

Répartition électronique dans l'atome

I- Répartition des électrons

Les atomes sont constitués d'un noyau atomique (constitué de protons et de neutrons) autour duquel gravitent des électrons. Ces électrons ne se répartissent pas anarchiquement, mais adoptent une structure particulière, appelée structure électronique.

1) Les couches électroniques

On répartit les électrons selon l'énergie qu'il faut fournir pour les extraire de l'atome. Les électrons qui nécessitent la même énergie pour être extraits de l'atome appartiennent au même niveau d'énergie. La structure électronique d'un atome se compose de différentes couches. Les électrons sont répartis dans ces couches, appelées couches électroniques qui possède un nombre limité d'électrons.

2) Règles de répartition

Dans un atome ou dans un ion monoatomique situé dans son état le plus stable, appelé « état fondamentale », les électrons (pour un nombre compris entre 1 et 18) se répartissent sur les diverses couches de la façon suivante :

- D'abord sur la couche K jusqu'à saturation (c'est-à-dire 2 électrons au maximum)
- Puis sur la couche L jusqu'à saturation (c'est-à-dire 8 électrons au maximum)
- Puis sur la couche M jusqu'à 8 électrons (la couche M n'est alors pas saturée)

La dernière couche occupée par des électrons est appelée « couche externe ».

II- Applications

Pour spécifier la répartition des électrons sur les différentes couches électroniques d'un atome ou d'un ion monoatomique, on utilise une écriture conventionnelle appelée formule électronique.

Exemple :

Oxygène : $Z = 8$ s'écrit $(K)^2 (L)^6$ Magnésium : $Z = 12$ s'écrit $(K)^2 (L)^8 (M)^2$

Ecrire la formule électronique des différents atomes :

Carbone ($Z = 6$) / Silicium ($Z = 14$) / Sodium ($Z = 11$) / Chlore ($Z = 17$) / phosphore ($Z = 15$)

Remplir le tableau ci-dessous en vous aidant des numéros atomiques :

Z	1	2	3	4	5	6	7	8	9
symbole									
Z	10	11	12	13	14	15	16	17	18
symbole									

Compléter le tableau ci-dessous et pour chaque élément indiquez :

- Le numéro atomique
- La structure électronique

H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar

Comment peut-on retrouver la charge des ions monoatomique grâce à la classification périodique ?

III- Règle du duet et de l'octet

1) Les gaz nobles

Il existe dans la nature des éléments chimiques dont les atomes réagissent peu avec les autres atomes de la nature. Ce sont les éléments : Hélium, Néon, Argon, Krypton, Xénon et Radon.

Les gaz nobles ne réagissent pratiquement pas avec les substances de la nature : ce sont les éléments chimiques qui possèdent la plus grande stabilité chimique.

Origine de la grande stabilité chimique des gaz nobles :

- Ecrire la formule électronique de l'hélium, du néon et de l'argon
- Combien d'électrons périphériques possède l'atome d'hélium ? On dit qu'il possède un duet d'électrons sur sa couche externe K.
- Combien d'électrons périphériques possèdent les atomes de néon et d'argon ? On dit qu'ils possèdent un octet d'électrons sur leurs couches externes.

Nous admettons que les trois autres gaz nobles possèdent également un octet d'électrons périphériques.

- Quelle est l'origine de la grande stabilité chimique des gaz nobles ?

2) Règle de stabilité du duet et de l'octet

Les atomes autres que les gaz nobles sont moins stables chimiquement : ils recherchent la stabilité maximale en réagissant avec d'autres atomes.

Règle du duet : Au cours de leurs transformations chimiques, les atomes de numéro atomique inférieur ou égal à 5 évoluent de manière à acquérir un duet d'électrons.

Règle de l'octet : Au cours de leurs transformations chimiques, les atomes de numéro atomique supérieur à 5 évoluent de manière à acquérir un octet d'électron sur leur couche externe.

3) Applications

Compléter le tableau :

Z	3	4	8	9
Symbole de l'élément				
Structure électronique de l'élément				
Symbole de l'ion	Li ⁺	Be ²⁺	O ²⁻	F ⁻
Structure électronique de l'ion				
Nombre d'électrons cédés				
Nombre d'électrons captés				