

## 1 Introduction à la classification périodique

On classe les éléments par ordre croissant du numéro atomique ( $Z \uparrow$ ) de telle manière que ceux qui ont la même configuration externe soient sur la même verticale.

La règle de Klechkowski permet de prévoir le contenu des différentes lignes du tableau et leur nombre.

Ligne	Structure électronique externe				Nombre d'éléments
1	$1s^{1-2}$				2
2	$2s^{1-2}$			$2p^{1-6}$	8
3	$3s^{1-2}$			$3p^{1-6}$	8
4	$4s^{1-2}$		$3d^{1-10}$	$4p^{1-6}$	18
5	$5s^{1-2}$		$4d^{1-10}$	$5p^{1-6}$	18
6	$6s^{1-2}$	$4f^{1-14}$	$5d^{1-10}$	$6p^{1-6}$	$32-14=18$
7	$7s^{1-2}$	$5f^{1-14}$	$6d^{1-10}$	$7p^{1-6}$	$32-14=18$

### Remarques

- Dans le tableau périodique les éléments 4f et 5f sont représentés à part.
- Les éléments d'une même colonne ont des structures externes identiques, qui se traduisent par des propriétés chimiques analogues.

## 2 Les groupes et les périodes

Dans le tableau périodique, il y'a 07 lignes (périodes) et 18 colonnes. Ces colonnes sont réparties en 09 groupes, les 07 premiers groupes ont des sous-groupes.

Groupe	I		II		III		IV		V		VI	
Sous-groupe	$I_A$	$I_B$	$II_A$	$II_B$	$III_A$	$III_B$	$IV_A$	$IV_B$	$V_A$	$V_B$	$VI_A$	$VI_B$
Colonne	1	11	2	12	13	3	14	4	15	5	16	6
Groupe	VII		VIII			0						
Sous-groupe	$VII_A$	$VII_B$	$VIII_B$			$VIII_A$						
Colonne	17	7	8	9	10	18						

### Remarques

- Le numéro ou chiffre romain est le nombre d'électrons qui peuvent participer aux liaisons (électrons de valence).
- Le groupe VIII est formé de 03 colonnes 8, 9 et 10 dont les éléments présentent des analogies dans le sens horizontal et vertical. Ce sont les triades.
- Les éléments du groupe zéro ont leur structure électronique :  $ns^2 np^6$ . On parle d'une structure saturée, ce sont des gaz rares, nobles.
- La distinction entre sous-groupe A et B provient de la nature des électrons de valence.

$$A \begin{cases} \text{Bloc } s : n s^{1-2} \\ \text{Bloc } p : n s^2 \quad n p^{1-6} \end{cases}$$

$$B \{ \text{Bloc } d : n s^2 \quad (n-1) d^{1-10}$$

## Exemples

élément	structure électronique	période	colonne	bloc	groupe	sous-groupe
${}_1H$	$1s^1$	1	1	s	I	A
${}_6C$	$1s^2 2s^2 2p^2$	2	14	p	IV	A
${}_{30}Zn$	$1s^2 2s^2 2p^2 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$	4	12	d	II	B
${}_{26}Fe$	$1s^2 2s^2 2p^2 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$	4	8	d	VIII	B

## 3 Propriétés du tableau périodique

### 3.1 Caractère métallique

Il est lié à la facilité avec laquelle un atome peut perdre 01, 02 ou 03 électrons.

- Suivant une même période (donc même nombre de couches), le nombre d'électrons ( $Z$ ) augmente en allant de gauche vers la droite du tableau périodique. Par conséquent, l'attraction entre le noyau et les électrons augmente, ce qui implique que le rayon atomique ( $R$ ) et le caractère métallique ( $CM$ ) diminuent.
- Suivant une même colonne, le nombre de couches (électrons,  $Z$ ) augmente en allant du haut vers la bas du tableau périodique. Par conséquent, le rayon atomique augmente et l'attraction noyau-électron diminue, d'où facilité de perdre des électrons.
- Colonne 1 ( $ns^2$ ,  $I_A$ ) : Les éléments de cette colonne possèdent un degré d'oxydation (+1), ils peuvent perdre 01 électron, on les appelle les métaux alcalins.  
 $Na \rightarrow Na^+ + 1e^-$
- Colonne 2 ( $ns^2$ ,  $II_A$ ) : Les éléments de cette colonne possèdent un degré d'oxydation (+2), ils peuvent perdre 02 électrons, on les appelle les métaux alcalino-terreux.  
 $Ca \rightarrow Ca^{2+} + 2e^-$
- Colonne 3 à 12 ( $ns^2 (n-1)d^{1-10}$ ) : ce sont les éléments du bloc d, ils ont des degrés d'oxydation variables, on les appelle les métaux de transition.  
 $Cu \rightarrow Cu^+ + 1e^-$  et  $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^-$
- Colonne 13 ( $ns^2 np^1$ ,  $III_A$ ) : Les éléments de cette colonne possèdent un degré d'oxydation (+3), ils peuvent perdre 03 électrons.  
 $Al \rightarrow Al^{3+} + 3e^-$
- Colonne 14 à 18 ( $ns^2 np^{1-6}$ ) : ce sont les non métaux, au lieu de perdre des électrons, ces éléments ont tendance à fixer des électrons.  
 $O + 2e^- \rightarrow O^{2-}$
- Colonne 17 ( $ns^2 np^5$ ,  $VII_A$ ) : Les halogènes.  
 $Cl + e^- \rightarrow Cl^-$

### 3.2 Énergie d'ionisation

C'est l'énergie qu'il faut fournir à un atome pour lui arracher des électrons.

A part quelques exceptions :  $R$  augmente  $\iff E_i$  diminue

### 3.3 Affinité électronique

C'est l'énergie mise en jeu lors de l'addition d'un électron à l'atome gazeux neutre.



A part quelques exceptions :  $R$  augmente  $\iff A_e$  diminue

### 3.4 Électronégativité

C'est l'aptitude d'un élément dans une molécule à acquérir une charge négative.

Millikan : 
$$\gamma = \frac{1}{2}(E_i + |A_e|)$$

A part quelques exceptions :  $R$  augmente  $\iff \gamma$  diminue

### Résumé

