

# Chapitre III : Structure électronique des atomes

Balahouane Abdelghani Mounir

# Table des matières



<b>Objectifs</b>	3
<b>I - Partie I : Spectre de l'atome d'hydrogène et hydrogénoïdes</b>	4
1. L'effet photoélectrique .....	4
2. Le spectre de raie de l'atome hydrogène .....	5
3. Les hydrogénoïdes .....	8
4. Série de travaux dirigés V .....	10
4.1. Exercice 1 .....	10
4.2. Exercice 2 .....	11
<b>II - Partie 2 : Structure électronique des atomes</b>	13
1. Mécanique quantique .....	13
2. Structure électronique .....	14
3. L'approximation de Slater .....	18
4. Classification des éléments du tableau périodique .....	19
5. Série de travaux dirigé VI .....	22
5.1. Exercice 1 .....	22
5.2. Exercice 2 .....	23
5.3. Exercice 3 .....	23
5.4. Exercice 4 .....	24
<b>Abréviations</b>	25
<b>Références</b>	26
<b>Webographie</b>	27

# Objectifs

A l'issu de ce cours l'apprenant sera capable de :

- Maîtriser les termes en spectroscopie
- Calculez les énergies pour hydrogène et hydrogénoïdes
- Distinguer la relation entre la mécanique quantique et la configuration électronique des atomes
- Comprendre la classification periodiques des éléments

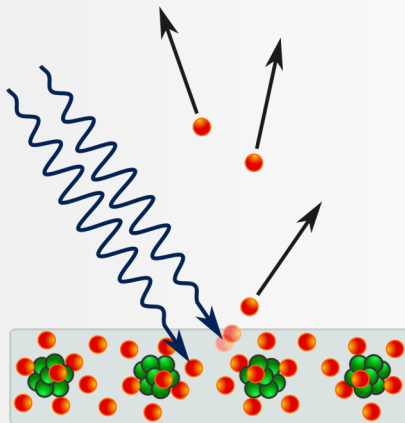
# Partie I : Spectre de l'atome d'hydrogène et hydrogénoïdes

I

## 1. L'effet photoélectrique

### Fondamental

On parle d'effet photoélectrique lorsque des électrons envoyés sur une surface, cette surface éjecte des électrons, [1\*] l'énergie d'extraction des électrons de représente le travail d'extraction effectuée est donné par la relation  $W_{\text{extr}}$



*Effet photoélectrique*

$$W_{\text{extr}} = h \nu$$

avec

$$\nu = \frac{c}{\lambda}$$

### Fondamental

A chaque onde sera associée une énergie selon la loi : \*

$$E = h \nu$$

$$\text{avec } \nu = \frac{C}{\lambda}$$

$$E = h \frac{C}{\lambda}$$

### Fondamental

l'énergie est définie par la loi :

$$E = mC^2$$

### Complément

Avec :

C : célérité de la lumière :  $C = 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$

h : constante de Planck  $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$  ou  $(\text{Kg.m}^2.\text{s}^{-1})$

$\nu$  : fréquence en Hz ou  $\text{s}^{-1}$

### Fondamental

l'énergie cinétique représente la différence entre le travail d'extraction et l'énergie fournie par la radiation [2\*]

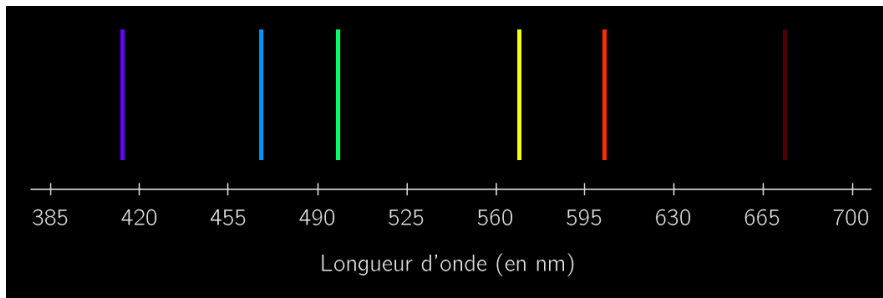
$$E_c = E_{\text{photon}} - W_{\text{extr}}$$

$$\rightarrow E_c = E_{\text{photon}} - E_{\text{extr}}$$

## 2. Le spectre de raie de l'atome hydrogène

### Définition

- Le spectre de la lumière blanche, lumière solaire ou comme celui d'une lumière d'une ampoule émet **un rayonnement continu** sous forme d'ondes du faisceau lumineux
- Lorsque on applique une tension aux électrons, ceux-ci passent à l'état gazeux par absorption de l'énergie on dit qu'ils **passent à l'état excité**
- Lors du passage de ces électrons, ils émettront un rayon lumineux , cependant on aura pas toutes les nuances de lumière mais seulement quelque une on dira un rayonnement discontinue qui formes des raies séparées par des zones sombres ; c'est le spectre d'émission de raie [3\*]



Exemple spectre de raies

**Fondamental**

pour un spectre d'émission de l'atome hydrogène obéit à la loi de Rydberg

$$\sigma = \frac{1}{\lambda} = R_h \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Avec  $R_h$  : constante de Rydberg expérimental  $\rightarrow R_h = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$

**Remarque**

Dans le cas où se trouve l'électron à niveau  $n \neq 1$  ; si l'électron est à niveau plus élevé au départ on garde toujours  $n_1$  pour le niveau le plus petit pour que la différence des niveaux reste toujours positive, comme dans de cette le transition de  $n = 6$  vers  $n = 2$  ; dans ce cas de figure  $n_1 = 2$

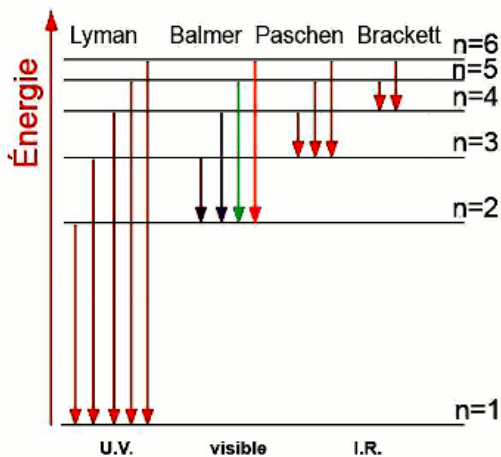
**Complément : Série du spectre d'émission de H**

Nous avons citer que pour un spectre soit observable, on émet une décharge électrique dans un tube d'hydrogène

Sur une plaque photographique à fond noir on observe plusieurs séries de raie, ses série sont réparties selon chaque niveau d'énergie

Région spectre	Nombre	Nom de la serie
Ultra violet	$n=1$	Lyman
Visible	$n=2$	Balmer
Infra rouge	$N=3$	Paschen
Proche infra rouge	$n=4$	Brackett
Lointin infra rpuge	$n= 5$	Pfund

Série d'émission du spectre dihydrogène



Série de l'atome d'hydrogène

**Définition**

$n=1$  c'est le niveau fondamental  $\rightarrow E_1^* = -13,6 \text{ eV}^*$

$n=\infty$  c'est le niveau ionisé  $\rightarrow E_\infty = 0 \text{ eV}^*$  [4]

les niveaux d'énergie pour l'atome hydrogène ce calcul par :

$$E_n = \frac{-13,6}{n^2}$$

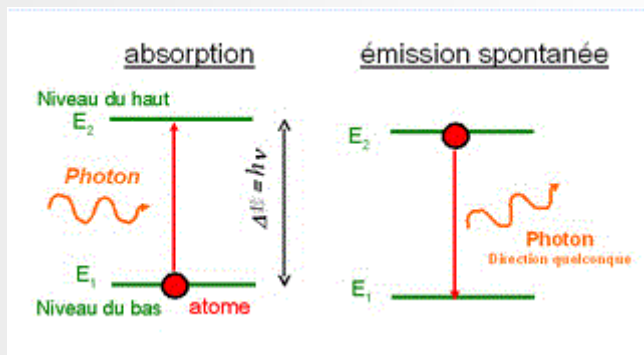
**Remarque**

avec  $n_1$  c'est le premier niveau ou était l'électron exemple  $n=1$


et  $n_2$  est le niveau supérieur ou se trouve l'électron exemple  $n=\infty$

**Fondamental**

- Lorsque que l'électron passe de l'état fondamental ( $n=1$ ) vers l'état excité on dit absorption
- Lorsque que l'électron lorsque que l'électron passe d'un état fondamental ( $n$  peut être différent de 1 ) vers un état excité différent ( $n+1$ ) vers l'état fondamental on dit émission




Transition électronique d'un électron

 **Complément**

Selon la théorie de Bohr, lorsque un  $-e^*$  nous avons ce passage entre deux niveau appelé transition électronique entre deux ou plusieurs niveau d'énergie va obéir a la loi [4\*] :

$$\Delta E = E_{\text{finale}} - E_{\text{initial}}$$

 **Remarque**

- si  $\Delta E^* < 0$  c'est une émission
- et si  $\Delta E^* > 0$  c'est une absorption
- Rappelez vous de cette transition on a  $\Delta E$  du niveau fondamental vers l'ionisé  $\Delta E = E_{\infty} - E_1 \rightarrow \Delta E = 0 - (-13,6) = 13,6 \text{ eV}$
- A chaque transition nous avons un  $\Delta E$  et E pour chaque niveau une énergie d'où faite la différence

 **Complément**

Pour  $n=1$  on a

$$E_n = \frac{-13,6}{n^2}$$

et pour  $n = \infty \rightarrow$  on a  $E = 0 \text{ eV}$


 **Remarque**

pour l'énergie, l'unité en  $\text{eV}^*$  ou le  $\text{J}^*$

Conversion :

$1\text{eV} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}$  il vaut la charge d'un  $-e^*$  comme sa définition  $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}^*$

### 3. Les hydrogénoïdes

 **Définition**

les hydrogénoïdes sont des systèmes qui prennent en compte la masse du noyau autour gravite l'électron

l'atome va être assimilé à un hydrogène avec un électron qui tourne autour du noyau

 **Exemple**

$\text{He}^+ \text{Li}^{2+}, \text{Be}^{3+}, \text{B}^{4+}, \text{C}^{5+} \dots$ etc,


Pour les lois d'énergies, nous allons ajouté  $Z^2$  a toutes les lois déjà éditées précédemment

 **Fondamental**

Loi d'énergie devient :



$$E_n = \frac{-13,6 * Z^2}{n^2}$$

 *Fondamental*

---

Loi de Rydberg devient [4\*]:

$$\sigma = \frac{1}{\lambda} = Z^2 R_h \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

## 4. Série de travaux dirigés V

### 4.1. Exercice 1

Un électron de l'atome H subit une transition d'énergie de  $\Delta E = -14,2$  eV pourquoi elle est négative

A quels niveau l'électron se trouve s'il était à  $n = 6$  conclure

Calculez  $\lambda$  par deux méthode

Donnée :  $h = 6,626 \cdot 10^{-34}$  J.s,  $C = 3 \cdot 10^8$  m.s<sup>-1</sup>,  $R_h = 1,097 \cdot 10^7$  m<sup>-1</sup>,  $1\text{eV} = 1,602 \cdot 10^{-19}$  J

#### Méthode : Résolution

L'énergie est positive car il s'agit d'une émission d'où on va passer du niveau 5 vers un niveau inférieur

on écrit la différence d'énergie puis on développe on obtient :

$$\Delta E = E_{\text{finale}} - E_{\text{initial}}$$

$$\Delta E_{5-x} = E_x - E_5$$

$$\Delta E = E \left( \frac{1}{x^2} - \frac{1}{5^2} \right)$$

$$\frac{\Delta E}{E} = \frac{1}{x^2} - \frac{1}{5^2}$$

$$\frac{\Delta E}{E} + \frac{1}{5^2} = \frac{14,2}{-13,6} + \frac{1}{5^2}$$

On fait le calcul et développement

$$\begin{aligned} \frac{\Delta E}{E} + \frac{1}{5^2} = \frac{1}{x^2} &\rightarrow \frac{1}{x^2} = \frac{-14,2}{-13,6} + \frac{1}{5^2} \\ \left| \frac{-14,2}{-13,6} + \frac{1}{5^2} \right| &= 1,017 \\ &\rightarrow x = 1 \end{aligned}$$

le niveau  $n = 1 \rightarrow$  c'est un retour à l'état fondamental

pour le calcul de la longueur d'onde on commence par le  $\Delta E = 14,2$  eV

on fait la conversion  $\Delta E = 14,2$  eV  $\cdot 1,6 \cdot 10^{-19}$  J =  $2,272 \cdot 10^{-18}$  J

on fait le développement :

$$\begin{aligned} E &= h \frac{C}{\lambda} \rightarrow \lambda = \frac{hc}{E} \\ \lambda &= \frac{6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{14,2 \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}} = \frac{1,9878 \cdot 10^{-25}}{2,272 \cdot 10^{-18}} = 8,74 \cdot 10^{-8} \text{ m} = 87,4 \text{ nm} \end{aligned}$$

pour la deuxième méthode on va utiliser la relation de Rydberg on obtient :

$$\sigma = \frac{1}{\lambda} = R_h \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) = 1,607^7 m \left( \frac{1}{1^2} - \frac{1}{5^2} \right) = 1,607^7 m * 0,96 = 10243200$$

$$\lambda = \frac{1}{10243200} = 9,762^8 m = 97,62 nm$$

On fait la différence :  $97,62 - 87,4 = 10,22 nm$

ceci est très attendu car une différence entre 5-10 nm peut être négligeable dans ce cas de figure cela est dut à l'utilisation de la constante expérimental de Rydberg

## 4.2. Exercice 2

L'émission de l'hydrogénoïde  ${}_2\text{He}^+$  passe du niveau 4 vers la série de Balmer

Calculez la longueur d'onde et l'énergie de cette transition en eV puis en J

Calculez le travail pour cette transition sachant que la vitesse 850 Km/s de l'électron est de (on utilisera la mécanique classique)

Donnée :  $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$ ,  $C = 3 \cdot 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$ ,  $R_h = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$ ,  $1\text{eV} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}$ ,  $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ Kg}$

### Méthode : Résolution

Pour la série de Balmer nous avons  $n = 2$

on fait l'application par l'utilisation de la relation de Rydberg

$$\sigma = \frac{1}{\lambda} = Z^2 R_h \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$\frac{1}{\lambda} = 2^2 \cdot 1,097 \cdot 10^7 \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2} \right)$$

$$\frac{1}{\lambda} = 8227500$$

$$\lambda = 1,2154410^7 m = 121,54 nm$$

Nous allons calculer l'énergie de cette transition :

$$E = h \frac{C}{\lambda} = \frac{6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s} \cdot 3 \cdot 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}}{121,54 \cdot 10^{-9} \text{ m}} = \frac{1,9878 \cdot 10^{-25}}{121,54 \cdot 10^{-9}} = 1,6355 \cdot 10^{-18} \text{ J} = 10,22 \text{ eV}$$

Calcul du travail

on calcul d'abord l'énergie cinétique par la méthode de la mécanique classique

$$E_c = 0,5 m V^2 \rightarrow E_c = 0,5 * 9,1 \cdot 10^{-31} * (8,5 \cdot 10^5)^2 = 3,287 \cdot 10^{-19}$$

$$E_c = 2,054 \text{ eV}$$

$$W = E - E_c \rightarrow W = 10,22 - 2,054 = 8,116 \text{ eV}$$

### Remarque


Dans la réalité on ne peut calculer par la mécanique classique, on ferait intervenir d'autres lois plus complexes car si la vitesse a dépassé la célérité de la lumière. On a utilisé cette méthode pour simplification



# Partie 2 : Structure électronique des atomes


 II

## 1. Mécanique quantique

 *Définition : La dualité onde-corpuscule*

grâce aux développements de physique, il fut découvert la nature ondulatoire de la lumière, l'analyse théorique effectuée par de Broglie le conduit à cette relation [1<sup>-5</sup>]

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

$$\text{avec } P = mv$$

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

avec P est la quantité de mouvement


$\lambda$  longueur d'onde

m masse de l'objet étudié et v sa vitesse

$$E_c = \frac{1}{2} mv^2 \rightarrow v = \sqrt{2 E_c / m} = m^{-1/2} \sqrt{2 E_c}$$

$$p = (2 E_c m)^{1/2}$$

$$\lambda = \frac{h}{(2 E_c m)^{1/2}}$$

 *Définition : Le principe de*

Le principe d'incertitude de Heisenberg [1<sup>-5</sup>] : il est impossible de connaître simultanément et avec précision la position et la quantité de mouvement de l'électron d'où on utilisera la loi :

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

h c'est h avec une barre :  $\hbar = h/2\pi$

### Complément

---

Dans la résolution d'exercice on utilisera également :

$$\Delta x \cdot \Delta v = \frac{h}{4m\pi}$$

### Fondamental : L'équation de Schrödinger

---

L'équation de Schrödinger représente la densité de probabilité où se trouve l'électron dans une région de l'espace

la signification de cette équation est que H étant l'opérateur Hamiltonien multiplié par une fonction donne une valeur propre par cette même fonction [5]

$$H\psi = E\psi$$

### Remarque

---

- Nous utiliserons les résultats de cette équation à votre niveau et non de la résoudre c'est une structuration pour monter les niveaux électroniques ainsi que leur formes géométriques dans l'espace ce qui **nous amènera à la configuration électronique des atomes**
- En générale, l'utilisation et les démonstrations ne sont pas demandées aux examens ou devoir cela reste relatif selon le cours ou la demande exigée à cet effet

## 2. Structure électronique

### Définition

---

**Les fonctions d'onde  $\psi$  propres à l'Hamiltonien possèdent trois nombres quantiques : n, l et m**

n : un nombre entier non nul qui **est le nombre quantique principal** qui va il peut prendre les valeurs n=1,2,3... etc

le nombre l est lié à n, nombre quantique secondaire ou nombre azimutal il correspond aux valeurs : 0,1,2,3, ..., (n-1) on va les expliquer

m étant le nombre quantique magnétique il prend les valeurs  $-l \leq 0 \leq +l$

exemple :  $-1 \leq 0 \leq 1$

Chaque fonction d'onde est appelée une orbitale atomique [5\*]

Les OA sont représentées par des cases quantiques

### Complément

---

dans le tableau nous regroupons l'ensemble des OA\* que vous devez connaître pour qu'on passe à la configuration atomique

Nombre quantique						
n	l	m	nom OA	Nom couche	nbr case	nbr électron dans case
1	0	0	s	K	1	2
	1	-1,0,1	p		L	3
2	0	0	s	M	1	2
	1	-1,0,1	p		3	6
	2	-2,-1,0,1,2	d		5	10
3	0	0	s	N	1	2
	1	-1,0,1	p		3	6
	2	-2,-1,0,1,2	d		5	10
	3	-3,-2,-1,0,1,2,3	f		7	14
4	0	0	s	O	1	2
	1	-1,0,1	p		3	6
	2	-2,-1,0,1,2	d		5	10
	3	-3,-2,-1,0,1,2,3	f		7	14
	4	-4,-3,-2,-1,0,1,2,3,4	g		9	18

*Résumer des orbitales pour configuration électronique*

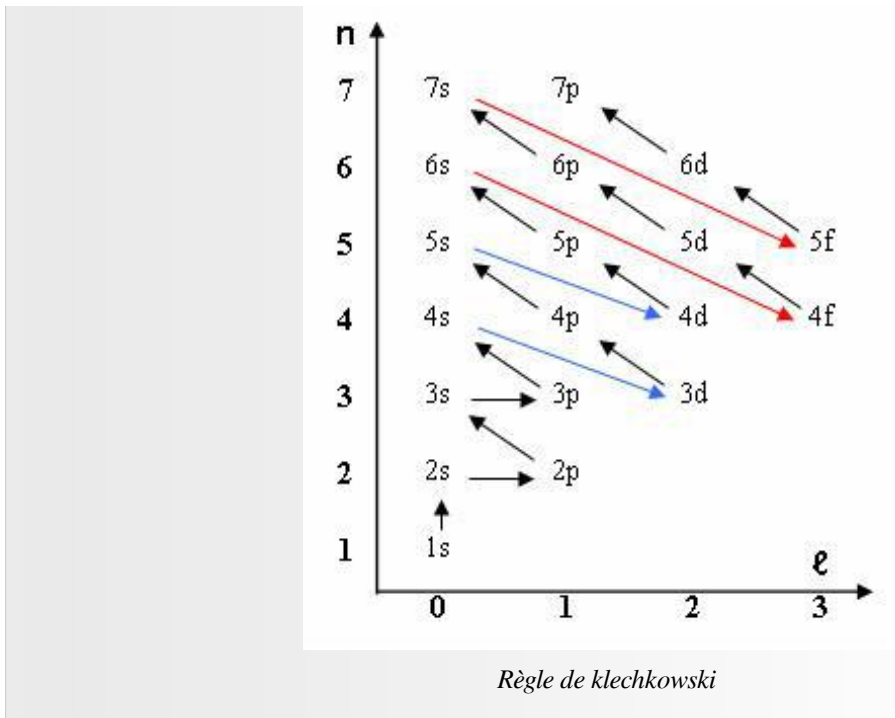
### Attention

le spin  $+1/2$  ou  $-1/2$  est caractéristique à l'orientation de l'électron sur l'orbital définis il ne fait pas partie de la fonction d'onde

### Fondamental : Configuration électronique atomique

Pour configurer un atome il faut appliquer les règles :

- Principe d'exclusion de Pauli : deux électrons ne peut avoir même nombre quantique (fonction d'onde identique), si deux électrons occupe les mêmes nombres quantiques il vont différenciés par leurs spins , spins opposés
- Une OA est représentée par une case quantiques
- Les électrons occupe le niveau d'énergie le plus bas
- le remplissage de suit l'ordre de Kelchkowski
- Repartitions des électrons selon la règle de Hund : sur une orbitale on occupe le maximum d'électron avant le couplage par spin opposé [ $1^* - 6^*$ ]



### Complément

Lorsque on veut faire la configuration d'un atome : elle doit avoir la forme  $ns^2 np^6 nd^8$  pour  $n > 4$  et  $ns^2 np^6 nd^8 nf^14$  pour  $n > 6$

$n$  c'est la période

$ns^2 np^6$  : c'est la couche de valence d'un atome

### Exemple

configuration de  ${}_{18}\text{Ar}$  :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

si on veut montrer que les électrons de valence on place le gaz rare précédent ce qui donne :

${}_{10}\text{Ne}]3s^2 3p^6$

### Exemple

Configuration électronique du  ${}_{28}\text{Ni}$  :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$

### Conseil

Apprenez la première configuration :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Apprenez l'ordre des gaz rares :  ${}_{2}\text{He}$ ,  ${}_{10}\text{Ne}$ ,  ${}_{18}\text{Ar}$ ,  ${}_{36}\text{Kr}$ ,  ${}_{54}\text{Xe}$ ,  ${}_{86}\text{Rn}$ ,  ${}_{118}\text{Og}$  car leur configuration se termine par  $ns^2 np^6$  dans leur période 1 à 8 on passant une période on a la configuration du gaz rare puis on ajoute la nouvelle période puis l'ordre  $ns$  et se termine par  $np$



### Complément : Comment écrire une configuration d'un atome avec $z > 18$

Identifier le gaz rare précédent au nombre  $Z$  : ex :  $Z=75$  le gaz rare précédent c'est  ${}_{54}\text{Xe}$ . Pour trouver la période, on sait que sa configuration ne peut arriver à  ${}_{86}\text{Rn}$  d'où c'est la période  $n=6$

Ensuite rappelez vous on ns  $(n-1)d$  pour  $n > 3$  et ns  $(n-1)d$  on aura la configuration  $n=4$   $4s$   $3d$   $4p$ ,  $n=5$   $5s$   $4d$   $5p$

pour  $n > 6$  on aura :  $6s$   $5d$   $(n-2)f$  ce qui donne  $6s$   $5d$   $6p$

puis on ajoute la premier configuration ce qui donne

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6] = \text{Xe} \text{ puis } 6s^2 4f^{10} 6p^5$$

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{10} 6p^5$$

$$[{}_{54}\text{Xe}]6s^2 4f^{10} 6p^5$$

### Exemple : Configuration du Gd

le Gd a 64 électron d'où on voit que on a dépassé la 5 période :  $6s^2$  ce qui donne 56 d'où  $64 - 56 = 8$  -e a placé

$[\text{Xe}]6s^2 n-2f \rightarrow [\text{Xe}]6s^2 4f^8$  **la couche de valence  $6s^2 4f^8$**  elle possède 10 électrons

Configuration complète :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 (n-1)d 4p 5s (n-1)d 5p$

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$$

### Complément : Exception à la règle

Nous avons des exception à la règle de remplissage :

ceux qui ne suit pas la règle totalement le Cu et Zn

ceux qui sont a la frontière : Ge, Sb, Sn, Po peuvent avoir plusieurs configurations

### Exemple : Exception à la règle le Cu

Le Cu a 29 électron : nous sommes à la 3 période ce qui donne  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$

cependant on doit compléter la sous couche d a 10 -e ce qui donne :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$

### Attention

Ne pas mélanger au examen /devoir la configuration et couche de valence

on demande la configuration électronique on l'écrit complète pour la couche de valence on peut écrire le gaz rare (pas obligation)

Ne pas écrire la règle ns  $(n-1)d$  ou ns  $(n-1)d (n-2) f$  on juge votre capacité a écrire une configuration/ couche de valence

### 3. L'approximation de Slater

#### Fondamental

l'approximation de Slater est utilisé pour le calcul les énergies des atomes poly électronique

On considère une électron tourne autour du noyau les autres électrons vont **perturber celui-ci et faire écran** pour l'énergie de l'atome selon la formule

$$E_n = -13,6 \frac{Z^*{}^2}{n^2}$$

**n c'est le niveau ou se trouve l'électron étudié**

#### Fondamental

tout reviens a calculé l'effet d'écran  $\sigma$  et la charge effectif  $z^*$  de l'atome considéré selon la formule [6\*]

$$Z^* = Z - \sum \sigma_i$$

#### Complément : les valeurs d'écran

les valeurs d'écran sont pris selon les groupes de Slater :

[1s][2s2p][3s3p][3d][4s4p][4d][4f]

pour voir plus :

[https://ressources.unisciel.fr/sillages/chimie/structure\\_de\\_la\\_matiere\\_2a\\_mp\\_al/res/structure\\_de\\_la\\_matiere\\_complement\\_atome\\_polyelectronique\\_Slater\\_2a\\_mp\\_2016.pdf](https://ressources.unisciel.fr/sillages/chimie/structure_de_la_matiere_2a_mp_al/res/structure_de_la_matiere_complement_atome_polyelectronique_Slater_2a_mp_2016.pdf)

i \ j	1s	2s2p	3s3p	3d	4s4p	4f
1s	0,31					
2s2p	0,85	0,35				
3s3p	1	0,85	0,35			
3d	1	1	1	0,35		
4s4p	1	1	0,85	0,85	0,35	
4f	1	1	1	1	1	0,35

Valeur effet d'écran

Lecture du tableau :

la lecture du tableau se fait par croisement entre le groupe j et i pour avoir la valeur, mais on peut retenir cette astuce :

- Lorsque les électrons sont sur la même orbitale, ils ont la même valeur qui 0,35 sauf pour les atomes : H, He, et Li on utilisera la valeur 0,31 on trouve parfois la valeur entre 0,29, 0,30 ou 0,31
- les électrons sont dans le deuxième groupe on aura 0,85 sauf lorsque on dépasse le groupe 3d ; le groupe 4 après 3d on a 1 et 0,85 après 4s
- le dernier groupe ou les atomes du cœur auront toujours la valeur 1

### Exemple : Application

on veut calculer par la méthode de Slater l'énergie du carbone à l'état fondamental :

on écrit la structure électronique complète des OA pour identifier les groupes de Slater :

C :  $1s^2 2s^2 2p^2$  , puis on va isoler un électron d'où il reste 5 électrons qui font écran : 3 sur orbite 2s2p et 2 sur s

groupe de Slater étudié pour le carbone :  $1s^2 2s^2 2p^1$

puis on écrit les énergies en respectant les groupes et le nombre d'électrons pour chaque :

$E = 3 E_{(2s2p)} + 2 E_{(1s)}$  avec 2 nombre d'électrons sur l'orbitale s et 3 ce qui reste sur 2s2p

on aura  $Z^* = 6 - [(3 \times 0,35) + 2(1)] = 2,95$

l'électron étudié est sur  $n = 2$

pour l'énergie :  $E = -13,6 * (2,95)^2 / 2^2 = -26,5885 \text{ eV}$

### Conseil

écrivez la structure électronique complète des OA\*

Isoler l'électron et voyez le numéro de son orbitale pour n et lors du calcul de faite (n-1) aux les électrons arrachés dans le groupe étudié

suivez l'ordre de Slater jusqu'à  $z = 18$  on a le même ordre que pour la configuration électronique

voir plus loin :

<https://www.youtube.com/watch?v=uyPR62pTZcE>

## 4. Classification des éléments du tableau périodique

Le système périodique des éléments fut établie par Dimitri Mendeleïev , il plaça les atomes selon l'ordre croissant de la charge globale ainsi que par la caractéristique des atomes [5\*] que nous allons développer dans cette partie

### Fondamental

Chaque ligne représente une période : actuellement il y'a 7 période , on a vu que chaque période c'est le nombre quantique n

Chaque colonne représente un groupe ou famille de l'élément il y'a 8 groupe qu'on note généralement par un chiffre romain ou un nombre :

- 1<sup>er</sup> groupe 1 I<sub>A</sub> c'est les alcalins
- 2<sup>eme</sup> groupe 2 II<sub>A</sub> c'est alcalino-terreux
- 3<sup>eme</sup> groupe 3 III<sub>A</sub> c'est la famille du Bohr
- 4<sup>eme</sup> groupe 14 IV<sub>A</sub> c'est la famille du Carbone
- de 4 à 14 c'est les métaux de transition
- 5<sup>eme</sup> groupe 15 V<sub>A</sub> c'est la famille de l'azote
- 6<sup>eme</sup> groupe 16 V<sub>A</sub> c'est la famille des chalcogène (oxygène ou soufre)
- 7<sup>eme</sup> groupe 17 VII<sub>A</sub> c'est la famille des halogènes
- 8<sup>eme</sup> groupe 18 VIII<sub>A</sub> c'est la famille des gaz rares (gaz noble)

les blocs :

il y'a quatre bloc :

les colonnes 1 et 2 sont le bloc s

les colonnes de 3 à 8 sont le bloc p

les colonnes de 4 à 13 sont le bloc d

la ligne de 57 à 71 sont le bloc f

la ligne de 89 à 103 sont le bloc f [7\*]

- les métaux pour ceux qui moins 4 électron valence
- les non métaux ceux qui ont plus de 4 électron valence
- le groupe f c'est les terres rares
- à la frontière entre les éléments de transition et le bloc p ceux qui ont 4 électrons de valence c'est les métalloïdes : ils peuvent avoir les deux caractères selon les conditions de réactivité

### Tableau Périodique des Éléments

les éléments de couleur bleu foncé sont les métalloïdes, vert bloc p, orange et jaune s

Tableau périodique complet

numéro atomique																		8 [15.99903, 15.99977]		masse atomique		oxygène	
symbole																		O		nonmétaux		Orthorhombic crystal structure	
configuration électronique																		[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>		Gas physical state at 20 °C			
nom élément																		oxygen					

1 IA 1A	2 IIA 2A	3 IIIB 3B	4 IVB 4B	5 VB 5B	6 VIB 6B	7 VIIB 7B	8 VIII 8	9 VIII 9	10 VIII 10	11 IB 1B	12 IIB 2B	13 IIIA 3A	14 IVA 4A	15 VA 5A	16 VIA 6A	17 VIIA 7A	18 VIIIA 8A
1 H Hydrogen 1.008	2 He Helium 4.003	3 Li Lithium 6.941	4 Be Beryllium 9.012	5 B Boron 10.811	6 C Carbon 12.011	7 N Nitrogen 14.007	8 O Oxygen 15.999	9 F Fluorine 18.998	10 Ne Neon 20.180	11 Na Sodium 22.990	12 Mg Magnesium 24.305	13 Al Aluminum 26.982	14 Si Silicon 28.086	15 P Phosphorus 30.974	16 S Sulfur 32.066	17 Cl Chlorine 35.453	18 Ar Argon 39.948
19 K Potassium 39.098	20 Ca Calcium 40.078	21 Sc Scandium 44.956	22 Ti Titanium 47.867	23 V Vanadium 50.942	24 Cr Chromium 51.996	25 Mn Manganese 54.938	26 Fe Iron 55.845	27 Co Cobalt 58.933	28 Ni Nickel 58.693	29 Cu Copper 63.546	30 Zn Zinc 65.38	31 Ga Gallium 69.723	32 Ge Germanium 72.631	33 As Arsenic 74.922	34 Se Selenium 78.971	35 Br Bromine 79.904	36 Kr Krypton 83.798
37 Rb Rubidium 85.468	38 Sr Strontium 87.62	39 Y Yttrium 88.906	40 Zr Zirconium 91.224	41 Nb Niobium 92.905	42 Mo Molybdenum 95.95	43 Tc Technetium 98.907	44 Ru Ruthenium 101.07	45 Rh Rhodium 102.906	46 Pd Palladium 106.42	47 Ag Silver 107.868	48 Cd Cadmium 112.414	49 In Indium 114.818	50 Sn Tin 118.711	51 Sb Antimony 121.760	52 Te Tellurium 127.6	53 I Iodine 126.904	54 Xe Xenon 131.294
55 Cs Cesium 132.905	56 Ba Barium 137.328	57-71 Lanthanide Series La Lanthanum 138.905 Ce Cerium 140.116 Pr Praseodymium 140.908 Nd Neodymium 144.243 Pm Promethium 144.913 Sm Samarium 150.36 Eu Europium 151.964 Gd Gadolinium 157.25 Tb Terbium 158.925 Dy Dysprosium 162.500 Ho Holmium 164.930 Er Erbium 167.259 Tm Thulium 168.934 Yb Ytterbium 173.055 Lu Lutetium 174.967	72 Hf Hafnium 178.49	73 Ta Tantalum 180.948	74 W Tungsten 183.84	75 Re Rhenium 186.207	76 Os Osmium 190.23	77 Ir Iridium 192.222	78 Pt Platinum 195.085	79 Au Gold 196.967	80 Hg Mercury 200.592	81 Tl Thallium 204.383	82 Pb Lead 207.2	83 Bi Bismuth 208.980	84 Po Polonium [209]	85 At Astatine [209]	86 Rn Radon [222]
87 Fr Francium [223]	88 Ra Radium [226]	89-103 Actinide Series Ac Actinium [227] Th Thorium 232.038 Pa Protactinium 231.036 U Uranium 238.029 Np Neptunium [237] Pu Plutonium 244.064 Am Americium [243] Cm Curium [247] Bk Berkelium [247] Cf Californium [251] Es Einsteinium [252] Fm Fermium [257] Md Mendelevium [258] No Nobelium [259] Lr Lawrencium [262]	104 Rf Rutherfordium [261]	105 Db Dubnium [262]	106 Sg Seaborgium [266]	107 Bh Bohrium [264]	108 Hs Hassium [269]	109 Mt Meitnerium [278]	110 Ds Darmstadtium [281]	111 Rg Roentgenium [280]	112 Cn Copernicium [285]	113 Nh Nihonium [284]	114 Fl Flerovium [289]	115 Mc Moscovium [288]	116 Lv Livermorium [293]	117 Ts Tennessine [294]	118 Og Oganesson [294]

Tableau périodique des éléments

### Fondamental : Évolution des éléments du tableau périodique

- le rayon atomique  $R_i$  : le rayon atomique augmente le long d'un groupe plus  $Z >^*$  dans groupe plus  $r >$  car le nombre d'orbitale augmente par contre le long d'une période plus  $Z >^*$  plus  $r$  diminue car l'effet d'écran  $>$  le noyau attire les électrons d'où  $r <^*$
- l'énergie d'ionisation  $E_i$  : le long d'un groupe plus  $z$  augmente plus  $E_i <^*$  car il est plus facile d'arracher un électron ou l'effet d'écran est faible par contre le long d'une période : plus  $Z >$  plus  $E_i >$
- l'électronégativité  $\chi_i$  : plus  $Z >$  le long d'une période plus  $\chi_i$  diminue . Le long d'un groupe : plus  $Z >$  le long plus  $\chi_i <$
- affinité électronique  $A_i$  : c'est l'énergie qu'il faut fournir pour arracher un électron lorsque un atome passe l'état gazeux son évolution plus  $Z >$  le long d'une période plus  $A_i >$  le long d'un groupe : plus  $Z >$  le long plus  $A_i < [8^*]$

## 5. Série de travaux dirigé VI

### 5.1. Exercice 1

Pour les deux éléments suivants :  ${}_{79}\text{Au}$  et du  ${}_{115}\text{Mc}$

Donnez la couche de valence leurs familles et position avec représentation par les cases quantiques

pour  ${}_{79}\text{Au}$ , donnez les orbitales

#### Méthode : Résolution

Pour le  ${}_{115}\text{Mc}$  nous observons que nous avons dépasser le  ${}_{86}\text{Rn}$  (gaz rare) c'est a dire  $n=6$  d'où le qui le précédent d'ou nous sommes sur  $n = 7$  pour le  ${}_{115}\text{Mc}$

pour ne pas se trompé nous allons utiliser la règle  $ns (n-1)d (n-2)f$  :

${}_{115}\text{Mc} : [{}_{86}\text{Rn}] 7s^2 6d^{10} 4f^{14} = 112$  d'où  $7s^2 6d^{10} 4f^{14} 7p^3 \rightarrow$  la couche de valence on prend la configuration sur OA non remplie

Rappelez vous on commence par  $ns$  et termine par  $np$  d'où la couche de valence :  ${}_{115}\text{Mc} : [{}_{86}\text{Rn}] 7s^2 7p^3$

le  $\text{Mc}$  se termine par  $p \rightarrow$  bloc  $p$  sa position  $\text{nbr } -e = 2+3=5$  -e c'est la famille  $V_a \rightarrow$  les azotes , pour la position c'est la 5 case sur la 7 linge autre méthode comme le dernier gaz c'est le  $\text{Og}$  on a  $18-3 = 15$  ou la 5 case sur la 7 ligne

OA	n	l	m	spin	
e1		1	0	0	0,5
e2		1	0	0	-0,5
e3		2	1	-2	0,5
e4		2	1	-1	0,5
e5		2	1	0	0,5

Représentation des cases pour  $\text{Mc}$

$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$	$\uparrow$	$\uparrow$		
s	d				

Pour le  ${}_{79}\text{Au}$  nous somme sur la ligne du  ${}_{86}\text{Rn} \rightarrow n=6$  pour la configuration :

${}_{79}\text{Au} : [{}_{54}\text{Xe}] 6s^2 4f^{14} 5d^9 \rightarrow$  bloc  $d$  métaux de transition , couche de valence :  $[{}_{54}\text{Xe}] 6s^1 5d^{10}$  position 11  $\rightarrow$  groupe B1

les orbitales :

OA	n	l	m	spin	
e1		1	0	0	0,5
e2		2	2	-2	0,5
e3		2	2	-2	-0,5
e4		2	2	-1	0,5
e5		2	2	-1	-0,5
e6		2	2	0	0,5
e7		2	2	0	-0,5
e8		2	2	1	0,5
e9		2	2	1	-0,5

Représentation par cases pour Au

↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓
s	d				

## 5.2. Exercice 2

Parmi les configurations lesquelles sont fausse et justes justifier :

- 1)  $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$ ,
- 2)  $1s^2 2s^2 2p^6 4s^1$ ,
- 3)  $1s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
- 4)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
- 5)  $n = 2, l = 2, ml = -2, -1, 0, +1, +2$ .
- 6)  $n = 5, l = 4, ml = -4, -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3, +4$

### ✂ Méthode : Solution

- 1) Vrai : c'est possible cette configuration peut correspondre un excité
- 2) Faux : l'ordre des orbitales n'est pas respecter après  $2p^6$ , après une orbital p on aura s+1 d'où c'est on  $3s^2$
- 3) Faux : l'ordre n'est pas respecter il faut écrire  $1s^2 2s^2$  ne pas les oubliés
- 4) Vrai : l'ordre est bien respecter ainsi que la distribution électronique
- 5) Faux, si  $n = 2, l = 1$  on aura  $m = -1, 0, 1$  ou pour  $n = 3, l = 2, m = -2, -1, 0, +1, +2$
- 6) Vrai : cette configuration correspond à l'orbitale 5g qui passera après les orbitales f après la 8 période

## 5.3. Exercice 3

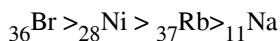
Soit les éléments suivant :  $_{11}\text{Na}$ ,  $_{37}\text{Rb}$ ,  $_{28}\text{Ni}$ ,  $_{36}\text{Br}$

Classez-les par ordre croissant du rayon et électronégativité, affinité électronique et énergie d'ionisation

### ✂ Méthode : Résolution

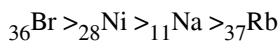
Pour le classement il faut le faire par ligne en priorité puis par colonne, dans ce cas on le fait directement

Pour le classement du rayon atomique on le fait par Z le plus élevé :



Pour l'électronégativité, affinité électronique et énergie d'ionisation il ont auront le même classement :

les plus électronégatives sont du groupe 5 a 7 d'où :

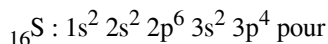


#### 5.4. Exercice 4

Calculez la transition d'énergie en eV pour l'hydrogénoïde  ${}_{16}\text{S}$  et son état excité  ${}_{16}\text{S}^{2+}$  par la méthode de Slater

#### Méthode : Résolution

on écrit la configuration électronique du soufre



les groupes de Slater à l'état fondamental on aura :  ${}_{16}\text{S} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

ce qui donne  $E_s = 6 E_{3s3p} + 8E_{2s2p} + 2E_{1s}$

pour l'état excité on aura  $2^+$  on arrache deux électrons de p ou s on aura :  ${}_{16}\text{S} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$

ce qui donne :  $E_{s^{2+}} = 4 E_{3s3p} + 8E_{2s2p} + 2E_{1s}$

pour la différence d'énergie :  $\Delta E = E_{s^{2+}} + E_s = 4 E_{3s3p} - 6 E_{3s3p}$

Calcule des énergies : on retire un électron on aura  $5E_{3s3p}$ , puis on fait le calcul de  $E_s$  à l'état fondamental on obtien :

$$\begin{aligned} \sigma_{3s3p} &= (5 * 0,35) + (8 * 0,85) + (2 * 1) = 10,55 \\ Z^* &= Z - \sigma_{3s3p} = 16 - 10,55 = 5,45 \\ E &= \frac{E_1 * Z^*}{n^2} \rightarrow E = -13,6 * \left( \frac{5,45^2}{3^2} \right) \\ E &= -44,884 \text{ eV} \end{aligned}$$

On calcul pour l'état ionisé  $2^+$  : on on retire un électron on aura  $3 E_{3s3p}$  puis on fait le calcul :

$$\begin{aligned} \sigma_{3s3p} &= (3 * 0,35) + (8 * 0,85) + (2 * 1) = 9,85 \\ Z^* &= Z - \sigma_{3s3p} = 16 - 9,85 = 6,15 \\ E &= \frac{E_1 * Z^*}{n^2} \rightarrow E = -13,6 * \left( \frac{6,15^2}{3^2} \right) \\ E &= -57,154 \text{ eV} \end{aligned}$$

on calcul :  $\Delta E = E_{s^{2+}} + E_s = 4 E_{3s3p} - 6 E_{3s3p}$

$$\Delta E = (4 * -57,154) - (6 * (-44,884)) = -228,616 + 269,304 = 40,688 \text{ eV}$$



# Abréviations

< : diminue

> : augmente

**C** : Coulomb

**deltaE** : Différence d'énergie entre deux niveaux

**E** : Énergie

**-e** : électron

**eV** : électron volt

**J** : Joule

**OA** : Orbitale atomique

**Z** : nombre d'électron totale dans un atome

# Références



- 1  
A.Ouhaes et B.Debvallez « Chimie général »,9eme édition, Office des Publication Universitaire, Alger,(2016)
- 5  
L.Nikolaiev « Chimie Moderne » 2eme édition ,Mir, Moscou, (1974).

# Webographie



[https://www.google.dz/books/edition/C\\_est\\_quoi\\_la\\_chimie/emMEDgAAQBAJ?hl=fr&gbpv=1&dq=%C2%AB+C%27est+quoi+la+chimie%3F+%C2%BB,1er+%C3%A9dition,+De+Boeck+Superieur,++\(2014\).&pg=PA23&printsec=frontcover](https://www.google.dz/books/edition/C_est_quoi_la_chimie/emMEDgAAQBAJ?hl=fr&gbpv=1&dq=%C2%AB+C%27est+quoi+la+chimie%3F+%C2%BB,1er+%C3%A9dition,+De+Boeck+Superieur,++(2014).&pg=PA23&printsec=frontcover)

<https://fr.khanacademy.org/science/physique-a-l-ecole/x6e8a541a302cdab5:physique-a-l-ecole-6e-annee-secondaire-2h/x6e8a541a302cdab5:physique-a-l-ecole-6e-2h-mecanique-quantique-l-atome-et-le-photon/a/photoelectric-effect>

[https://www.google.dz/books/edition/Chimie\\_g%C3%A9n%C3%A9rale/OiVMCQEZpNMC?hl=fr&gbpv=1&dq=cours+Effet+photo%C3%A9lectrique&pg=PA114&printsec=frontcover](https://www.google.dz/books/edition/Chimie_g%C3%A9n%C3%A9rale/OiVMCQEZpNMC?hl=fr&gbpv=1&dq=cours+Effet+photo%C3%A9lectrique&pg=PA114&printsec=frontcover)

[https://www.google.dz/books/edition/Physique\\_atomique\\_Syst%C3%A8mes\\_hydrog%C3%A9no%C3%AF/LWHvEAAAQBAJ?hl=fr&gbpv=1&dq=energie+pour+les+hydrogenoides&printsec=frontcover](https://www.google.dz/books/edition/Physique_atomique_Syst%C3%A8mes_hydrog%C3%A9no%C3%AF/LWHvEAAAQBAJ?hl=fr&gbpv=1&dq=energie+pour+les+hydrogenoides&printsec=frontcover)

[https://dpt-st.univ-boumerdes.dz/images/nouveau\\_etudiants/coursS1/chimie1/Chapitre%20III\\_Structure%20\\_llectronique.pdf](https://dpt-st.univ-boumerdes.dz/images/nouveau_etudiants/coursS1/chimie1/Chapitre%20III_Structure%20_llectronique.pdf)

[https://www.google.dz/books/edition/La\\_classification\\_p%C3%A9riodique\\_des\\_%C3%A9l%C3%A9m/grRsT8H14DMC?hl=fr&gbpv=1&dq=tableau+periodique&pg=PA55&printsec=frontcover](https://www.google.dz/books/edition/La_classification_p%C3%A9riodique_des_%C3%A9l%C3%A9m/grRsT8H14DMC?hl=fr&gbpv=1&dq=tableau+periodique&pg=PA55&printsec=frontcover)

[https://www.google.dz/books/edition/Principes\\_de\\_chimie/ne2ZDgAAQBAJ?hl=fr&gbpv=1&dq=evolution+des+propri%C3%A9tes+du+tableau+periodique&pg=PA644&printsec=frontcover](https://www.google.dz/books/edition/Principes_de_chimie/ne2ZDgAAQBAJ?hl=fr&gbpv=1&dq=evolution+des+propri%C3%A9tes+du+tableau+periodique&pg=PA644&printsec=frontcover)

