**Le cortège électronique**

On s’intéresse dans ce chapitre aux éléments des 3 premières couches de la classification périodique.

Les électrons bougent autour du noyau dans un mouvement incessant et rapide.

Ils ne sont pas tous liés identiquement au noyau. Ceux qui sont proches du noyau, lui sont fortement liés. Ceux qui sont plus éloignés du noyau sont plus faciles à arracher.

**I. Les électrons dans un atome**

**1. Répartition des électrons d’un atome**

Les électrons d’un atome se répartissent sur des couches dites électroniques.

Chaque couche est représentée par un chiffre 1, 2 ou 3.

Chacune de ces couches est divisée en bloc (ou sous-couche) que l’on note par une lettre en minuscule (s ; p).

La dernière couche qui contient des électrons, porte le nom de **couche externe (ou couche de valence)**, elle contient les électrons les moins liés au noyau, appelés **électrons de valence.**

Pour répartir les électrons, on doit respecter deux règles :

* Une couche électronique ne contient qu’un nombre limité d’électrons
* Les électrons se placent d’abord dans la couche 1, puis, quand elle est saturée, dans la couche 2, puis dans la couche 3.
* Sur les couches 2 et 3, les électrons vont d’abord sur la sous-couche « s » puis la sous-couche « p ».

**2. Configuration électronique d’un atome :**

On écrit la répartition des électrons d’un atome ou d’un ion en plaçant le chiffre désignant la couche puis la lettre du blocs et enfin, en exposant le nombre d’électrons contenu dans le bloc.

On continue l’opération tant que tous les électrons de l’atome n’ont pas été placés.

Exemple : Azote $$ contient 7 protons donc 7 électrons Sa configuration est 1s2 2s2 2p3

 Soufre $$ contient 16 électrons Sa configuration est 1s2 2s2 2p6 3s2 3p4

**II. La classification périodique (Modèle simplifié des 3 premières lignes)**

**Les éléments sont classés par numéro atomique (Z) croissant.**

Une **ligne**, appelée **période**, correspond à une **couche électronique**. Chaque fois qu’une couche électronique est complète, on passe à la ligne suivante.

Les éléments ayant le **même nombre d’électrons** sur leur dernière couchesont classés dans **une même colonne** appelée **famille**.

Les éléments d’une même famille ont des propriétés chimiques similaires. Ils forment le même type d’ion ou le même nombre de liaisons dans les molécules

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  | **Colonne 1** | **Colonne 2** |  | **Colonne 3** | **Colonne 4** | **Colonne 5** | **Colonne 6** | **Colonne 7** | **Colonne 8**Gaz rares |
| Ligne 1 : | **1H**1s1 |  |  |  |  |  |  |  | **2He**1s2 |
| Ligne 2 :  | **3Li**1s2 2s1 | **4Be**1s2 2s2 |  | **5B**1s22s22p1 | **6C**1s22s22p2 | **7N**1s22s22p3 | **8O**1s22s22p4 | **9F**1s22s22p5 | **10Ne**1s22s22p6 |
| Ligne 3 :  | **11Na**1s22s22p63s1 | **12Mg**1s22s22p63s2 |  | **13Al**1s22s22p63s23p1 | **14Si**1s22s22p63s23p2 | **15P**1s22s22p63s23p3 | **16S**1s22s22p63s23p4 | **17Cl**1s22s22p63s23p5 | **18Ar**1s22s22p63s23p6 |

**III. Stabilité des éléments :**

**Pour devenir stable, un élément adopte une configuration dans laquelle la couche externe est saturée**.

Pour cela, il forme des ions (perte ou gain d’électrons) ou participent à la construction de molécules (mise en commun d’électrons).

Les éléments de la dernière colonne de la classification possèdent une couche externe déjà saturée, ce sont des éléments stables. Cette famille est appelée « gaz nobles ».

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Nom de l’élément | hélium | néon | argon |
| Configuration électronique | **1s2** | **1s2 2s2 2p6** | **1s2 2s2 2p6 3s2 3p6** |

**III. Les ions monoatomiques**

A quelques rares exceptions dont les gaz nobles, les éléments n’existent pas naturellement sous forme d’atomes isolés. Sous cette forme, ils ne sont pas stables.

**1. Définitions :**

Un ion monoatomique est un atome qui a gagné ou perdu un ou plusieurs électrons pour devenir stable.

On écrit le nom de l’atome. En exposant, on fait figurer le nombre d’électrons gagnés ou perdus, suivi d’un signe plus si l’atome a perdu un électron et d’un signe moins si l’atome a gagné un électron.

**2. Exemples**

**a. Atome** **Al :** 27 nucléons dont 13 protons d’où 14 neutrons et 13 électrons.

Sa charge est nulle car c’est un atome mais il n’est pas stable.

Sa configuration électronique est 1s2 2s2 2p1 3s2 3p1 . La 3e couche n’est pas saturée.

L’atome d’aluminium a donc tendance à perdre les 3 électrons de valence pour adopter la configuration du gaz noble le plus proche. L’aluminium se retrouve alors avec une configuration 1s2 2s22p6  mais il a alors 13 protons (+) et seulement 10 électrons ($-$). Il a alors 3 charges positives de plus que de charges négatives.

Sa formule est donc : Al3+

Quelques ions à connaitre :

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Nom de l’ion | hydrogène | sodium | potassium | calcium | magnésium | chlorure | fluorure |
| Formule | H+ | Na+ | K+ | Ca2+ | Mg2+ | $$Cl^{-}$$ | $$F^{-}$$ |

**IV. Les solides ioniques : association de 2 ions différents**

La matière est neutre dans son ensemble et certains ions s’associent de façon à former des solides que l’on appelle des solides ioniques. Le plus connu est le sel, de formule NaCl qui est constitué des ions sodium Na+ et chlorure $Cl^{-}$ .

Un solide ionique est neutre donc si un ion porte une charge de 3 + comme d’aluminium Al3+, il s’associera avec 3 ions chlorures $Cl^{-}$pour que l’ensemble ne porte pas de charge. La formule du chlorure d’aluminium est AlCl3.