

Dossier "Radioactivité naturelle" II

LE TABLEAU PERIODIQUE DES ELEMENTS

Robert SIX

I. HISTORIQUE

Nous connaissons tous le tableau de la classification périodique des éléments qui orne nos classes de chimie et nous provoquait des sueurs froides à la veille des examens. Cette classification devenue universelle est l'œuvre du chimiste russe **Dmitri MENDELEÏEV** (° 08-02-1834, Tobolsk - † 02-02-1907, Saint-Petersbourg) qui le conçut **en 1869**. Ce n'est pas la première tentative de classification des éléments chimiques.

Dès la **fin du XVIII^e siècle**, **Antoine LAVOISIER** (° 26-08-1743, Paris - † 8-05-1794, guillotiné, Paris) répertorie 33 « **substances simples** » qu'il classe en 4 groupes :

- les **substances simples** appartenant aux trois règnes (lumière, calorique, oxygène, azote, hydrogène) ;
- les **substances simples non métalliques** (soufre, phosphore, carbone...) ;
- les **substances simples métalliques** (argent, cuivre, fer...) ;
- les **substances simples salifiables terreuses** (chaux, baryte, alumine, silice)

Salifiable : terme chimique signifiant susceptible de se transformer en sel.

En 1817 le chimiste allemand **Johann DÖBEREINER** (°13 ou 15-12-1780 - † 24-03-1849) remarque que plusieurs **groupes de trois éléments (triades)** présentent deux caractéristiques intéressantes : **l'élément central a une réactivité chimique et une masse atomique intermédiaires**. Par exemple, Ca, Sr et Ba forment une triade aux propriétés semblables dans laquelle la masse atomique de Sr (87,62) est intermédiaire entre celles des deux autres éléments (40,078 et 137,33). **Vers 1850**, une vingtaine de triades sont reconnues (tableau I).

Triade		Triade		Triade		Triade	
Ca	40	Cl	35,5	S	32	Li	7
Ba	137	I	127	Te	127,5	K	39
Moyenne : 88,5		Moyenne : 81,2		Moyenne : 79,7		Moyenne : 23	
Sr	87,6	Br	79,9	Se	79,2	Na	23

Tableau I – Exemples de triades selon DÖBEREINER

Il faut aussi citer le physicien anglais **William PROUT** (° 15-01-1785 - † 9-04-1850) qui déjà **en 1815** proposait un autre principe général, à savoir que du fait que de nombreux éléments semblent être des multiples entiers de la masse de l'hydrogène, tous les éléments sont des composés de l'hydrogène, ce qui implique l'**unité de la matière**.

Le géologue et minéralogiste français **Alexandre-Emile Béguyer DE CHANCOURTOIS** (° 20-01-1820 - † 14-10-1886) élabore, **dès 1862**, une classification des éléments chimiques originale, basée sur les **triades**. Il conçoit un **graphe en spirale** tracé sur un cylindre en prenant soin que les éléments d'une même triade soient situés sur la même verticale : c'est le modèle de la « **vis tellurique** », centré sur le tellurium (fig. 1).

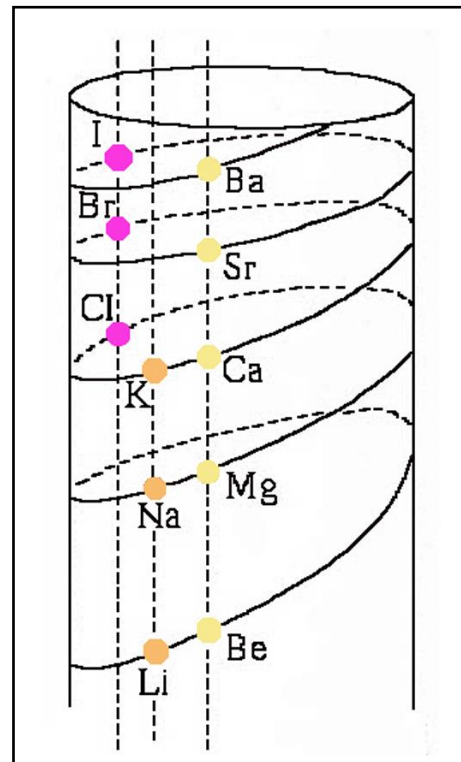


Fig. 1 – Vis tellurique de de CHANCOURTOIS

Le chimiste britannique **John Alexander Reina NEWLANDS** (° 26-11-1837, Londres - † 29-07-1898) publie, en 1853, un **premier tableau périodique** des éléments, ordonné en fonction de leur **masse atomique relative**. Il sera suivi, **en 1864** par celui du chimiste allemand **Lothar MEYER** (° 19-08-1830, Varel - † 11-04-1895, Tubingen) qui ne comprend que 28 éléments et met en évidence uniquement leur valence.

En 1865, NEWLANDS propose la « **loi des octaves** » à la suite de ses observations sur les analogies de propriétés qui se répètent tous les 8 éléments (tableau II) ;

« le huitième élément, qui suit un élément donné, ressemble au premier comme la huitième note de l'octave ressemble à la première... ».

	1	2	3	4	5	6	7	8
1^{er} octave	Li	Be	B	C	N	O	F	Na
2^{ème} octave	8	9	10	11	12	13	14	15
	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	K
3^{ème} octave	15	16
	K	Ca
	triade	triade						

Tableau II – Loi des octaves de NEWLANDS

On peut citer aussi la **périodicité du volume atomique** décrit par le chimiste allemand **Julius Lothar MEYER** (° 1837 - † 1895) **en 1859**. Dans ce système, les éléments semblables occupent des positions semblables sur une courbe en dents de scie.

L'idée maîtresse de **MENDELEÏEV** fut de répartir les éléments naturels par **ordre croissant de leur masse atomique**. Il remarqua que les propriétés chimiques de ceux-ci évoluent régulièrement d'un élément à l'autre pour subir une modification brusque à partir de laquelle une nouvelle série se met en place ayant à nouveau des propriétés analogues à celles de la série précédente.

Explication : considérons le tableau III dans lequel nous reprenons un certain nombre d'éléments classés par ordre croissant de leur masse atomique ainsi qu'une de leurs propriétés chimiques

Masse atomique	Élément	Symbole	Propriétés
6,9	Lithium	Li	Métal très réactionnel
9,0	Béryllium	Be	Métal réactionnel
10,8	Bore	B	Semi-métal
12,0	Carbone	C	Solide, non-métal
14,0	Azote	N	Gaz diatomique, non-métal
16,0	Oxygène	O	Gaz diatomique, modérément réactif,
19,0	Fluor	F	non-métal
20,2	Néon	Ne	Gaz diatomique, fortement réactif
23,0	Sodium	Na	Gaz monoatomique, très peu réactif
24,3	Magnésium	Mg	Métal très réactif
27,0	Aluminium	Al	Métal réactif
28,1	Silicium	Si	Métal
31,0	Phosphore	P	Semi-métal
32,1	Soufre	S	Solide, non-métal
35,5	Chlore	Cl	Solide, non-métal
39,9	Argon	Ar	Gaz diatomique, très réactionnel
			Gaz monoatomique, peu réactionnel

Tableau III – Propriétés chimiques de 16 éléments disposés par ordre croissant de leur masse atomique

On y remarque une certaine **périodicité** dans l'évolution de leurs propriétés chimiques entre la série de 8 éléments allant du Li au Ne et celle, également de 8 éléments, du Na à l'Ar. Si l'on place ces éléments en rangées horizontales on établit des **périodes** :

1^{ère} rangée ou période :

Li Be B C N O P Ne

2^{ème} rangée ou période:

Na Mg Al Si P S Cl Ar

MENDELEÏEV classa les éléments connus à l'époque en **8 groupes**, **12 rangées** et **66 éléments**, en laissant des cases vides pour d'éventuelles découvertes. Dans les conclusions de son rapport sur la « loi périodique », il écrit :

« Il faut s'attendre à la découverte de plusieurs corps simples encore inconnus, ressemblant à Al et Si et ayant un poids atomique 65-75 ».

En **1913**, la classification évolue, grâce aux études faites au moyen des rayons X par le physicien anglais **Henry MOSELEY** (° 23-11-1887 - † 10-08-1915), permettant de déterminer le nombre de protons de chaque élément. Les chimistes se rendent compte que si l'on tient compte des propriétés chimiques des éléments, ceux-ci devraient être **classés par leur numéro atomique plutôt que par leur masse**.

Rappelons que le **numéro atomique** représente le nombre de protons que contient le noyau de l'élément.

La disposition que nous connaissons actuellement est due au chimiste américain **Glenn T. SEABORG** (° 1912, Ishpeming, Michigan - † 1999, Lafayette, Californie). Contrairement à **MENDELEÏEV**, il propose, en **1945**, une **disposition en rangées horizontales (périodes) et colonnes verticales (familles)**.

II. DESCRIPTION DU TABLEAU ACTUEL (fig. 2)

Actuellement, les **117 éléments** sont répartis en **7 rangées** ou lignes par **ordre de numéro atomique croissant** et en **18 colonnes** ou familles correspondant à des propriétés chimiques semblables

Chaque rangée constitue une **période** :

- La période 1 comprend 2 éléments, H et He ;
- les périodes 2 et 3 couvrent chacune 8 éléments ;
- les périodes 4 et 5, 18 éléments. Dans ces deux périodes, 10 éléments occupent des colonnes intermédiaires marquées par un chiffre romain suivi d'un « b ». Ce sont des éléments de transition ;
- les périodes 6 et 7 reprennent respectivement 32 et 27 éléments. On y distingue deux familles particulières : les Lanthanides, éléments qui suivent le lanthane dans la période 6 et les Actinides, éléments qui suivent l'actinium dans la période 7 (fig. 2).

Les **familles** sont réparties en **familles « a »** et **familles « b »**. Le tableau comporte 8 **familles « a »** ou « **principales** », numérotées de la à VIIIa :

- la famille Ia : les **alcalins** (de l'arabe « alcali » = soude) ;
- la famille IIa : les **alcalino-terreux** (dont les propriétés se situent entre les alcalins et les terreux) ;
- la famille IIIa : les **terreux** (l'aluminium est l'un des éléments les plus abondants dans l'écorce terrestre)
- la famille IVa : les **carbonides** (de la famille du carbone) ;
- la famille Va : les **azotides** (de la famille de l'azote) ;
- la famille VIa : les **sulfurides** (de la famille du soufre) ;

- la famille VIIa : les **halogènes** (qui donnent des sels) ;
- la famille VIIIa : les **gaz inertes**, éléments qui se distinguent par leur absence presque totale de réactivité, d'où le nom de **gaz nobles**.

Le tableau comporte également **8 familles « b »**, situées entre IIa et IIIa, et numérotées de Ib à VIIIb. Ce sont des **éléments de transition** qui sont aussi groupés selon leurs similitudes de propriétés. Leur numéro rappelle qu'ils ont quelques propriétés analogues avec celles des familles « a ».

On peut également regrouper les éléments en diverses catégories :

- Les **métaux**, à valence unique, à gauche du tableau (colonnes 1 et 2, à l'exception de l'hydrogène) regroupent les **alcalins** et les **alcalino-terreux**. Ce sont des éléments réactifs qui donnent lieu à des réactions chimiques analogues à celles des autres éléments de leur groupe. Les métaux alcalins comprennent : le lithium (${}_{3}\text{Li}$), le sodium (${}_{11}\text{Na}$), le potassium (${}_{19}\text{K}$), le rubidium (${}_{37}\text{Rb}$), le césium (${}_{55}\text{Cs}$) et le francium (${}_{87}\text{Fr}$). Ils n'existent pas à l'état pur dans la nature, ils sont toujours associés à d'autres éléments. Les métaux alcalino-terreux couvrent : le béryllium (${}_{4}\text{Be}$), le magnésium (${}_{12}\text{Mg}$), le calcium (${}_{20}\text{Ca}$), le strontium (${}_{38}\text{Sr}$), le baryum (${}_{56}\text{Ba}$) et le radium (${}_{88}\text{Ra}$). On les retrouve dans plusieurs types de roches.
- Les **non-métaux**, à droite du tableau à l'exception de l'hydrogène (1^{er} élément à gauche) qui ne sont ni des halogènes ni des gaz nobles. Ils comprennent les éléments suivants : l'hydrogène (${}_{1}\text{H}$), le carbone (${}_{6}\text{C}$), l'azote (${}_{7}\text{N}$), l'oxygène (${}_{8}\text{O}$), le phosphore (${}_{15}\text{P}$), le soufre (${}_{16}\text{S}$) et le sélénium (${}_{34}\text{Se}$). À part le sélénium qui est un oligo-élément, ceux-ci constituent la majorité des atomes du monde vivant. Leurs propriétés physiques les distinguent nettement des métaux : se sont de mauvais conducteurs de l'électricité (conductivité électrique) et de la chaleur (conductivité thermique), sauf le C sous sa forme graphite ; ils sont malléables et ductiles. Dans des conditions extrêmes de pression et de température, ils deviennent métalliques. Ils forment généralement des liaisons ioniques avec les métaux.
- Les **métalloïdes** ou **semi-métaux** occupant une zone triangulaire entre les deux catégories précédentes, à partir de la colonne 13 jusqu'à la colonne 17. Les métalloïdes ont des propriétés physiques et chimiques intermédiaires entre celles des métaux et des non-métaux. Ce sont : le bore (${}_{5}\text{B}$), le silicium (${}_{14}\text{Si}$), le germanium (${}_{32}\text{Ge}$), l'arsenic (${}_{33}\text{As}$), l'antimoine (${}_{51}\text{Sb}$), le tellure (${}_{52}\text{Te}$) et le polonium (${}_{84}\text{Po}$). Ce sont des solides plus ou moins brillants et cassants. Leurs conductibilités électrique et thermique étant moindre que celle des métaux on leur attribue le nom de semi-conducteurs.
- Les **métaux pauvres**, éléments chimiques métalliques, adjacents aux métalloïdes. Ils comprennent : l'aluminium (${}_{13}\text{Al}$), le gallium (${}_{31}\text{Ga}$), l'indium (${}_{49}\text{In}$), l'étain (${}_{50}\text{Sn}$), le thallium (${}_{81}\text{Tl}$), le plomb (${}_{82}\text{Pb}$), le bismuth (${}_{83}\text{Bi}$) et l'ununquadium (${}_{114}\text{Uuq}$). Les éléments suivants sont classés provisoirement dans cette catégorie : ununbium (${}_{112}\text{Uub}$), ununpentium, ununhexium.

Métaux	Semi-métaux	Non-métaux
Très bonne conductibilité thermique et électrique	Conductibilité modérée	Isolants
Résistance électrique proportionnelle à l'augmentation de température	Résistance électrique in-versément proportionnelle à l'augmentation de température	Résistance indépendante de la température
Malléables, ductiles	Cassants	Ni malléables, ni ductiles
Oxydes, halogénures et hydrures : non volatils	Halogénures et hydrures : volatils	Oxydes, hydrures : volatils
Points de fusion : élevés	Points de fusion : bas	Points de fusion : bas

Tableau II – Comparaison entre les propriétés physiques des métaux, des semi-métaux et des non-métaux

- Les **métaux de transition** comprenant les 38 éléments chimiques de numéro atomique 21 à 30, 39 à 48, 72 à 80, 104 à 112 et 114. Ils se répartissent comme suit :

Groupe	<u>Période</u>	<u>Période</u>	<u>Période</u>	<u>Période</u>
	<u>4</u>	<u>5</u>	<u>6</u>	<u>7</u>
3 (III B)	21 <u>Sc</u>	39 <u>Y</u>	*	**
4 (IV B)	22 <u>Ti</u>	40 <u>Zr</u>	72 <u>Hf</u>	104 <u>Rf</u>
5 (V B)	23 <u>V</u>	41 <u>Nb</u>	73 <u>Ta</u>	105 <u>Db</u>
6 (VI B)	24 <u>Cr</u>	42 <u>Mo</u>	74 <u>W</u>	106 <u>Sg</u>
7 (VII B)	25 <u>Mn</u>	43 <u>Tc</u>	75 <u>Re</u>	107 <u>Bh</u>
8 (VIII B)	26 <u>Fe</u>	44 <u>Ru</u>	76 <u>Os</u>	108 <u>Hs</u>
9 (VIII B)	27 <u>Co</u>	45 <u>Rh</u>	77 <u>Ir</u>	109 <u>Mt</u>
10 (VIII B)	28 <u>Ni</u>	46 <u>Pd</u>	78 <u>Pt</u>	110 <u>Ds</u>
11 (I B)	29 <u>Cu</u>	47 <u>Ag</u>	79 <u>Au</u>	111 <u>Rg</u>
12 (II B)	30 <u>Zn</u>	48 <u>Cd</u>	80 <u>Hg</u>	112 <u>Uub</u>

- Les **lanthanides** comprennent les métaux de transition situés entre le lanthane de numéro atomique 57 ($_{57}\text{La}$) et le lutétium de numéro atomique 71 ($_{71}\text{Lu}$). On leur attribue également le nom de **terres rares**. Le lanthane qui a donné son nom à la série trouve sa place dans la 3^{ème} colonne du tableau.
- Les **actinides** se situent entre l'actinium de numéro atomique 89 ($_{89}\text{Ac}$) qui a donné son nom à la série, et le lawrencium de numéro atomique 103 ($_{103}\text{Lr}$). Ces éléments sont tous radioactifs. Nous y retrouvons l'uranium et le thorium, ainsi que plusieurs éléments artificiels (les **transuraniens**). Ces derniers sont obtenus par captures de neutrons lors de bombardement de cibles bien choisies et non suivies de fissions.

Les lanthanides et les actinides constituent ce que l'on nomme les **métaux de transition internes**. Les éléments de chacune d'elles présentent des propriétés chimiques remarquablement similaires

III. RAPPEL DU MODELE DE L'ATOME DE BOHR

Avant de poursuivre, revenons au modèle d'atome élaboré par **Niels BOHR**¹. L'atome est constitué d'un **noyau de charge positive** entouré d'un **nuage d'électrons**, particules de **charge négative** réparties sur des orbites bien déterminées. L'atome étant électriquement neutre, il en résulte que le nombre d'électrons gravitant autour du noyau doit correspondre au nombre de charges positives du noyau.

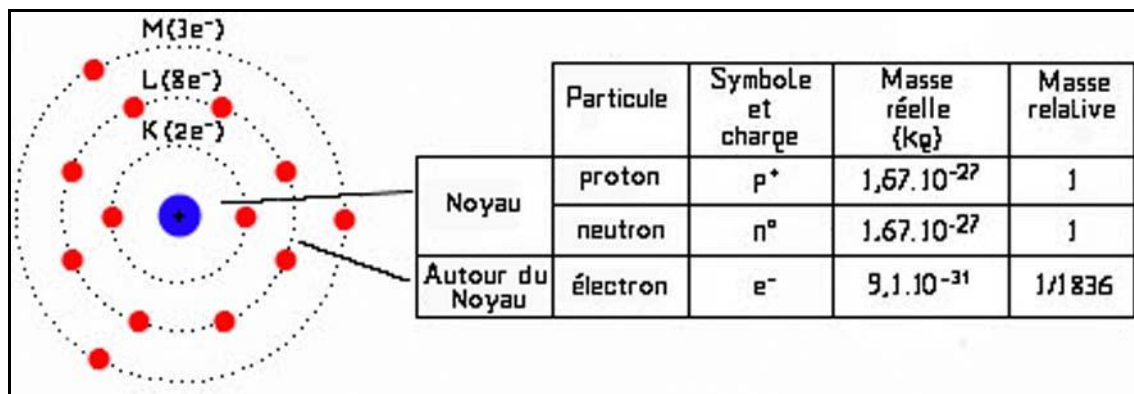


Fig. 3 – Petit résumé de la constitution d'un atome

Nous avons vu que les électrons gravitent autour du noyau sur différentes couches auxquelles on a attribué un niveau d'énergie n (fig. 2). Le nombre maximum d'électrons que l'on peut trouver sur une couche répond à la formule de Pauli, $2n^2$.

Ainsi :

- la première couche (couche K) d'un niveau d'énergie $n = 1$, peut recevoir $2 \times 1^2 = 2$ électrons ;
- la couche suivante (couche L) dont $n = 2$, en aura $2 \times 2^2 = 8$,
- la couche 3 (couche M), $n = 3$, $2 \times 3^2 = 18$,
- la 4^{ème} (couche N), $n = 4$, $2 \times 4^2 = 32$,
- la 5^{ème} (couche O), $n = 5$, $2 \times 5^2 = 50$,
- la 6^{ème} (couche P), $n = 6$, $2 \times 6^2 = 72$
- et la dernière couche (couche Q), $n = 7$, $2 \times 7^2 = 98$.

Le **nombre de couches d'un atome dépend de son nombre d'électrons**. Le remplissage des couches se fait de la plus proche du noyau vers la plus éloignée.

Une couche est saturée lorsqu'elle contient son nombre maximum d'électrons.

¹ SIX R. – *La quantification de l'atome*, in Le Bulletin du G.E.S.T – N° 120, juillet 2003.

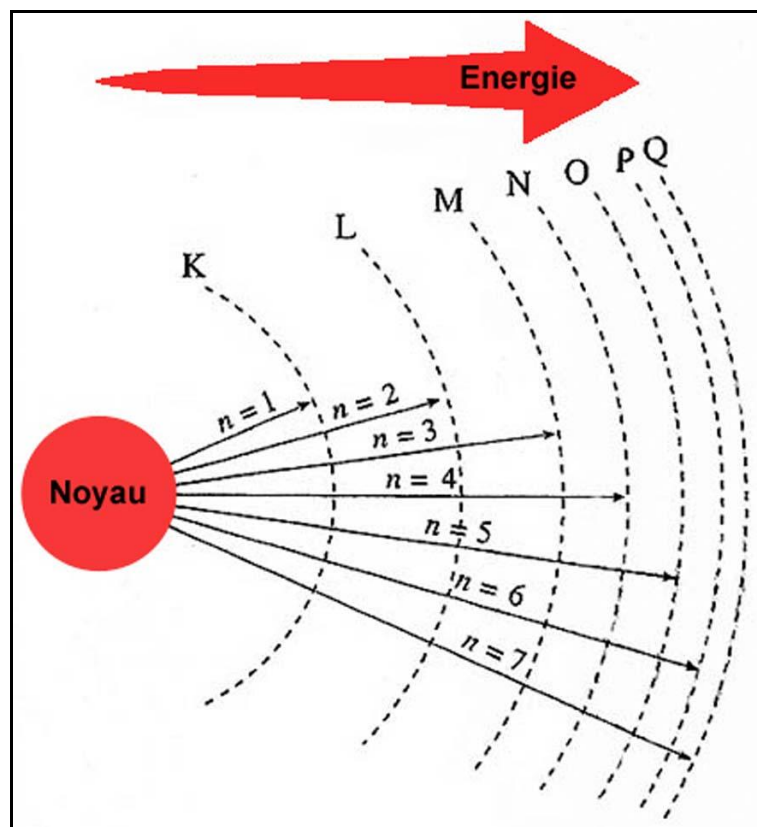


Fig. 4 – Les différentes couches électronique et leur niveau d'énergie n

Grâce à ce modèle, on peut déterminer la répartition des électrons dans les atomes des périodes 1 à 3 (tableau III).

Elément	Nombre d'électrons sur la couche K (n = 1)	Nombre d'électrons sur la couche L (n = 2)	Nombre d'électrons sur la couche M (n = 3)	Ecriture condensée
H	1			K1
He	2			K2
Li	2	1		K2 L1
Be	2	2		K2 L2
B	2	3		K2L3
C	2	4		K2 L4

Tableau III – Répartition des électrons des atomes des périodes 1 à 3

A partir de la période 4, le remplissage d'une couche électronique commence alors que le remplissage de la couche précédente n'est pas terminé, à l'exception des familles « b » qui suivent la règle des 3 premières périodes.

On voit donc que le **modèle atomique de Bohr confirme le classement périodique** des éléments. Les éléments d'une même colonne ont, en général, le même nombre d'électrons externes et forment une famille aux propriétés chimiques semblables.

En réalité, la couronne électronique est bien plus complexe. Chaque couche se subdivise en sous-couches. En fait, chaque électron est défini par les valeurs de ses **quatre nombres quantiques** :

- le **nombre quantique principal n** que nous connaissons déjà ;
- le **nombre quantique orbital l**, dont les valeurs sont 0 ou 1 ;
- le **nombre quantique magnétique m** qui peut avoir $(2l + 1)$ valeurs ;
- le **nombre quantique de spin s** qui prend les valeurs $\pm 1/2$.

Selon le **principe d'exclusion de Pauli**, les électrons du nuage électronique ne peuvent avoir leurs quatre nombres quantiques identiques. Nous venons de voir que les électrons ayant le même niveau d'énergie **n** se trouvent sur une même orbite. Chaque couche se subdivise en sous-couches dépendant des valeurs de **l** possibles. Ainsi :

Couche K : $n = 1$

$l = 0$, sous-couche s, $m = 0$: 2 places

Couche L : $n = 2$

$l = 0$, sous-couche s, $m = 0$: 2 places

$l = 1$, sous-couche p, $m = 0, \pm 1$: 6 places

couche M : $n = 3$

$l = 0$, sous-couche s, $m = 0$: 2 places

$l = 1$, sous-couche p, $m = 0, \pm 1$: 6 places

$l = 2$, sous-couche d, $m = 0, \pm 1, \pm 2$: 10 places

et ainsi de suite.

IV. NOTION DE VALENCE

Les **atomes s'unissent entre eux pour former des molécules**. Ces associations répondent à la **loi de Proust** qui démontre qu'elles se font toujours dans les mêmes proportions pour former une molécule donnée. C'est pourquoi, par exemple, l'association de H et de O répond à la combinaison H_2O . Donc, ces assemblages ont une constitution bien déterminée qui dépend d'une caractéristique des atomes qui les composent : la **valence**.

Pour comprendre cette propriété qui règle les associations des atomes entre eux, prenons l'hydrogène (H) comme atome étalon. Quelles sont les associations possibles de H avec les éléments de la période 2 du tableau ?

On trouve les associations suivantes : LiH, BeH₂, BH₃, CH₄, NH₃, H₂O, HF. Par contre Ne et H ne s'entendent pas.

La capacité de liaison varie d'une molécule à l'autre. Ainsi :

- Li lie 1 atome de H, il a une valence I ;
- Be en lie 2, sa valence est II ;
- B accepte 3 H, il a la valence III ;
- C s'unit à 4 H, sa valence est donc IV ;
- O se contente de 2 H, donc une valence II ;
- F n'en lie qu'un, sa valence est I ;

- Ne ne peut se lier à H, dans ce cas la valence est 0.

C'est cette **capacité de liaison** que l'on appelle « **valence** » (elle s'écrit en chiffre romain).

En d'autre terme, **la valence chimique est déterminée par le nombre d'électrons qu'un atome peut perdre (valence positive) ou gagner (valence négative)** pour que sa couche électronique externe soit complète : l'hydrogène et les métaux alcalins ont une valence positive, les halogènes une valence négative.

Si l'on reprend le tableau périodique des éléments on constate que les éléments des familles Ia et VIIa ont une valence I ; ceux des familles IIa et VIa ont une valence II ; ceux de la famille IIIa, une valence III ; la famille IVa, une valence IV et la famille VIIIa, une valence 0.

Les groupements d'atomes ont également une valence. L'analyse chimique montre que les associations $H(NO_3)$, $H_2(CO_3)$, $H_3(PO_4)$, ... existent. Donc on en conclut :

- dans $H(NO_3)$, le groupement (NO_3) a la valence I puisqu'il a la capacité de s'unir à 1 atome H ;
- dans $H_2(CO_3)$, le groupement (CO_3) a une valence II car il a la capacité de lier 2 atomes H ;
- dans $H_3(PO_4)$, le groupement (PO_4) a la valence III puisqu'il capture 3 atomes H.

Valence I	Valence II	Valence III
Hydroxyde (OH) Nitrate (NO_3)	Carbonate (CO_3) Sulfate (SO_4)	Phosphate (PO_4)

Tableau IV – Principaux groupements

V. AUTRES PRESENTATIONS DU TABLEAU PERIODIQUE

Contrairement à l'opinion générale, le tableau périodique des éléments n'est pas figé, mais fait l'objet de nombreux débats au sein de la communauté des chimistes, quant à sa meilleure représentation. En effet, il présente certains inconvénients.

L'hydrogène (H) pose problème. Il est placé généralement en tête de la colonne 1 avec les métaux, parfois en tête de la colonne 7, avec les halogènes. Pourtant, il n'est ni l'un ni l'autre et ses propriétés diffèrent sensiblement de celles des autres membres de ces groupes.

Il forme des composés dont les formules sont similaires à celles des composés issus des métaux du groupe Ia :

HCl	chlorure d'hydrogène	H_2S	sulfure d'hydrogène
NaCl	chlorure de sodium	Na_2S	sulfure de sodium

D'un autre point de vue, l'hydrogène donne naissance à des molécules diatomiques analogues à celles des composés halogénés :

NaH	hydruure de sodium	NH_3	ammoniac
NaCl	chlorure de sodium	NCl_3	trichlorure d'azote

Il en est de même avec le carbone (C) en tête du groupe IVa dont la chimie diffère du tout au tout de celle des autres éléments de la même famille au point d'avoir créé un domaine qui lui est propre : la chimie organique.

Certains chimistes veulent placer l'hélium (He) en tête du groupe 2, celui des alcalino-terreux, car il présente deux électrons sur sa couche externe, tout comme les éléments de cette famille.

Nous avons vu que la théorie quantique qui prédit que dans un atome les différentes couches successives peuvent contenir un maximum de 2, 8, 18 ou 32 électrons est en parfait accord avec la disposition des périodes du tableau périodique. Toutefois, elle n'explique pas la répétition des longueurs de période à part la première. Ce n'est **qu'en 2001** qu'un physicien russe, **Valentin OSTROVSKI**, propose une théorie expliquant cet aspect des choses.

Sur la base de ces controverses, certains scientifiques ont proposé d'autres types de présentation, comme celle en trois dimensions de **Fernando DUFOUR**. Son système conçu **en 1990** et nommé « **Elemen Tree** » (**arbre périodique**) souligne les similitudes chimiques qui se retrouvent dans les différents groupes, en se basant sur tous les électrons du nuage électronique des éléments et non pas sur les seuls électrons de valence.

Pierre DEMERS, professeur honoraire de l'Université de Montréal, propose quant à lui, un système qu'il appelle celui du **Québécoium** (Qb), le 118^{ème} élément hypothétique terminant le tableau. A partir de ce gaz rare radioactif, par diminution progressive des électrons, il obtient en définitive l'hydrogène.

Depuis la première présentation du tableau de MENDELEÏEV, **en 1869**, plus de 700 représentations graphiques du tableau périodique des éléments ont été proposées.

VI. BIBLIOGRAPHIE

- **BROCKER B.** (2001) – *Atlas de la physique atomique et nucléaire*, Librairie Générale Française, La Pochothèque, Le Livre de poche.
- **COPPENS R.** (1957) – *La radioactivité des roches*, Presses Universitaires de France, « Que sais-je ? » - N°741.
- **McQUARRIE, ROCK ()** – *Chimie générale*, édition revue, De Boeck.
- **PIRSON P., BORDET H., CASTIN D., VAN ELSUWE R. ()** – *Chimie 3^e/4^e*, De Boeck.
- **SCERRI Eric** – *Le tableau périodique des éléments, d'hier à demain*, in *Pour la Science* – N° 369, juillet 2008.
- http://fr.wikipedia.org/wiki/Tableau_p%C3%A9riodique_des_%C3%A9l%C3%A9ments
- http://fr.wikipedia.org/wiki/Alexandre%20B%20guyer_de_Chan_Courtois
- http://fr.wikipedia.org/wiki/John_Alexander_Reina_Newlands
- <http://courschimie.chez.com/valence.htm>