

Couches électroniques et classification périodique des éléments chimiques

La version KLM

Dans les précédents programmes de Physique-Chimie du lycée, la répartition des électrons autour du noyau était décrite par un modèle de couches notées K, L, M, etc. La répartition des électrons d'une espèce chimique monoatomique (atome ou ion monoatomique) se faisait en remplissant d'abord la couche K (2 électrons au maximum), puis la couche L (8 électrons au maximum), puis la couche M (18 électrons au maximum, mais nous ne sommes pas allés au-delà de 8 électrons dans cette couche, car au-delà le remplissage se complique : on commence à remplir la couche N avant d'avoir rempli complètement la couche M...).

Les électrons présents dans la dernière couche occupée sont les électrons dits externes ou de valence et ce sont eux qui sont impliqués dans les transformations chimiques.

Nous avons par ailleurs associé ce modèle à la classification périodique des éléments chimiques : considérant des atomes, c'est-à-dire des entités possédant autant d'électrons que de protons dans leur noyau, Nous avons remarqué que le remplissage d'une couche correspondait au parcours d'une ligne (ou période) de la classification. Ainsi, chaque fois que l'on débute le remplissage d'une couche (toujours pour un atome), on passe à la ligne suivante et on désigne un élément de la première colonne.

Exemple : le sodium, $Z = 11$, 11 électrons dans un atome de sodium, soit $(K)^2 (L)^8 (M)^1$: 3^{ème} ligne 1^{ère} colonne.

Nouveaux programmes : un modèle un peu plus détaillé

Couches et sous-couches

Les couches sont désormais désignées par des nombres : 1, 2, 3, ... qui remplacent K, L, M, ... (Dans le même ordre).

Le numéro de la couche en général est désigné par la lettre n.

Au sein de ces couches il y a des sous couches.

Dans la première couche ($n = 1$), il n'y a qu'une seule sous-couche, désignée par la lettre s et qui peut accueillir 2 électrons. On la note 1s.

Dans la deuxième couche ($n = 2$), il y a 2 sous couches : une sous-couche s (notée 2s et pouvant accueillir 2 électrons) et une sous-couche p notée 2p que l'on remplit uniquement si la couche 2s est pleine et pouvant accueillir 6 électrons.

Dans la troisième couche ($n = 3$), il y a trois sous-couches : 3s (deux places), 3p (6 places) à remplir après 3s et une nouvelle sous-couche de type d, notée 3d, pouvant accueillir 10 électrons au maximum.

Etc.

Présentation de la configuration électronique (répartition des électrons dans les différentes couches et sous-couches) :

Atome d'H : $Z = 1$, 1 électron, configuration $1s^1$

Atome d'He : $Z = 2$, 2 électrons, configuration $1s^2$

Atome de carbone : $Z = 6$, 6 électrons, configuration $1s^2 2s^2 2p^2$

Atome de sodium : $Z = 11$, 11 électrons, configuration $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Ion sodium Na^+ : configuration $1s^2 2s^2 2p^6$

Le mot « niveau », au sens de « niveau d'énergie » va remplacer les mots « couche » et « sous-couches » : On parlera de « niveau 1s », « niveau 3d », etc. On désignera même les électrons : « l'électron externe de l'atome de sodium est un électron 3s ».

Le lien avec la classification périodique est aussi plus clair

Pour un atome, la plus grande valeur de n présente dans la configuration électronique désigne la ligne de la classification périodique dans laquelle se trouve l'élément correspondant à cet atome.

A partir de $Z = 19$ le remplissage semble se compliquer : on commence à remplir le niveau $4s$ avant de finir de remplir le niveau 3 , c'est-à-dire le sous-niveau $3d$.

Si on observe la classification de plus près en faisant exception de la première ligne :

- Les deux premières colonnes représentent ce que l'on appelle le bloc s , c'est-à-dire des éléments dont les derniers électrons (Ceux que l'on a positionné en dernier dans la réalisation de la configuration électronique et qui sont forcément des électrons externes) sont des électrons ns .
- Les six dernières colonnes (colonnes 13 à 18) représentent ce que l'on appelle le bloc p , c'est-à-dire des éléments dont les derniers électrons (forcément externes) sont des électrons np .
- On remarque au milieu de la classification un bloc de 10 colonnes correspondant aux éléments possédant des électrons d .
- Nous choisissons de ne pas aller plus loin dans la description de la classification périodique.

La notion d'électrons de valence se précise aussi : c'est l'ensemble {électrons de toute sous-couche non remplie + / ou électrons associés à la plus grande valeur de n }. Dans les cas les plus simples, les électrons correspondants ont les deux caractéristiques en même temps.

Structures stables

Pour toute structure monoatomique :

La règle de l'octet existe toujours : configuration électronique stable dans laquelle les sous-couches externes ns et np sont pleines. Le dernier terme de cette configuration électronique est obligatoirement **np^6** (avec $n \geq 2$).

La règle du duet est inchangée : configuration électronique stable $1s^2$.

Attention :

Pour toute molécule (ou ion polyatomique) se formant par des liaisons covalentes entre atomes : ce sont de nouveaux les règles de l'octet et du duet qui seront le plus souvent envisagées pour valider la stabilité des structures, mais nous ne pourrons plus désigner les électrons par les configurations précédemment décrites car ce ne sont plus les mêmes nuages, il y a forcément des modifications dues aux rapprochements d'atomes à lier.

Les configurations ns , np , ... désignent exclusivement des électrons appartenant à des structures dites monoatomiques.