

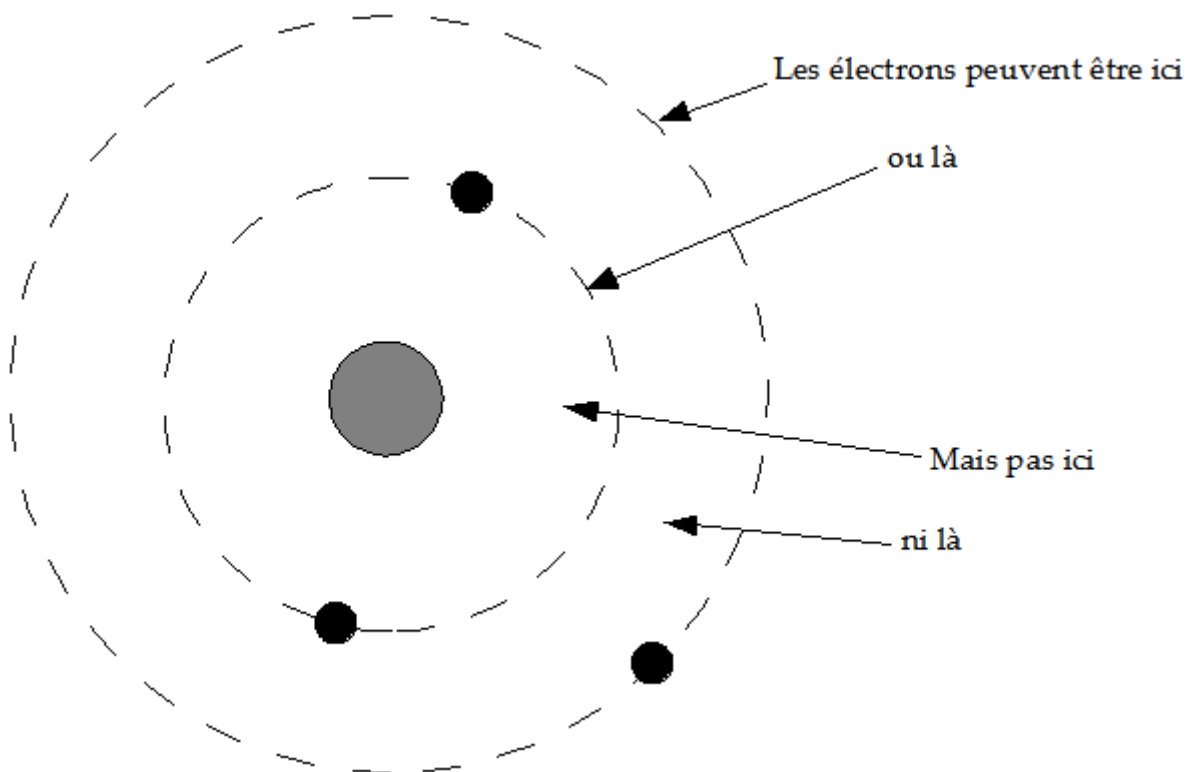
Un modèle simple du cortège électronique

Nous avons précédemment vu un modèle simple de l'atome : un noyau central et des électrons. Au cours de ce chapitre nous allons voir comment se comportent les électrons.

1. Répartition des électrons

1.1. Les couches électroniques

Les électrons ne peuvent être qu'à certaines distances du noyau.



Ces orbites sur lesquels les électrons tournent sont appelées des couches électroniques. La couche la plus proche du noyau est notée K, la deuxième est notée L et ainsi de suite...

1.2. Nombre d'électrons par couche

Il existe en tout sept couches électroniques différentes. Mais en classe de seconde on se limite aux trois premières : K, L et M.

Couche	K	L	M
Nombre maximum d'électrons sur la couche	2	8	18

Une couche est dite saturée si elle contient son nombre maximal d'électrons.

1.3. Remplissage des couches

Donner la structure électronique d'un atome, c'est donner le nombre d'électrons sur chaque couche. Pour cela, il existe des règles précises :

- On commence par remplir la couche K jusqu'à ce qu'elle soit saturée
- On remplit ensuite la couche L jusqu'à ce qu'elle soit saturée
- Et enfin la couche M

On appelle couche externe la dernière couche contenant des électrons.

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

2. Règle de stabilité des éléments

2.1. Les gaz rares

Les gaz rares (ou gaz nobles) sont au nombre de six : hélium, néon, argon, krypton, xénon et radon.

Ce sont les seuls éléments à pouvoir exister sous forme d'atomes. On dit qu'ils sont chimiquement stables : ils ne forment ni ions ni molécules (à quelques exceptions près).

2.2. Structure électronique des gaz nobles

En classe de seconde, on se limite aux éléments de numéro atomique inférieur à dix huit. On va donc se contenter d'étudier les trois premiers gaz rares.

Nom	Symbole chimique	Numéro atomique	Nombre d'électron	Structure électronique
hélium	He	2	2	(K) ²
néon	Ne	10	10	(K) ² (L) ⁸
argon	Ar	18	18	(K) ² (L) ⁸ (M) ⁸

2.3. Stabilité des autres éléments

Seuls les gaz rares existent sous forme atomique. Les autres éléments se transforment pour donner des ions ou des molécules.

Pour ce faire, ils adoptent la même structure électronique que le gaz rare de numéro atomique le plus proche.

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 ?

2.4. Règles du duet et de l'octet

Ces deux règles découlent de la règle de stabilité énoncée ci-dessus :

Règle du duet : les éléments de numéro atomique proche de celui de l'hélium adoptent sa structure électronique. Ils ont deux électrons sur leur couche externe.

Règle de l'octet : les éléments de numéro atomique inférieur à dix huit adoptent la structure électronique du néon ou de l'argon. Ils ont huit électrons sur leur couche externe.

Remarques :

- Seul le nombre d'électrons change. Le numéro atomique reste constant. On conserve donc le même élément.
- Pour obéir à ces règles, les éléments ont deux possibilités : s'associer avec d'autres éléments pour former des molécules ; perdre (ou gagner) des électrons pour former un ion.

2.5. Les ions monoatomiques

L'application des règles permet de savoir avec certitude quel ion monoatomique sera formé à partir d'un atome.

Exemple du sodium :

- Son numéro atomique est 11.
- Sa structure électronique est : $(K)^2 (L)^8 (M)^1$.
- Le gaz noble de numéro atomique le plus proche est le néon ($Z = 10$). Sa structure électronique est : $(K)^2 (L)^8$.
- Pour adopter la structure électronique du néon, le sodium doit donc perdre un électron. Il va alors former l'ion Na^+ .

Exercices 16 page 95 et 23 page 96