

Exercice : Donner la structure électronique du carbone, du néon et du chlore. Indiquer pour chacun sa couche externe.

En observant la classification périodique, on note que le numéro atomique du carbone est $Z = 6$, celui du néon $Z = 10$ et celui du chlore $Z = 17$.

Explications pour le chlore :

- Le numéro atomique est 17, cela veut dire qu'il y a 17 protons dans l'atome de chlore. Comme le nombre d'électrons d'un atome est égal au nombre de protons (voir cours) il y a aussi 17 électrons.
- D'après les règles on doit commencer par remplir la couche K jusqu'à ce qu'elle soit saturée, on commence donc par écrire : $(K)^2$ on s'arrête à deux car la couche K ne peut contenir que deux électrons au maximum (voir cours). Il reste encore $17 - 2 = 15$ électrons à répartir.
- On passe à la couche suivante : L jusqu'à ce qu'elle soit saturée. Celle-ci peut accueillir au maximum 8 électrons, on écrit donc $(K)^2 (L)^8$. Il reste encore $15 - 8 = 7$ électrons à répartir.
- On passe à la couche suivante : M. Celle-ci peut contenir au maximum 18 électrons mais il n'en reste que 7 à répartir. On obtient donc la structure électronique complète puisqu'on a réparti tous les électrons : $(K)^2 (L)^8 (M)^7$.

Les structures électroniques sont donc :

C : $(K)^2 (L)^4$; Ne : $(K)^2 (L)^8$; Cl : $(K)^2 (L)^8 (M)^7$

La couche externe est la dernière couche contenant des électrons. Pour le carbone il s'agit de la couche L, pour le néon c'est aussi la couche L et pour le chlore c'est la couche M.

Exercice : Le sodium de numéro atomique $Z = 11$ et de symbole Na est un élément très courant.

1. Est-ce un gaz noble ?
2. Ecrire sa structure électronique.
3. Quelle structure électronique doit-il adopter ?

1. D'après la classification périodique, le sodium n'est pas un gaz noble
2. Sa structure électronique est $(K)^2 (L)^8 (M)^1$
3. Il doit adopter la structure électronique du gaz noble de numéro atomique le plus proche. Il s'agit du néon de numéro atomique $Z = 10$. Le sodium va donc adopter la structure électronique $(K)^2 (L)^8$.

Exercice 16 page 95

1. L'atome de soufre a comme numéro atomique $Z = 16$, cela veut dire qu'il possède 16 protons et comme c'est un atome il a le même nombre de protons et d'électrons, il possède donc aussi 16 électrons. (attention ce n'est pas la réponse à la question posée, nous avons trouvé le nombre d'électrons pour l'atome de soufre mais pas pour l'ion) L'ion oxyde a gagné deux électrons par rapport à l'atome d'oxygène. Il possède donc $16 + 2 = 18$ électrons.
2. Il y a 18 électrons à répartir en respectant les règles (on remplit d'abord K puis une fois qu'elle est saturée on remplit L puis une fois que L est saturée on remplit M). La structure électronique de l'ion oxyde est donc : $(K)^2 (L)^8 (M)^8$
3. La couche externe est M et elle contient 8 électrons.

Exercice 23 page 96

- a. Le fluor possède le numéro atomique $Z = 9$ et sa structure électronique est donc $(K)^2 (L)^7$, d'après la classification périodique ce n'est pas un gaz rare. Il doit donc adopter la structure électronique du gaz noble de numéro atomique le plus proche c'est à dire le néon de numéro atomique $Z = 10$ et de structure électronique $(K)^2 (L)^8$. Pour passer de $(K)^2 (L)^7$ à $(K)^2 (L)^8$ le fluor a gagné un électron ($2 + 7 = 9$ pour l'atome et $2 + 8 = 10$ pour l'ion). Comme il a gagné un électron, l'ion formé aura une charge -1 et sera donc F^- .
- b. Le chlore possède le numéro atomique $Z = 17$ et sa structure électronique est donc $(K)^2 (L)^8 (M)^7$, d'après la classification périodique ce n'est pas un gaz rare. Il doit donc adopter la structure électronique du gaz noble de numéro atomique le plus proche c'est à dire l'argon de numéro atomique $Z = 18$ et de structure électronique $(K)^2 (L)^8 (M)^8$. Pour passer de $(K)^2 (L)^8 (M)^7$ à $(K)^2 (L)^8 (M)^8$ le chlore a gagné un électron ($2 + 8 + 7 = 17$ pour l'atome et $2 + 8 + 8 = 18$ pour l'ion). Comme il a gagné un électron, l'ion formé aura une charge -1 et sera donc Cl^- .