z = 9$ fluor F configuration : $1s^2 2s^2 2p^5$.

$Z = 10$ néon Ne configuration : $1s^2 2s^2 2p^6$.

Le schéma ci-dessous représente quelques diagrammes énergétiques. Pour le niveau $2p$ du carbone et de l'oxygène, il faut appliquer la règle de Hund.



Quand le nombre d'électrons augmente, la règle de Klechkowski étant empirique, elle peut présenter des exceptions. Ainsi pour l'atome de chrome, la configuration attendue est $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$, la configuration réelle est : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$. Pour l'atome de cuivre la configuration attendue est $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$, la configuration réelle est : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$. Ces deux exemples s'expliquent par la stabilisation particulière des sous-couches totalement ou à demi-remplies.

6.6 Electrons de cœur et électrons de valence

Pour un atome, les électrons dont l'énergie est la plus grande occupent les dernières sous-couches remplies ; ce sont ceux qui sont les moins liés au noyau. Ces électrons sont donc plus sensibles aux perturbations extérieures : ils sont appelés **électrons de valence**. Ce sont les électrons de valence qui sont mis en jeu dans les réactions chimiques et dans les liaisons moléculaires.

Les électrons de valence sont ceux dont le nombre quantique principal est le plus élevé ou ceux qui appartiennent à des sous-couches en cours de remplissage.

Les autres électrons de l'atome sont appelés **électrons de cœur** ; ils occupent les sous-couches de plus basse énergie, ce sont les électrons les plus liés au noyau.

Pour alléger l'écriture des configurations électroniques, on remplace la totalité ou une partie des électrons de cœur par le symbole chimique du gaz noble qui possède ce nombre d'électrons.

Exemple

L'aluminium $Z = 13$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ on écrit $[Ne] 3s^2 3p^1$ car la configuration électronique du néon est $1s^2 2s^2 2p^6$. La configuration $3s^2 3p^1$ est appelée **configuration électronique de valence**.

Dans l'étude de la classification périodique, on a vu que les éléments chimiques d'une même colonne avaient des propriétés chimiques similaires. Cela s'explique par la configuration électronique de valence des atomes.

Les atomes des éléments chimiques d'une colonne ont la même configuration électronique de valence ; ces éléments constituent une famille chimique et ont des propriétés chimiques voisines.

Exemple

Les halogènes : ils ont tendance à gagner un électron pour acquérir la structure d'un gaz noble très stable.

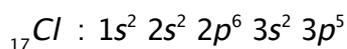
Chlore : $[Ne] 3s^2 3p^5$ et Brome : $[Ar] 3d^{10} 4s^2 4p^5$.

Ces deux atomes ont la même configuration électronique de valence. En gagnant un électron, la sous-couche p est saturée avec 6 électrons ce qui assure un surplus de stabilité à l'atome.

6.7 Différentes représentations de la structure électronique d'un atome

Il existe différentes « notations » pour la structure électronique d'un, notamment celle de Lewis qui est particulièrement utile pour l'étude de la formation des molécules (que nous étudierons plus tard). Nous allons lister ces différentes représentations sur un exemple : atome de chlore (Cl), $Z = 17$.

→ Représentation **spectroscopique** :

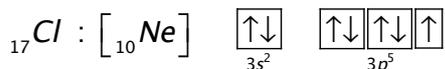


→ Représentation de la seule **configuration électronique de valence** :



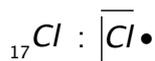
Les électrons de cœur sont remplacés par le symbole chimique du gaz noble qui possède ce nombre d'électrons.

→ Représentation à l'aide de « **case quantique** » :



On représente directement les électrons selon leur état de spin par des flèches comme on l'a déjà vu que l'on répartit dans des « cases quantiques » suivant les règles étudiées dans le cours précédent.

→ Représentation (ou schéma) de Lewis :



Dans cette représentation, seuls les électrons de valence sont indiqués. Un électron de valence célibataire (dans une case quantique) est noté par un point \bullet . Un couple d'électrons de valence apparié est noté par un tiret $—$ ou simplement par deux points $\bullet\bullet$ rapprochés.

Pour les ions, on utilise les mêmes représentations, il suffit de rajouter ou de retrancher les électrons gagnés ou perdus pour former l'ion correspondant.

Exemple

${}_7\text{N}^+$: $[\text{}_{2}\text{He}] \begin{array}{|c|} \hline \uparrow \\ \hline 2s^1 \end{array} \begin{array}{|c|c|c|} \hline \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline 2p^3 \end{array}$ on a donc selon Lewis : $\cdot\overset{\cdot}{\text{N}}\cdot^{\oplus}$. Il faut noter que c'est un électron 2s qui

part car une sous-couche à moitié remplie est plus stable. La charge globale de l'ion est entourée pour ne pas confondre avec un doublet dans le cas d'une charge globale négative.

On appelle **valence d'un atome**, le nombre d'électrons célibataires de ce dernier dans son état fondamental (ex : l'oxygène, valence=2, pour le fluor valence=1). Comme sur une même colonne les atomes ont la même structure électronique de valence, ils ont aussi la même valence (ex : les halogènes : valence=1).

Le tableau ci-dessous donne le schéma de Lewis des atomes dans leur état fondamental (sauf les métaux de transition). Il s'agit des atomes que l'on rencontrera le plus souvent.

1A 1	2A 2											3A 13	4A 14	5A 15	6A 16	7A 17	8A 18
·H	·Be·											·B·	·C·	·N·	·O·	·F·	·Ne:
·Li	·Mg·	3B 3	4B 4	5B 5	6B 6	7B 7	8B 8 9 10			1B 11	2B 12	·Al·	·Si·	·P·	·S·	·Cl·	·Ar:
·K	·Ca·											·Ga·	·Ge·	·As·	·Se·	·Br·	·Kr:
·Rb	·Sr·											·In·	·Sn·	·Sb·	·Te·	·I·	·Xe:
·Cs	·Ba·											·Tl·	·Pb·	·Bi·	·Po·	·At·	·Rn:
·Fr	·Ra·																

6.8 Détermination de la configuration électronique de valence par lecture du tableau périodique

L'organisation du tableau périodique est telle qu'il est très facile par simple lecture de trouver la configuration électronique de valence d'un élément chimique.

Exemple de l'oxygène :

Il se situe sur la deuxième période (deuxième ligne) donc $n = 2$. Il se situe sur la colonne 6A, il y a donc six électrons de valence à considérer. La configuration électronique de valence est donc $2s^2 2p^4$. L'oxygène fait partie du bloc p (cf tableaux ci-dessous).

The diagram illustrates the periodic table with orbital filling order indicated by arrows. The s-block (groups 1A, 2A, and 3B) is shaded orange, the f-block (lanthanides and actinides) is shaded grey, the d-block (transition metals) is shaded blue, and the p-block (groups 3A-7A and 8A) is shaded yellow. A central box shows the filling order: 1s, 2s, 3s, 4s, 5s, 6s, 7s, 4f, 5f, 3d, 4d, 5d, 6d, 7p, 6p, 5p, 4p, 3p, 2p.

1A (1)	2A (2)											3A (13)	4A (14)	5A (15)	6A (16)	7A (17)	8A (18)				
1 1s	2s														2p						
2 3s	4s														3p						
3 4s	5s											3B (3)	4B (4)	5B (5)	6B (6)	7B (7)	8B (8) (9) (10)	1B (11)	2B (12)		
4 5s	6s														4p						
5 6s	7s														5p						
6 7s															6p						
7 7s															7p						
s block		f block										d block						p block			

Le tableau suivant donne la configuration électronique des éléments du tableau périodique dans leur état fondamental.

Table 14.3

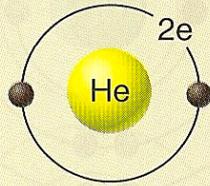
The Ground-State Electron Configurations of the Elements*

Atomic Number	Symbol	Electron Configuration	Atomic Number	Symbol	Electron Configuration	Atomic Number	Symbol	Electron Configuration
1	H	$1s^1$	37	Rb	$[\text{Kr}]5s^1$	73	Ta	$[\text{Xe}]6s^24f^{14}5d^3$
2	He	$1s^2$	38	Sr	$[\text{Kr}]5s^2$	74	W	$[\text{Xe}]6s^24f^{14}5d^4$
3	Li	$[\text{He}]2s^1$	39	Y	$[\text{Kr}]5s^24d^1$	75	Re	$[\text{Xe}]6s^24f^{14}5d^5$
4	Be	$[\text{He}]2s^2$	40	Zr	$[\text{Kr}]5s^24d^2$	76	Os	$[\text{Xe}]6s^24f^{14}5d^6$
5	B	$[\text{He}]2s^22p^1$	41	Nb	$[\text{Kr}]5s^14d^4$	77	Ir	$[\text{Xe}]6s^24f^{14}5d^7$
6	C	$[\text{He}]2s^22p^2$	42	Mo	$[\text{Kr}]5s^14d^5$	78	Pt	$[\text{Xe}]6s^14f^{14}5d^9$
7	N	$[\text{He}]2s^22p^3$	43	Tc	$[\text{Kr}]5s^24d^5$	79	Au	$[\text{Xe}]6s^14f^{14}5d^{10}$
8	O	$[\text{He}]2s^22p^4$	44	Ru	$[\text{Kr}]5s^14d^7$	80	Hg	$[\text{Xe}]6s^24f^{14}5d^{10}$
9	F	$[\text{He}]2s^22p^5$	45	Rh	$[\text{Kr}]5s^14d^8$	81	Tl	$[\text{Xe}]6s^24f^{14}5d^{10}6p^1$
10	Ne	$[\text{He}]2s^22p^6$	46	Pd	$[\text{Kr}]4d^{10}$	82	Pb	$[\text{Xe}]6s^24f^{14}5d^{10}6p^2$
11	Na	$[\text{Ne}]3s^1$	47	Ag	$[\text{Kr}]5s^14d^{10}$	83	Bi	$[\text{Xe}]6s^24f^{14}5d^{10}6p^3$
12	Mg	$[\text{Ne}]3s^2$	48	Cd	$[\text{Kr}]5s^24d^{10}$	84	Po	$[\text{Xe}]6s^24f^{14}5d^{10}6p^4$
13	Al	$[\text{Ne}]3s^23p^1$	49	In	$[\text{Kr}]5s^24d^{10}5p^1$	85	At	$[\text{Xe}]6s^24f^{14}5d^{10}6p^5$
14	Si	$[\text{Ne}]3s^23p^2$	50	Sn	$[\text{Kr}]5s^24d^{10}5p^2$	86	Rn	$[\text{Xe}]6s^24f^{14}5d^{10}6p^6$
15	P	$[\text{Ne}]3s^23p^3$	51	Sb	$[\text{Kr}]5s^24d^{10}5p^3$	87	Fr	$[\text{Rn}]7s^1$
16	S	$[\text{Ne}]3s^23p^4$	52	Te	$[\text{Kr}]5s^24d^{10}5p^4$	88	Ra	$[\text{Rn}]7s^2$
17	Cl	$[\text{Ne}]3s^23p^5$	53	I	$[\text{Kr}]5s^24d^{10}5p^5$	89	Ac	$[\text{Rn}]7s^26d^1$
18	Ar	$[\text{Ne}]3s^23p^6$	54	Xe	$[\text{Kr}]5s^24d^{10}5p^6$	90	Th	$[\text{Rn}]7s^26d^2$
19	K	$[\text{Ar}]4s^1$	55	Cs	$[\text{Xe}]6s^1$	91	Pa	$[\text{Rn}]7s^25f^26d^1$
20	Ca	$[\text{Ar}]4s^2$	56	Ba	$[\text{Xe}]6s^2$	92	U	$[\text{Rn}]7s^25f^36d^1$
21	Sc	$[\text{Ar}]4s^23d^1$	57	La	$[\text{Xe}]6s^25d^1$	93	Np	$[\text{Rn}]7s^25f^46d^1$
22	Ti	$[\text{Ar}]4s^23d^2$	58	Ce	$[\text{Xe}]6s^24f^15d^1$	94	Pu	$[\text{Rn}]7s^25f^6$
23	V	$[\text{Ar}]4s^23d^3$	59	Pr	$[\text{Xe}]6s^24f^3$	95	Am	$[\text{Rn}]7s^25f^7$
24	Cr	$[\text{Ar}]4s^13d^5$	60	Nd	$[\text{Xe}]6s^24f^4$	96	Cm	$[\text{Rn}]7s^25f^76d^1$
25	Mn	$[\text{Ar}]4s^23d^5$	61	Pm	$[\text{Xe}]6s^24f^5$	97	Bk	$[\text{Rn}]7s^25f^9$
26	Fe	$[\text{Ar}]4s^23d^6$	62	Sm	$[\text{Xe}]6s^24f^6$	98	Cf	$[\text{Rn}]7s^25f^{10}$
27	Co	$[\text{Ar}]4s^23d^7$	63	Eu	$[\text{Xe}]6s^24f^7$	99	Es	$[\text{Rn}]7s^25f^{11}$
28	Ni	$[\text{Ar}]4s^23d^8$	64	Gd	$[\text{Xe}]6s^24f^75d^1$	100	Fm	$[\text{Rn}]7s^25f^{12}$
29	Cu	$[\text{Ar}]4s^13d^{10}$	65	Tb	$[\text{Xe}]6s^24f^9$	101	Md	$[\text{Rn}]7s^25f^{13}$
30	Zn	$[\text{Ar}]4s^23d^{10}$	66	Dy	$[\text{Xe}]6s^24f^{10}$	102	No	$[\text{Rn}]7s^25f^{14}$
31	Ga	$[\text{Ar}]4s^23d^{10}4p^1$	67	Ho	$[\text{Xe}]6s^24f^{11}$	103	Lr	$[\text{Rn}]7s^25f^{14}6d^1$
32	Ge	$[\text{Ar}]4s^23d^{10}4p^2$	68	Er	$[\text{Xe}]6s^24f^{12}$	104	Rf	$[\text{Rn}]7s^25f^{14}6d^2$
33	As	$[\text{Ar}]4s^23d^{10}4p^3$	69	Tm	$[\text{Xe}]6s^24f^{13}$	105	Db	$[\text{Rn}]7s^25f^{14}6d^3$
34	Se	$[\text{Ar}]4s^23d^{10}4p^4$	70	Yb	$[\text{Xe}]6s^24f^{14}$	106	Sg	$[\text{Rn}]7s^25f^{14}6d^4$
35	Br	$[\text{Ar}]4s^23d^{10}4p^5$	71	Lu	$[\text{Xe}]6s^24f^{14}5d^1$	107	Bh	$[\text{Rn}]7s^25f^{14}6d^5$
36	Kr	$[\text{Ar}]4s^23d^{10}4p^6$	72	Hf	$[\text{Xe}]6s^24f^{14}5d^2$	108	Hs	$[\text{Rn}]7s^25f^{14}6d^6$
						109	Mt	$[\text{Rn}]7s^25f^{14}6d^7$

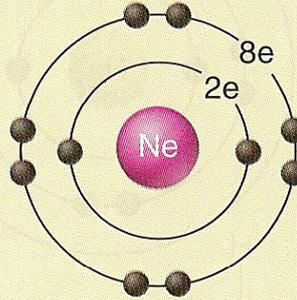
*The symbol [He] is called the *helium core* and represents $1s^2$. [Ne] is called the *neon core* and represents $1s^22s^22p^6$. [Ar] is called the *argon core* and represents $[\text{Ne}]3s^23p^6$. [Kr] is called the *krypton core* and represents $[\text{Ar}]4s^23d^{10}4p^6$. [Xe] is called the *xenon core* and represents $[\text{Kr}]5s^24d^{10}5p^6$. [Rn] is called the *radon core* and represents $[\text{Xe}]6s^24f^{14}5d^{10}6p^6$. Elements 110, 111, and 112 have been synthesized but have not yet been named.

(a) Éléments chimiquement inertes

Le niveau d'énergie le plus externe est rempli (couche de valence complète).



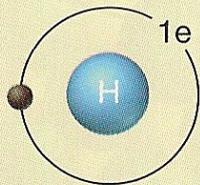
Hélium (He)
($2p^+$; $2n^0$; $2e^-$)



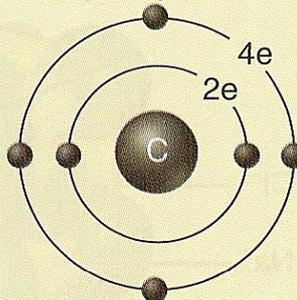
Néon (Ne)
($10p^+$; $10n^0$; $10e^-$)

(b) Éléments chimiquement actifs

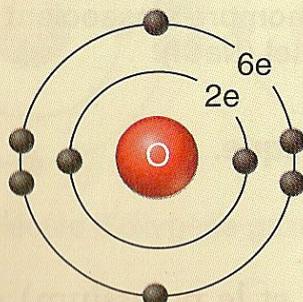
Le niveau d'énergie le plus externe n'est pas rempli (couche de valence incomplète).



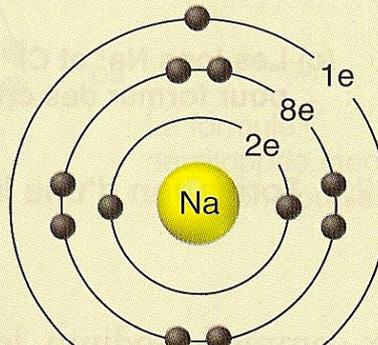
Hydrogène (H)
($1p^+$; $0n^0$; $1e^-$)



Carbone (C)
($6p^+$; $6n^0$; $6e^-$)



Oxygène (O)
($8p^+$; $8n^0$; $8e^-$)



Sodium (Na)
($11p^+$; $12n^0$; $11e^-$)

Figure 2.5 Éléments chimiquement inertes et réactifs.

(Remarque: afin de simplifier les schémas, on a représenté les noyaux atomiques par une sphère portant le symbole chimique de l'atome; les protons et les neutrons ne sont pas dessinés.)