

RAPPELS DE SECONDE UTILES EN PREMIERE S :

LA STRUCTURE ELECTRONIQUE DES ATOMES

Les éléments suivants sont à connaître, car ils permettent de « prévoir » le comportement des atomes en terme de formation d'ions et de construction de molécules :

❶ Dans un atome, les électrons ne sont pas tous équivalents entre eux. Ils sont répartis dans différents niveaux d'énergie, ou « couches électroniques ». Les trois premières couches, seules utiles au lycée, s'appellent (K), (L) et (M).

❷ Chaque couche possède un certain nombre de « places ». Toutes les places ne sont pas forcément occupées, mais une couche ne peut contenir des électrons que si les couches inférieures sont pleines (on dit saturées). La couche (K) peut ainsi accueillir 2 électrons au maximum, les couches (L) et (M) 8 électrons. (Ce n'est pas tout à fait exact pour la couche (M), mais il s'agit d'un modèle simplifié, tout à fait opérationnel pour les problèmes rencontrés au lycée).

❸ Ecrire la structure ou formule électronique d'un atome ou d'un ion, c'est indiquer la répartition des électrons sur les différentes couches. Exemples :

L'atome Na a un numéro atomique ou nombre de charge $Z=11$. Il comporte donc 11 protons dans son noyau, et par conséquent 11 électrons dans son nuage électronique. La formule électronique de l'atome est donc : $(K)^2 (L)^8 (M)^1$.

De même, pour l'atome C, $Z=6$: $(K)^2(L)^4$.

Autre exemple, l'ion Cl^- : Le numéro atomique de Cl est $Z=17$. L'atome Cl comporte donc 17 protons dans le noyau, 17 électrons dans le nuage. Cl^- est un atome Cl qui a gagné un électron supplémentaire, il en possède donc 18. La formule électronique de Cl^- est donc $(K)^2(L)^8(M)^8$.

❹ La dernière couche électronique qui contient des électrons est appelée couche externe. Sur les exemples précédents, la couche externe de l'atome Na est la couche (M), celle de l'atome C (L), et celle de l'ion Cl^- (M).

❺ On observe expérimentalement que les éléments situés dans la colonne la plus à droite de la classification périodique (colonne des gaz rares ou nobles) ne forment pas d'ions, et ne participent pas à des molécules. Par ailleurs, on observe que les structures électroniques des atomes correspondants sont les suivantes :

He : $Z=2$: $(K)^2$

Ne : $Z=10$: $(K)^2(L)^8$

Ar : $Z=18$: $(K)^2(L)^8(M)^8$

Il est à remarquer que ces atomes ont leur couche externe saturée. On dit que l'atome He a une structure en duet (couche externe saturée avec deux électrons) et les atomes Ne et Ar une structure en octet (couche externe saturée avec huit électrons).

Le comportement des gaz nobles suggère donc que lorsque un atome a une structure en duet ou en octet, il est particulièrement stable, il « se suffit à lui-même », c'est pour cette raison qu'il ne s'engage pas dans des processus de formation d'ions ou de molécules.

❻ Par conséquent, tous les autres atomes, qui n'ont pas de structure ni en duet, ni en octet ont une structure électronique moins stable que celle des gaz nobles. Cette « instabilité » va provoquer une formation d'ions ou de molécules en suivant la règle suivante : Lorsqu'un atome forme un ion, ou participe à une molécule, c'est dans le but d'obtenir une couche électronique en duet ou en octet, c'est à dire la même couche électronique que le gaz rare le plus proche.

⑦ La formation d'ions, en trois exemples :

- La structure électronique de l'atome Na ($Z=11$) est $(K)^2(L)^8(M)^1$. Il peut acquérir la structure électronique du gaz noble le plus proche, Ne, en perdant l'électron de la couche (M) et en devenant donc Na^+ . Attention, son Z reste égal à 11 car son noyau, donc son nombre de protons, n'est pas modifié.

- La structure électronique de l'atome F ($Z=17$) est $(K)^2(L)^8(M)^7$. Il peut acquérir la structure électronique du gaz noble le plus proche, Ne, en gagnant un électron supplémentaire sur la couche (M), et en devenant donc F. Z reste égal à 17.

- La structure électronique de l'atome S ($Z=16$) est $(K)^2(L)^8(M)^6$. Il peut acquérir la structure électronique du gaz noble le plus proche, Ar, en gagnant deux électrons supplémentaires sur la couche (M) et en devenant donc S^{2-} . Z reste égal à 16.

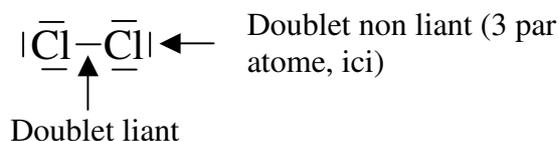
- La structure électronique de l'atome Be ($Z=4$) est $(K)^2(L)^2$. Il peut acquérir la structure électronique du gaz noble le plus proche, He, en perdant les deux électrons de la couche (L) et en devenant donc Be^{2+} . Z reste égal à 4.

⑧ La formation des molécules : Il existe pour l'atome une autre façon de compléter sa couche électronique externe pour la saturer, c'est la formation de liaisons covalentes. C'est une mise en commun d'électrons avec un autre atome. Les électrons ainsi mis en commun comptent donc pour les deux atomes (ils comptent deux fois) car ils font d'incessants va-et-vient entre eux, liant par la même occasion les deux atomes, qui ne sont plus indépendants l'un de l'autre : On obtient une molécule.

Exemple : L'atome Cl ($Z=17$) a la structure électronique $(K)^2(L)^8(M)^7$. Un atome Cl peut mettre en commun un électron avec par exemple un autre atome Cl. Ainsi chaque atome gagne un électron, et passe en structure en octet, en formant une molécule Cl_2 .

Des atomes peuvent mettre en commun, selon leurs besoins, un, deux ou trois électrons chacun. Les atomes sont ainsi liés par une, deux ou trois paires d'électrons. On dit que la liaison covalente est simple, double ou triple.

⑨ La notation de Lewis des molécules : Pour représenter cette association par liaison covalente, on utilise la représentation de Lewis. On y représente les atomes par leur symbole chimique, et les paires d'électrons (on dit doublets) de la couche externe uniquement. Exemple : La couche externe de l'atome Cl de l'exemple précédent comporte 7 électrons. Sur ces 7 électrons, 1 va être mis en commun avec un autre atome Cl, et va donc servir à créer un doublet liant, et les 6 autres (3 paires) n'ont aucun rôle particulier ici : Ce sont des doublets non liants. Par conséquent, la représentation de Lewis de la molécule Cl_2 est la suivante :



On observe, en comptant les doublets, liants ou non liants, que chaque atome est entouré de quatre doublets, donc huit électrons : La règle de l'octet est respectée.

Autre exemple : La molécule H_2S . H ($Z=1$) a la structure électronique $(K)^1$. S ($Z=16$) a la structure $(K)^2(L)^8(M)^6$. On voit donc que H a intérêt à mettre en commun un électron avec un autre atome, et ainsi former un doublet liant, pour passer en $(K)^2$ (structure en duet, comme He). S, lui, a intérêt à former deux liaisons, pour gagner deux électrons, et passer en octet, comme Ar. Il peut former ces liaisons avec un seul autre atome (donc se lier par une liaison double avec lui) mais comme H ne peut, lui, former qu'une seule liaison, il se lie donc à deux atomes H, selon :

