

## Classification périodique et répartition des électrons

Comment sont répartis les électrons autour du noyau d'un atome ou d'un ion ?

Cette répartition explique-t-elle les propriétés chimiques des éléments ?

### I. Configuration électronique des atomes de la classification :

#### Couches électroniques :

- On appelle cortège électronique les Z électrons d'un atome.
- On classe les électrons du cortège électronique selon l'énergie avec laquelle ils sont liés au noyau.
- Les électrons qui sont liés de la même manière au noyau appartiennent à la même « couche électronique ».  
Chaque couche est caractérisée par son numéro « n » : sur la couche n = 1, on trouve les électrons les plus liés au noyau
- Les couches se subdivisent en sous-couches « s », « p », « d », « f » : les sous-couches « s » comptent au maximum 2 électrons, les sous-couches « p » comptent au maximum 6 électrons...

#### Ordre de remplissage des couches :

		Nombre maximum d'e <sup>-</sup> sur les sous-couches			
		2e <sup>-</sup>	6e <sup>-</sup>	10e <sup>-</sup>	14e <sup>-</sup>
		1s			
2		2s	2p		
3		3s	3p	3d	
4		4s	4p	4d	4f
5		5s	5p	5d	5f
6		6s	6p	6d	

#### Structure électronique :

La structure ou configuration électronique donne la répartition des électrons sur les différentes couches.

Exemple du soufre : S (Z=16) (1s)<sup>2</sup>(2s)<sup>2</sup>(2p)<sup>6</sup>(3s)<sup>2</sup>(3p)<sup>4</sup>

#### Electrons de valence

Les électrons de valence sont les électrons situés sur la dernière couche (n maximum) partiellement ou totalement remplie.

Exemple : l'atome de soufre S compte 6 électrons de valence.

Structure électronique des 20 premiers atomes et classification périodique :

${}^1\text{H}$								${}^2\text{He}$
${}^3\text{Li}$	${}^4\text{Be}$	${}^5\text{B}$	${}^6\text{C}$	${}^7\text{N}$	${}^8\text{O}$	${}^9\text{F}$	${}^{10}\text{Ne}$	
${}^{11}\text{Na}$	${}^{12}\text{Mg}$	${}^{13}\text{Al}$	${}^{14}\text{Si}$	${}^{15}\text{P}$	${}^{16}\text{S}$	${}^{17}\text{Cl}$	${}^{18}\text{Ar}$	
${}^{19}\text{K}$	${}^{20}\text{Ca}$							

On remarque que :

- Le numéro de la ligne correspond à .....
- Le numéro de la colonne correspond .....  
(sauf pour ..... )
- La couche externe des atomes de la dernière colonne .....

Applications :

- Donner la structure de l'atome de chlore, sachant que l'élément chlore est situé dans la 7<sup>ème</sup> colonne et la 3<sup>ème</sup> ligne de la classification. Expliquer la démarche.
  
- Même question pour le carbone situé dans la 2<sup>ème</sup> ligne et la 4<sup>ème</sup> colonne de la classification.
  
- On considère un atome de numéro atomique 14. Situer l'élément correspondant à cet atome dans le tableau (expliquer la démarche)

## II. Familles chimiques :

Les éléments d'une même colonne dans le tableau périodique constituent une famille chimique : ils ont des propriétés chimiques communes.

### 1. Exemples des éléments de la 1<sup>ère</sup> colonne : famille des métaux alcalins

<https://www.youtube.com/watch?v=83eg5HyG-tI>

Les métaux alcalins .....

### 2. Exemples des éléments de la dernière colonne : famille des gaz rares ou gaz nobles

Ce sont les seuls éléments qui existent dans la nature sous forme d'atomes individuels.

En conséquence, ces éléments sont inertes chimiquement : les atomes ne réagissent avec d'autres corps chimiques (ils ne s'associent pas à s'autres atomes pour former des molécules et ne forment pas d'ions).

### 3. Conclusion : relation entre les propriétés chimiques des éléments et la configuration électronique des atomes

A quoi peut-on attribuer les propriétés chimiques des atomes ?

### III. Des atomes aux entités plus stables :

#### 1. Structure électronique de quelques ions monoatomique courants :

Symbole de l'ion	Nombre d'électrons autour du noyau de l'ion	Structure électronique de l'ion	Atome le plus proche ayant la même configuration
Li <sup>+</sup>			
O <sup>2-</sup>			
Na <sup>+</sup>			
Mg <sup>2+</sup>			
Al <sup>3+</sup>			
Cl <sup>-</sup>			
Ca <sup>2+</sup>			

Conclusion : proposer une règle qui permet de prévoir l'existence de certains ions monoatomiques

#### 2. Molécules et liaisons covalentes :

Dans les molécules, les atomes se lient en mettant en commun des électrons de valence ; ils forment une liaison covalente.

Cette mise en commun d'électrons permet à chaque atome d'acquérir 4 doublets d'électrons, soit huit électrons de valence, comme les atomes des gaz nobles (sauf l'hydrogène qui n'a besoin que d'un doublet pour être stable)

Exemples :

▪ Molécule de méthane : CH<sub>4</sub>

▪ Molécule d'eau : H<sub>2</sub>O