

# CHAPITRE 1 : Structure électronique de l'atome

## A. Quantification de l'énergie de l'atome d'hydrogène

### I. Interaction matière-rayonnement

Les interactions entre la matière et le rayonnement se manifestent de diverses manières : effet photoélectrique (émission d'électrons par un métal soumis à un rayonnement), rayonnement émis par les corps chauffés, spectres de raies des atomes....

En 1900, Planck postule que l'énergie transportée par les ondes lumineuses **est quantifiée**. L'interaction entre la matière et un rayonnement monochromatique de fréquence  $\nu$  se fait par absorption ou émission

d'un multiple du **quantum énergétique**  $\varepsilon$  (plus petite quantité d'énergie échangeable) :  $\varepsilon = h\nu = \frac{hc}{\lambda}$

$h \approx 6,6 \times 10^{-34} J.s$  est la constante de Planck,  $c \approx 3,0 \times 10^8 m.s^{-1}$  la célérité de la lumière et  $\nu$  la fréquence de l'onde.

En 1905, Einstein introduit le **photon** (particule de masse et de charge nulles se propageant à la vitesse de la lumière  $c$ ) comme la particule assurant le transport de l'énergie quantifiée. Le photon possède un quantum d'énergie  $\varepsilon$ .

Les ondes lumineuses (lumière visible à l'œil nu) font partie des ondes électromagnétiques et correspondent aux longueurs d'onde comprises entre 400nm et 800nm (cf. FIG.1).

	0,01 nm	10 nm	0,4 $\mu$ m	0,8 $\mu$ m	0,4 mm	1 m	10 m	$\lambda_0$ →
rayons $\gamma$	rayons X	UV	Vis	IR	radar	télé	radio	
		ondes lumineuses			ondes hertziennes			
<i>transition au niveau des noyaux</i>	<i>transition électronique</i>				<i>ondes produites par courants haute fréquence</i>			
	$e^-$ couche profonde	$e^-$ couche périphérique						

FIGURE 1 : Principaux domaines des ondes électromagnétiques.

## II. Spectres de l'atome d'hydrogène

### 1) Les spectres d'émission et d'absorption d'un élément chimique

- Si l'on fournit de l'énergie à un échantillon atomique (sous forme thermique ou par décharge électrique), la matière alors excitée émet en se désexcitant un spectre discontinu de raies « colorées » sur fond noir : il s'agit du **spectre d'émission de l'atome**.
- Si l'on dispose d'une source émettant un spectre continu de lumière (lumière blanche émise par un filament de tungstène porté à incandescence par exemple) que l'on analyse après la traversée du même échantillon atomique (initialement dans son état non excité), on obtient un spectre discontinu de même allure que le précédent mais dont les raies sont noires (radiations absorbées) sur « fond coloré » (radiations non absorbées) : il s'agit du **spectre d'absorption de l'atome**.

Ces spectres d'absorption et d'émission sont spécifiques d'un élément chimique. Ils sont quantifiés : les longueurs d'onde des raies ne peuvent prendre que des valeurs bien déterminées, caractéristiques de l'élément chimique (cf. FIG.2).

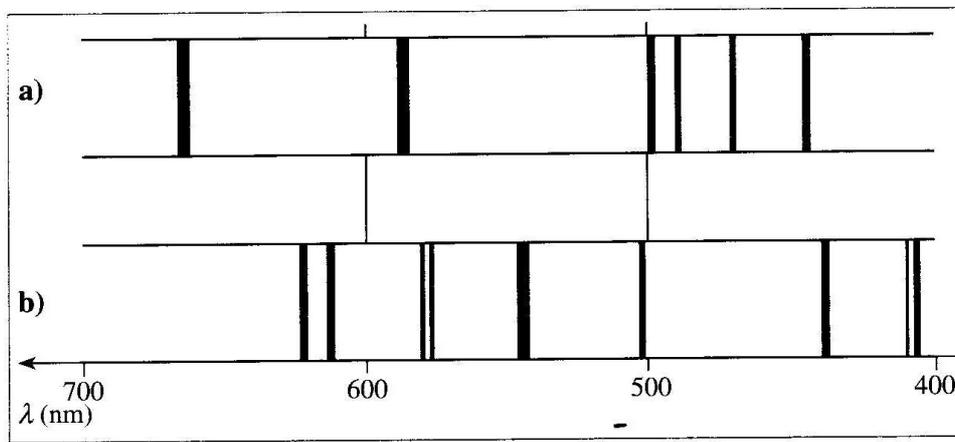


FIGURE 2 : Spectres de l'hélium (a) et du mercure (b).

## 2) Cas de l'atome d'hydrogène

L'obtention du spectre de l'atome d'hydrogène se fait par décharge électrique dans un tube contenant du dihydrogène sous faible pression (quelques mbar). La décomposition de la lumière émise par le tube, à l'aide d'un spectrographe à prisme ou à réseau, fournit **le spectre d'émission** de l'atome d'hydrogène. Il est constitué de séries de raies portant le nom de leur inventeur (cf. FIG.3). On observe quelques raies dans le domaine visible appartenant à la série de Balmer (cf. FIG.4).

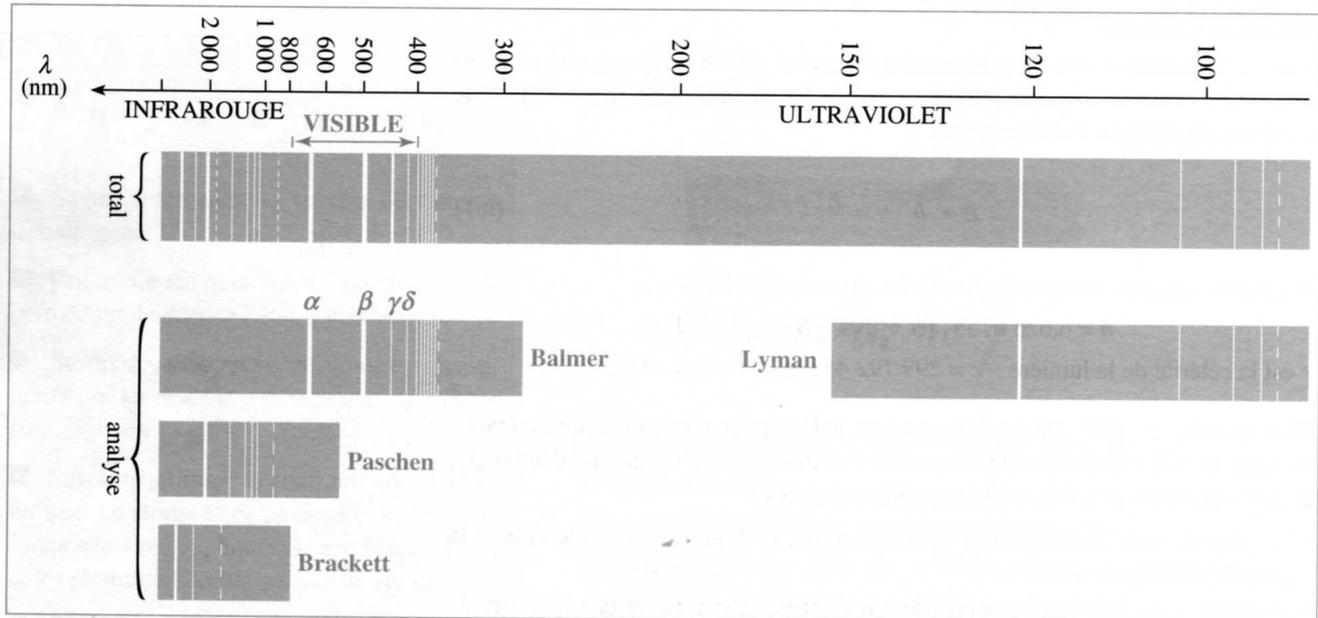


FIGURE 3 : Spectre de l'atome d'hydrogène. Pour chaque série, la raie limite est représentée en pointillée.

notation	$H_{\alpha}$	$H_{\beta}$	$H_{\gamma}$	$H_{\delta}$
$\lambda$ (nm)	656,3	486,1	434,0	410,2
couleur	rouge	bleu	indigo	violet

FIGURE 4 : Les quatre raies visibles du spectre de l'atome d'hydrogène.

✓ Balmer (puis Rydberg) a vérifié que les raies du domaine visible suivent la relation, dite de Balmer :

$$\sigma = \frac{1}{\lambda} = R_H \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{p^2} \right)$$

$\sigma$  est appelé **nombre d'onde** (il correspond à l'inverse d'une longueur),  $R_H \approx 1,1 \times 10^7 m^{-1}$  est la **constante de Rydberg** et p est un entier supérieur à 2.

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

$$\sigma = \frac{1}{\lambda} = R_H \left( \frac{1}{n^2} - \frac{1}{p^2} \right)$$

n et p sont des entiers strictement positifs tels que  $p > n$ . **L'entier n caractérise une série** (cf. FIG.5).

nom de la série	n	domaine	$\lambda_e$ (nm)
Lyman	1	U.V.	91,0
Balmer	2	visible + U.V.	364,3
Paschen	3	I.R. proche	820,0
Brackett	4	I.R.	1460
Pfund	5	I.R.	2280

FIGURE 5 : Principales séries de raies de l'atome d'hydrogène.

### III. Interprétation des spectres

#### 1) Les postulats de Bohr

En considérant pour l'atome d'hydrogène une trajectoire circulaire de l'électron autour du noyau, Bohr établit l'expression de l'énergie totale de cet électron, et après étude du spectre d'émission, énonça ses postulats (1913) :

- Un atome ne peut exister que dans certains **états d'énergie quantifiés**, caractérisés par un niveau d'énergie.
- Un photon est émis lorsque l'atome passe d'un niveau d'énergie à un autre.

#### Cas de l'atome d'hydrogène

Dans le tube à décharge, les atomes d'hydrogène sont excités, soit  $E_p$  l'énergie d'un atome excité. Cet atome se désexcite naturellement et passe du niveau  $E_p$  au niveau  $E_n$  ( $E_p > E_n$ ) en émettant un photon

d'énergie  $\mathcal{E} = h\nu = \frac{hc}{\lambda} = E_p - E_n$ .

En utilisant la formule de Ritz, en prenant la convention  $E_{p \rightarrow \infty} = 0$  et sachant qu'un électron-Volt est égal à  $1,6 \times 10^{-19}$  Joule (ce n'est pas une unité du système international) on obtient **l'énergie du niveau n** :

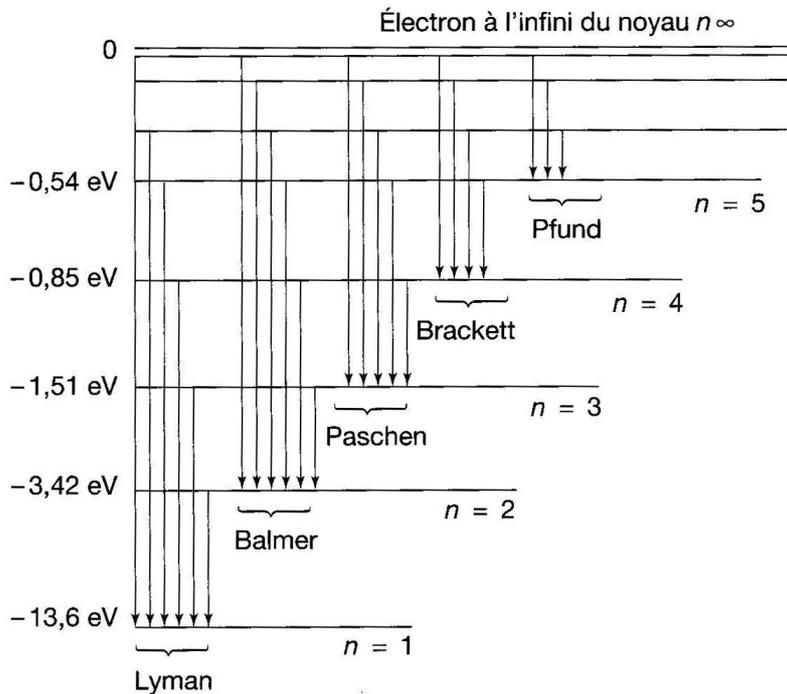
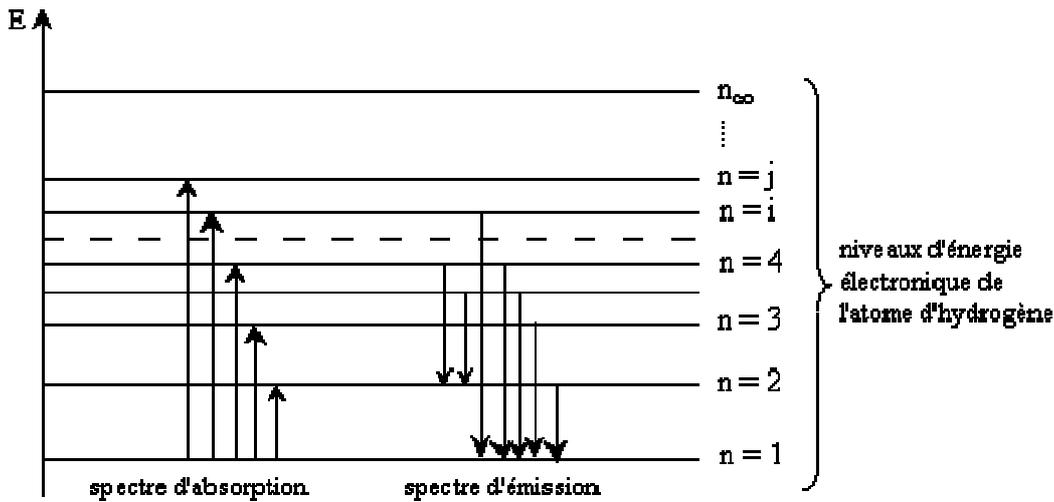
$$E_n = -\frac{hcR_H}{n^2} = -\frac{13,6}{n^2} \text{ en eV}$$

✓ **Application** : retrouver cette relation.

Pour un ion hydrogénoïde (Z protons et 1 électron), cette relation se généralise à  $E_n = -Z^2 \frac{13,6}{n^2}$ .

## 2) Diagramme énergétique

A l'aide des postulats de Bohr, on peut représenter les différents niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène et y faire figurer les différentes raies observées expérimentalement (cf. FIG.6).



FIGURES 6 : Diagrammes énergétique de l'atome d'hydrogène.

- L'atome d'hydrogène, dans son état fondamental ou non excité, occupe le niveau de plus basse énergie ( $n=1$  ;  $E_1 = -13,6$  eV).
- Le **spectre d'absorption** correspond aux divers passages du niveau fondamental vers les états excités (de 1 à  $n \neq 1$ ). Il s'agit des raies de la série de Lyman. Le passage du niveau fondamental au niveau où l'électron est infiniment éloigné du noyau (de  $n=1$  à  $n \rightarrow \infty$  : raie limite de la série de Lyman) correspond à l'**énergie d'ionisation** de l'atome d'hydrogène notée  $E_I = E_\infty - E_1 = -E_1 = 13,6$  eV. On comprend le choix  $E_\infty = 0$  (plus d'interaction entre le noyau et l'électron à l'infini).
- Le **spectre d'émission** suppose que les atomes d'hydrogène sont initialement excités (par la décharge électrique dans le tube), donc occupent les divers niveaux d'énergie  $n \neq 1$ . Leur désexcitation à des niveaux inférieurs peut se faire directement (vers  $n=1$ ) ou par étapes ce qui fait apparaître un grand nombre de raies.

## B. Structure électronique d'un atome à plusieurs électrons

### I. Description quantique de l'électron

La théorie de Bohr, bien que fonctionnant pour l'atome d'hydrogène, est en désaccord avec la mécanique classique (qui s'applique au monde macroscopique) : si une charge est en rotation autour d'un point fixe, elle émet un rayonnement et perd de l'énergie. L'électron devrait s'effondrer sur le noyau !

Bohr, lui-même, n'est pas satisfait par son modèle et s'associe à la naissance d'une nouvelle physique (XX<sup>ème</sup> siècle) : **la mécanique quantique** (qui s'applique au monde submicroscopique).

Contrairement à la mécanique classique, en mécanique quantique on ne peut pas connaître simultanément et avec précision la vitesse et la position d'un électron dans son mouvement autour du noyau : cette propriété est connue sous le nom de *Principe d'incertitude d'Heisenberg*. Ainsi on ne peut plus parler d'orbite pour l'électron mais seulement de probabilité de présence de l'électron en un point de l'espace.

Dans cette *description probabiliste*, propre à la mécanique quantique, on associe à l'électron une onde dont l'amplitude dépend des coordonnées d'espace et de temps de l'électron. Cette onde est décrite mathématiquement par une *fonction d'onde*, notée  $\Psi(x, y, z, t)$ , qui contient toute l'information concernant l'électron. Elle permet en particulier de calculer l'énergie et **la probabilité de présence de l'électron** dans une région donnée de l'espace.

Par exemple, la probabilité de trouver l'électron à un instant  $t$  dans le volume  $dV = dx dy dz$  autour du point  $M(x, y, z)$  est  $dP = \Psi^2(x, y, z, t)dV$  où  $\Psi^2(x, y, z, t)$  représente **la densité de probabilité de présence de l'électron** en  $M$ . Si l'on étend l'étude à tout l'espace, on est sûr de trouver l'électron, ainsi :  $\iiint_{\text{espace}} dP = 1$

### II. Les nombres quantiques

L'état probabiliste d'un électron peut être décrit à l'aide de quatre nombres quantiques :

- $n$  : **nombre quantique principal**, entier strictement positif ( $n \in \mathbb{N}^*$ ).
- $l$  : **nombre quantique secondaire ou azimutal**, entier positif ( $l \in \mathbb{N}$ ) vérifiant  $0 \leq l \leq n-1$ .
- $m_l$  : **nombre quantique magnétique**, entier relatif ( $m_l \in \mathbb{Z}$ ) vérifiant  $-l \leq m_l \leq l$ .
- $m_s$  : **nombre quantique magnétique de spin**. Pour un électron,  $m_s$  peut prendre que deux valeurs seulement :  $m_s = +\frac{1}{2}$  ou  $m_s = -\frac{1}{2}$ .

Les électrons d'un atome se répartissent sur des niveaux d'énergie.

- Dans le cas de **l'atome d'hydrogène**, les **niveaux d'énergie** ne dépendent que du **nombre quantique principal  $n$** . On retrouve la notion de couche électronique utilisée au lycée et désignée par une lettre majuscule (cf. FIG.7).

$n$	1	2	3	4	5	6	7
notation	K	L	M	N	O	P	Q

FIGURE 7 : Notation des couches électroniques vue au lycée, valable pour tous les atomes.

- Dans le cas **d'un atome polyélectronique**, un **niveau d'énergie** est caractérisé par un **doublet**  $(n, l)$ . Ces sous-couches électroniques sont traditionnellement repérées par des notations systématiques d'origine spectroscopique :  $ns, np, nd \dots$  (cf. FIG.8).

$l$	0	1	2	3	4
notation	s	p	d	f	g

FIGURE 8: Notation des sous-couches électroniques.

Exemple : le niveau  $2s$  représente le doublet  $(2,0)$ .

- ✓ **Application** : les niveaux  $1s, 1p, 2d$  existent-ils ?

.....  
 .....

- Une **orbitale atomique** (O.A.) est caractérisée par un **triplet**  $(n, l, m_l)$ . D'après la valeur du nombre quantique  $l$ , un niveau d'énergie  $(n, l)$  peut contenir une ou plusieurs orbitales atomiques (cf. FIG.9).

- ✓ **Application** : Compléter le tableau ci-dessous (cf. FIG.9).

$(n, l)$	ns	np	nd	nf
Nombre d'O.A.				

FIGURE 9: Nombre d'O.A. par niveau d'énergie  $(n, l)$ .

**On dit qu'un niveau d'énergie est dégénéré lorsqu'il correspond à plusieurs orbitales atomiques.**

Exemple : Pour l'atome d'hydrogène, un niveau d'énergie  $(n)$  possède  $n^2$  orbitales atomiques : on dit qu'il est  $n^2$  fois dégénéré (cf. FIG.10).

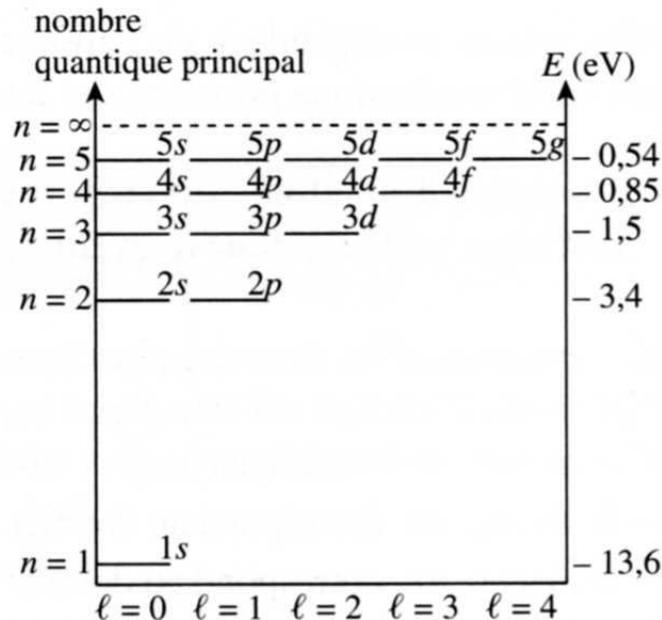


FIGURE 10: Diagramme énergétique pour un atome d'hydrogène.

- **L'état d'un électron** est décrit par le **quadruplet**  $(n, l, m_l, m_s)$ .

### III. Configuration électronique d'un atome

Etablir la configuration électronique d'un atome ou d'un ion monoatomique, dans un état donné, consiste à indiquer la répartition des électrons dans les différentes orbitales atomiques.

On s'intéresse ici à la **configuration électronique dans l'état fondamental** (état de plus basse énergie). Pour l'établir trois règles doivent être appliquées : le **Principe de Pauli** et **les règles de Klechkowski et Hund**.

#### 1) Principe de Pauli

Dans un édifice monoatomique, deux électrons ne peuvent pas avoir le même quadruplet  $(n, l, m_l, m_s)$ .

- Ainsi une O.A. peut contenir :
  - Soit un électron *célibataire* ;
  - Soit deux électrons *appariés* (leurs nombres quantiques magnétiques de spin  $m_s$  sont opposés : on dit que leurs spins sont *antiparallèles*).
  
- Un niveau d'énergie occupé par le maximum d'électrons que lui permet le principe de Pauli est dit **saturé**.
  - ✓ **Application** : Compléter le tableau ci-dessous (cf. FIG.10).

$(n, l)$	ns	np	nd	nf
Nombre maximal d'électron				

FIGURE 10: Nombre maximal d'électron par niveau d'énergie  $(n, l)$ .

#### 2) Règle de Klechkowski

Dans un atome polyélectronique, l'ordre de remplissage des niveaux d'énergie  $(n, l)$  est celui pour lequel la somme  $n + l$  croît. Quand deux niveaux correspondent à la même valeur de  $n + l$ , le niveau occupé en premier est celui dont le nombre quantique principal  $n$  est le plus petit.

Le tableau ci-dessous (cf. FIG.11) indique un moyen mnémotechnique de retrouver l'ordre de remplissage des niveaux d'énergie donné par la règle de Klechkowski.

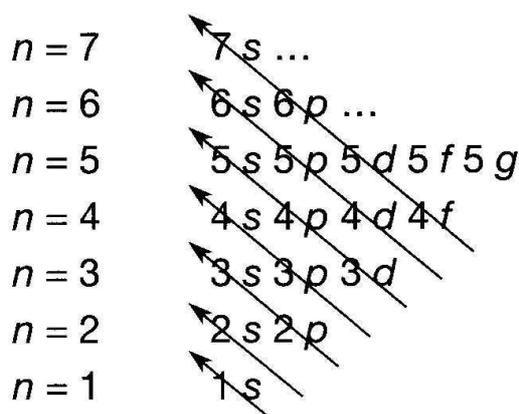


FIGURE 11: Règle graphique de Klechkowski.

- ✓ **Application** : Donner les configurations électroniques dans leur état fondamental des atomes d'azote (Z=7) et de néon (Z=10).

.....  
.....

*Remarques* : Il existe des exceptions à la règle de Klechkowski comme le chrome (Z=24) ou le cuivre (Z=29). Par exemple pour le cuivre la configuration réelle est  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$  alors que la configuration attendue par la règle de Klechkowski est  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$ . Ce cas s'explique par la stabilisation particulière des sous-couches totalement ou à demi-remplies.

### 3) Règle de Hund

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

Un atome qui possède un ou plusieurs **électrons célibataires** (non appariés) est **paramagnétique**. Un atome dont les **électrons sont tous appariés** est dit **diamagnétique**. Ces deux espèces se comportent différemment en présence d'un champ magnétique inhomogène.

- ✓ **Application** : Donner les diagrammes énergétiques dans leur état fondamental (répartition des électrons des les différentes O.A.) des atomes d'azote (Z=7) et de néon (Z=10). Sont-ils paramagnétiques ou diamagnétiques ?

### 4) Electrons de cœur et de valence

Pour un atome, les électrons dont l'énergie est la plus grande occupent les dernières sous-couches remplies. Ces électrons sont les moins liés au noyau et sont mis en jeu dans les réactions chimiques : il s'agit des électrons de valence.

Les **électrons de valence** sont ceux dont le nombre quantique principal n est le plus élevé et ceux qui appartiennent à des sous-couches en cours de remplissage. Les autres électrons sont les **électrons de cœur**.

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. La configuration de valence est donnée selon n croissant.

*Exemple* : la configuration électronique de l'aluminium ( $Z=13$ )  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$  peut s'écrire de façon simplifiée  $[Ne] 3s^2 3p^1$  puisque la configuration électronique du néon dans son état fondamental s'écrit  $1s^2 2s^2 2p^6$ . Cet atome possède 3 électrons de valence.

- ✓ **Application** : Donner le nombre d'électrons de valence de l'atome d'azote ( $Z=7$ ). Ecrire sa configuration électronique en faisant intervenir un gaz noble.
- .....
- .....

#### IV. Configuration électronique d'un ion

La configuration électronique d'un ion dans son état fondamental se déduit de celle de l'atome dans son état fondamental.

- Pour obtenir un **cation** à partir d'un atome, il faut lui arracher des électrons de valence.

*Exemples* : On obtient la configuration de l'ion  $Na^+$  ( $Z = 11$ )  $1s^2 2s^2 2p^6$  en arrachant l'unique électron de valence de l'atome de sodium de configuration  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ . Dans le cas de l'ion  $Fe^{2+}$  ( $Z = 26$ )  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$  ce sont les deux électrons 4s qui sont arrachés en premier et non les électrons 3d de l'atome de fer  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$ .

Lorsque, dans un atome, la dernière sous-couche occupée est la sous-couche (n-1)d ou (n-2)f, ce sont les électrons occupant la sous-couche ns qui sont arrachés en premier lors de la formation des cations correspondants.

- Pour obtenir un **anion** à partir d'un atome, il faut ajouter à cet atome des électrons en suivant les règles de remplissage des niveaux d'énergie énoncées précédemment (Principe de Pauli, règles de Klechkowski et Hund).

#### V. Retour à la classification périodique

La connaissance de la configuration électronique des atomes permet de justifier l'organisation des éléments dans la classification périodique.

- Une **nouvelle période** apparaît chaque fois que la configuration électronique de l'atome correspondant à l'élément considéré fait intervenir une nouvelle valeur du **nombre quantique principal n**.
- **Les atomes des éléments appartenant à une même colonne ont la même configuration électronique de valence**. Ils ont donc les mêmes propriétés chimiques et constituent *une famille chimique* (cf. TP Evolution des propriétés chimiques dans la classification périodique).
- Le tableau périodique peut être décomposé en quatre blocs (cf. FIG.12). Le bloc s (respectivement p, d, f) correspond au remplissage des sous-couches s (respectivement p, d, f). On appelle *métal de transition* tout élément qui possède sous sa forme atomique ou sous la forme d'un de ses ions des sous-couches d ou f incomplètement remplies.

On peut ainsi trouver l'emplacement d'un atome dans la classification périodique à partir de sa configuration électronique et inversement (cf. FIG.13).

Exemples : L'aluminium de configuration  $[Ne]3s^2 3p^1$  appartient à la troisième période et à la première colonne du bloc p donc à la treizième colonne de la classification.

Le zinc appartient à la quatrième période et à la douzième colonne. Sachant que le gaz noble de la troisième période est l'argon, la configuration du Zinc est  $[Ar]3d^{10} 4s^2$ .

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

FIGURE 12: La structure en blocs de la classification périodique des éléments.

1		Nom de l'élément Z (n° atomique), X (symbole) Structure électronique														18	
1	2											13	14	15	16	17	18
1 1 <b>H</b> $1s^1$	2 2 <b>He</b> $1s^2$											5 5 <b>B</b> $[He]2s^2 2p^1$	6 6 <b>C</b> $[He]2s^2 2p^2$	7 7 <b>N</b> $[He]2s^2 2p^3$	8 8 <b>O</b> $[He]2s^2 2p^4$	9 9 <b>F</b> $[He]2s^2 2p^5$	10 10 <b>Ne</b> $[He]2s^2 2p^6$
2 3 <b>Li</b> $[He]2s^1$	4 4 <b>Be</b> $[He]2s^2$											13 13 <b>Al</b> $[Ne]3s^2 3p^1$	14 14 <b>Si</b> $[Ne]3s^2 3p^2$	15 15 <b>P</b> $[Ne]3s^2 3p^3$	16 16 <b>S</b> $[Ne]3s^2 3p^4$	17 17 <b>Cl</b> $[Ne]3s^2 3p^5$	18 18 <b>Ar</b> $[Ne]3s^2 3p^6$
3 11 <b>Na</b> $[Ne]3s^1$	12 12 <b>Mg</b> $[Ne]3s^2$	3 21 <b>Sc</b>	4 22 <b>Ti</b>	5 23 <b>V</b>	6 24 <b>Cr*</b>	7 25 <b>Mn</b>	8 26 <b>Fe</b>	9 27 <b>Co</b>	10 28 <b>Ni</b>	11 29 <b>Cu*</b>	12 30 <b>Zn</b>	31 31 <b>Ga</b>	32 32 <b>Ge</b>	33 33 <b>As</b>	34 34 <b>Se</b>	35 35 <b>Br</b>	36 36 <b>Kr</b>
4 19 <b>K</b> $[Ar]4s^1$	20 20 <b>Ca</b> $[Ar]4s^2$	39 39 <b>Y</b>	40 40 <b>Zr</b>	41 41 <b>Nb*</b>	42 42 <b>Mo*</b>	43 43 <b>Tc</b>	44 44 <b>Ru*</b>	45 45 <b>Rh*</b>	46 46 <b>Pd*</b>	47 47 <b>Ag*</b>	48 48 <b>Cd</b>	49 49 <b>In</b>	50 50 <b>Sn</b>	51 51 <b>Sb</b>	52 52 <b>Te</b>	53 53 <b>I</b>	54 54 <b>Xe</b>
5 37 <b>Rb</b> $[Kr]5s^1$	38 38 <b>Sr</b> $[Kr]5s^2$	39 39 <b>Y</b>	40 40 <b>Zr</b>	41 41 <b>Nb*</b>	42 42 <b>Mo*</b>	43 43 <b>Tc</b>	44 44 <b>Ru*</b>	45 45 <b>Rh*</b>	46 46 <b>Pd*</b>	47 47 <b>Ag*</b>	48 48 <b>Cd</b>	49 49 <b>In</b>	50 50 <b>Sn</b>	51 51 <b>Sb</b>	52 52 <b>Te</b>	53 53 <b>I</b>	54 54 <b>Xe</b>
6 55 <b>Cs</b> $[Xe]6s^1$	56 56 <b>Ba</b> $[Xe]6s^2$	57 57 <b>La*</b>	72 72 <b>Hf</b>	73 73 <b>Ta</b>	74 74 <b>W</b>	75 75 <b>Re</b>	76 76 <b>Os</b>	77 77 <b>Ir</b>	78 78 <b>Pt*</b>	79 79 <b>Au*</b>	80 80 <b>Hg</b>	81 81 <b>Tl</b>	82 82 <b>Pb</b>	83 83 <b>Bi</b>	84 84 <b>Po</b>	85 85 <b>At</b>	86 86 <b>Rn</b>
7 87 <b>Fr</b> $[Rn]7s^1$	88 88 <b>Ra</b> $[Rn]7s^2$	89 89 <b>Ac*</b>	104 104 <b>Rf</b>	105 105 <b>Db</b>	106 106 <b>Sg</b>	107 107 <b>Bh</b>	108 108 <b>Hs</b>	109 109 <b>Mt</b>	110 110 <b>Uu</b>	111 111 <b>Uuu</b>	112 112 <b>Uub</b>	113 113 <b>Uu?</b>	114 114 <b>Uu?</b>				
		Lanthanides		58 58 <b>Ce*</b>	59 59 <b>Pr</b>	60 60 <b>Nd</b>	61 61 <b>Pm</b>	62 62 <b>Sm</b>	63 63 <b>Eu</b>	64 64 <b>Gd*</b>	65 65 <b>Tb</b>	66 66 <b>Dy</b>	67 67 <b>Ho</b>	68 68 <b>Er</b>	69 69 <b>Tm</b>	70 70 <b>Yb</b>	71 71 <b>Lu</b>
		Actinides		90 90 <b>Th*</b>	91 91 <b>Pa*</b>	92 92 <b>U*</b>	93 93 <b>Np*</b>	94 94 <b>Pu</b>	95 95 <b>Am</b>	96 96 <b>Cm*</b>	97 97 <b>Bk</b>	98 98 <b>Cf</b>	99 99 <b>Es</b>	100 100 <b>Fm</b>	101 101 <b>Md</b>	102 102 <b>No</b>	103 103 <b>Lr</b>

FIGURE 13: Configuration électronique des éléments de la classification périodique.