

**Chapitre5:**  
**Classification périodique**  
**des éléments**

## Introduction

Après des tentatives des différents savants, Mendeleïev a proposé en 1869 une classification périodique de tous les éléments connus à l'époque, basée sur les analogies de leurs propriétés chimiques. Il a laissé 24 cases vides pour des éléments inconnus, qui, plus tard, ont tous été découverts, ce qui a constitué une éclatante confirmation de l'exactitude de sa classification. Avec quelques modifications, c'est la classification périodique telle qu'on la connaît aujourd'hui, qui peut être entièrement expliquée par la configuration électronique. Les lignes s'appellent les périodes : la première période, qui ne contient que deux éléments, H et He, correspond au remplissage de la couche  $n=1$  ; la deuxième période commence à Li et correspond au remplissage de la couche  $n=2$ . Les colonnes sont aussi appelées familles ou groupes ; les éléments en colonne ont des propriétés chimiques et physiques semblables. C'est la périodicité de ces propriétés qui est la raison du qualificatif « périodique » attribué à la classification des éléments.

### I. Description du tableau périodique de Mendeleïev

Le tableau périodique est une conséquence des configurations électroniques. La classification périodique est basée sur la formation de groupes constitués par les éléments (de numéro atomique  $Z$ ) possédant des propriétés analogues.

- Le tableau périodique est constitué de 4 blocs : s, p, d, f.
- Les éléments d'une même ligne horizontale du tableau périodique constituent une période. Ils sont au nombre de 7.
- Les éléments d'une même colonne ayant la même configuration électronique de la couche externe constituent une famille ou groupe.

Le tableau périodique est constitué de 18 colonnes réparties en 9 groupes. Les 7 premiers comportent chacun deux sous-groupes A et B selon l'état des électrons externes.

**Sous –groupe A :** contient les éléments dont la couche externe est  $ns np$ .

**Sous –groupe B :** contient les atomes qui possèdent un état d.

Les indices I, II, III, ... indiquent le nombre d'électrons sur la couche externe, appelés électrons de valence.

### **Blocs**

Le bloc s est constitué des éléments présents dans les colonnes 1 (métaux alcalins) et 2 (métaux alcalino-terreux) du tableau périodique des éléments, ainsi que de l'hydrogène et de l'hélium. On les appelle ainsi parce que leur orbitale la plus haute (en énergie) occupée est de type s.

### **Bloc p**

Le bloc p est constitué des éléments présents dans les colonnes 13 à 18 du tableau périodique des éléments. On les appelle ainsi parce que leur orbitale la plus haute (en énergie) occupée est de type p. Ce bloc comporte les pnictogènes (colonne 13), les chalcogènes (colonne 14), les pnictogènes (colonne 15), les chalcogènes (colonne 16), les halogènes (colonne 17), et les gaz rares (colonne 18), à l'exception de l'Hélium.

### **Bloc d**

Le bloc d est constitué des éléments présents dans les colonnes 3 à 12 du tableau périodique des éléments. On les appelle ainsi parce que l'orbitale la plus haute (en énergie) occupée est de type d.

### **Bloc f**

Le bloc f est constitué des éléments de transition interne du tableau périodique des éléments: les lanthanides et les actinides. Ils sont appelés ainsi parce que l'orbitale la plus haute (en énergie) occupée de ces atomes est de type f.

## **II. Caractéristiques de quelques familles**

Voyons les propriétés caractéristiques de quelques familles

### **Famille des alcalins : Groupe IA**

Les éléments dont la configuration électronique externe est du type  $ns^1$ .

### **Les alcalino-terreux**

Dans la colonne II A se trouvent les métaux alcalino-terreux: Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra.

Tous ces éléments ont tendance à céder chimiquement deux électrons pour donner des ions. Cette électropositivité est légèrement plus faible que celle des alcalins, mais croît (leur électronégativité décroît) du Be au Ba. Ils réagissent avec les halogènes pour former des composés ioniques solides.

### **Famille des halogènes :Groupe VIIA**

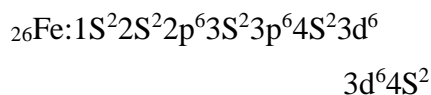
Leurs configurations électroniques externes sont de type  $ns^2np^5$ .

### **Eléments des triades**

Ces éléments constituent le groupe VIII. On distingue trois types de triades:

- Triade du Fer (Fe, Co, Ni)
- Triade du palladium (Ru, Rh, Pd)
- Triade du platine (Os, Ir, Pt)

### Exemple



Période: 4                  Groupe: VIII

### **Famille des métaux de transition**

On appelle métal de transition un élément chimique du bloc d du tableau périodique qui n'est ni un lanthanide ni un actinide. Ils agissent des 38 éléments des périodes 4 à 7 et des groupes 3 à 10 hormis le lutécium  ${}_{71}\text{Lu}$  (un lanthanide) et le lawrencium  ${}_{103}\text{Lr}$  (un actinide).

Les métaux de transition sont tous des métaux et conduisent l'électricité. Les métaux de transition ont en général une densité ainsi qu'une température de fusion et de vaporisation élevées, sauf ceux du groupe 12, qui ont au contraire un point de fusion assez bas, le mercure est ainsi liquide au-dessus de  $-38,8^\circ\text{C}$  et le copernicium  ${}_{112}\text{Cn}$  serait peut-être même gazeux à température ambiante. Ces propriétés proviennent de la capacité des électrons de la sous-couche d à se délocaliser dans le réseau métallique. Dans les substances métalliques, plus le nombre d'électrons partagés entre les noyaux est grand, plus grande est la cohésion du métal. Certains métaux de transition forment de bons catalyseurs homogènes et hétérogènes.

### **Les chalcogènes**

Passons à la famille des chalcogènes : O, S, Se, Te, Po (colonne VIA). Ils ont tendance à capturer deux électrons pour arriver à la structure électronique du gaz rare le plus proche.

Bien que leur réactivité chimique soit plus faible que celle des halogènes, elle reste très élevée. Dans leur combinaison avec H, ils s'unissent à deux atomes H. On obtient H<sub>2</sub>O, H<sub>2</sub>S, H<sub>2</sub>Se, H<sub>2</sub>Te. La valence des chalcogènes est donc 2.

### **Halogènes : avant dernière colonne**

Les éléments de la colonne précédente (colonne VIIA) : fluor, chlore, brome, iode, astate constituent la famille des halogènes. Ils ont un proton de moins que le gaz rare suivant, donc aussi un électron de moins. Ils ont une très grande réactivité chimique qui s'explique par leur très forte tendance à capter un électron pour acquérir la structure électronique du gaz rare qui suit, en formant facilement des ions négatifs de charge  $-e$  qui sont très stables : F<sup>-</sup>, Cl<sup>-</sup>, ... Ils sont donc électro-négatifs.

### **Gaz rare : dernière colonne**

Les gaz inertes ou gaz rares sont des éléments de la dernière colonne du tableau périodique. Ils ont huit électrons de valence ( $ns^2 np^6$ ) à l'exception de l'hélium qui n'en possède que deux ( $ns^2$ ). Les gaz inertes portent leur nom dû au fait qu'ils forment tous des gaz à l'état pur, ils sont aussi très peu réactifs (inertes) et sont relativement rares dans l'atmosphère terrestre.

- Ces ont tous des non-métaux.
- Ils sont incolores à l'état naturel.
- Ils produisent de la lumière colorée lorsqu'ils sont soumis à une tension électrique à basse pression.
- Ils ont une très faible réactivité chimique.

### **Éléments des terres rares**

Ces éléments possèdent les orbitales f en cours de remplissage. On distingue les éléments qui correspondent au remplissage de l'orbitale 4f : on les appelle les lanthanides. Ceux qui correspondent au remplissage de l'orbitale 5f sont appelés les actinides.

### **Lanthanide**

Ces quinze éléments chimiques dont le numéro atomique est compris entre 57 (lanthane) et 71 (lutécium). Ce sont des métaux brillants avec un éclat argenté qui ternissent rapidement lorsqu'ils sont exposés à l'air libre. Ils sont de moins en moins mous au fur et à mesure que leur numéro atomique augmente. Leur température de fusion et leur température

d'ébullition sont élevées. Ils réagissent violemment avec la plupart des non-métaux et brûlent dans l'air. Cette propriété est exploitée dans les pierres à briquet qui sont constituées d'un alliage de lanthanides.

Ces éléments ne sont pas rares dans le milieu naturel, le cérium  $_{58}\text{Ce}$  étant le 26<sup>ème</sup> ou 27<sup>ème</sup> élément le plus abondant de la croûte terrestre (abondance similaire au cuivre). Le néodyme  $_{60}\text{Nd}$  est plus abondant que le cobalt, et le lutécium  $_{71}\text{Lu}$ .

### **Actinide**

Les actinides sont une série chimique du tableau périodique des éléments de 15 espèces chimiques situant entre l'actinium et le lawrencium, possédant donc un numéro atomique entre 89 et 103 inclus. Ils tirent leur nom de l'actinium ( $Z=89$ ), un métal lourd, car ils possèdent des propriétés chimiques voisines. Ce sont des métaux lourds.

Les actinides sont tous radioactifs. Ils sont tous fissibles en neutrons rapides et quelques-uns en neutrons thermiques.

L'uranium et le thorium, qui sont relativement abondants à l'état naturel du fait de la très longue demi-vie de leurs isotopes les plus stables, sont des actinides. On trouve également dans la nature de l'actinium et du protactinium dans la chaîne de désintégration du thorium 232 et celle de l'uranium 235.

Les actinides comprennent des éléments artificiels, les transuraniens, plus lourds que l'uranium: ils sont générés par des captures de neutrons qui n'ont pas été suivies de fissions. L'actinide produit le plus abondamment est le plutonium, avec en tête son principal isotope le plutonium-239.

### **Métaux**

**Dans le tableau périodique des éléments la diagonale partant du bore  $\text{B}$  allant jusqu'au polonium  $\text{Po}$  sépare les éléments métalliques des éléments non métalliques. Les éléments placés sur cette ligne sont des métalloïdes.**

De plus, le caractère métallique des éléments d'une même colonne augmente avec le nombre d'électrons. Par exemple, le carbone-diamant ( $Z=6$ ) est un isolant, le silicium ( $Z=14$ ) est un semi-conducteur et l'étain ( $Z=50$ ) est un métal.



#### IV. Energie d'ionisation(EI)

C'est l'énergie qu'il faut fournir pour arracher un électron à un atome (ou à un ion) dans l'état fondamental et à l'état gazeux.

- Sur une même période: si Z augmente alors E.I augmente.
- Sur un même groupe :si Z augmente alors E.I diminue.

#### V. Affinité électronique

Définition: L'affinité électronique A est la différence entre l'énergie totale de l'atome et l'énergie totale de l'ion une fois négatif, chacun dans leur état fondamental :

$$A = E_A - E_{A^-} > 0 \text{ ou } < 0$$

Elle correspond à la réaction:  $A^- \rightarrow A + e^-$

H 2,1											
Li 1,0	Be 1,5						B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
Na 0,9	Mg 1,2						Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0
K 0,8	Ca 1,0	Cr 1,6	Fe, Co 1,8	Ni 1,8	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8
Rb 0,8	Sr 1,0	Mo 1,8		Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5
Cs 0,7	Ba 0,9	W 1,7		Pt 2,2	Au 2,4	Hg 2	Tl 2	Pb 1,9	Bi 2	Po 2	At 2,2
Fr 0,7	Ra 0,9										

**Tableau V.1** Affinités électroniques de quelques éléments.

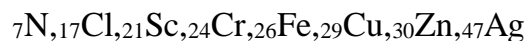
**Dr MOHAMMED CHERIF OUIZA**



## Exercices Chapitre V

### Exercice1

1) Donner la position des éléments suivants dans le tableau périodique:



2) Le césium(Sb) appartient à la même famille que l'azote ( ${}_{7}\text{N}$ ) et à la même période que l'argent ( ${}_{47}\text{Ag}$ ). Donner sa configuration électronique et son numéro atomique Z.

### Exercice2

Soit les atomes suivants :C (6),P(15),V(23),Cr(24),Co(27) et Zn(30).

1) Donner la localisation de ces éléments dans le tableau périodique (indiquer le groupe et la période), précisez les électrons de cœur et les électrons de valence, ainsi que le nombre d'électrons célibataires.

2) Classer ces éléments par ordre croissant pour les éléments appartenant à la même période, puis au même groupe par rapport à leurs:

a) Le rayon.

b) L'électronégativité.

**Dr MOHAMMED CHERIF OUIZA**

