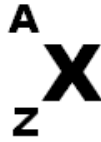


Règle du duet et de l'octet

1. Généralités sur l'atome

- Un atome est constitué d'un noyau et d'électrons en mouvement autour du noyau.
- Un noyau, de **nombre de masse A** et de **nombre de charge Z**, est désigné par l'écriture :



X étant le symbole de l'élément chimique considéré.



Ainsi, l'élément X possède :

- Z protons
- Z électrons
- (A-Z) neutrons.

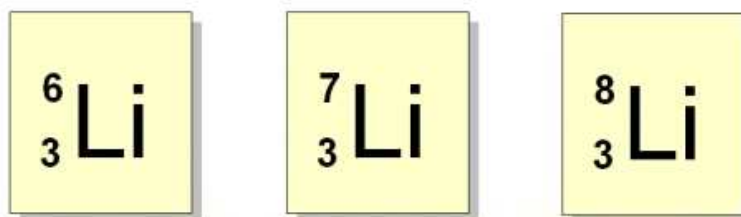
Remarques :

- un électrons porte une charge élémentaire négative $-e$ (avec $e = 1,6 \cdot 10^{-19} C$).
- un proton porte une charge élémentaire positive $+e$.
- un neutrons ne porte aucune charge élémentaire.

Or, nous savons qu'un atome possède autant d'électrons que de protons : **un atome est donc électriquement neutre.**

- *Définition* : deux noyaux **isotopes** ont le même nombre de protons Z et différents de neutrons, donc de nombres de masse différents.

Exemple du lithium



- *Calcul de la masse d'un atome :*

- La masse d'un proton est $m_{\text{proton}} = 1,673 \cdot 10^{-27} \text{kg}$
- La masse d'un neutron est $m_{\text{neutron}} = 1,675 \cdot 10^{-27} \text{kg}$
- La masse d'un électron est $m_{\text{electron}} = 9,11 \cdot 10^{-31} \text{kg}$ Ainsi, la masse d'un atome X constitué de Z protons, Z électrons, (A-Z) neutrons est :



$$m(X) = Z.m_{\text{proton}} + Z.m_{\text{electron}} + (A-Z).m_{\text{neutron}}$$

Remarque : dans les exercices, il arrive que l'énoncé fasse une approximation en négligeant la masse des électrons d'une part, et en considérant que le proton et le neutron ont la même masse d'autre part.

Dans ce cas précis, $m_{\text{nucleon}} = 1,67.10^{-27}\text{kg}$ et la masse approchée de l'atome devient $m(X) \approx A.m_{\text{nucleon}}$.

- *Caractère lacunaire de la matière* : la masse de l'atome est concentrée dans son noyau dont le volume est 1.10^{-15} fois le volume de l'atome.

Ainsi, **l'essentiel du volume de l'atome est du vide !**

2. Répartition des électrons

- Un atome de numéro atomique Z a un **cortège électronique** de Z électrons.
- Ces électrons sont répartis sur **différentes couches** désignées par les lettres K, L, M, N, etc ...
- Chaque couche admet un nombre d'électrons bien déterminé que le tableau ci-dessous récapitule :

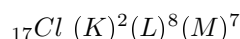
N° de la couche	1	2	3	4	n
Nom de la couche	K	L	M	N	
Nombre d'électrons	2	8	18	32	$2n^2$

3. Règle de remplissage

La structure électronique d'un atome donne le nombre d'électrons de chaque couche.

On commence par placer les électrons sur la première couche (K) jusqu'à ce qu'elle soit saturée (donc jusqu'à ce qu'elle contienne 2 électrons) puis on passe à la couche suivante L et ainsi de suite, jusqu'à ce que l'on ait placé tous les électrons.

- **Exemple 1** : Je souhaite écrire la structure électronique de l'atome de chlore de symbole **Cl** et de nombre de charge $Z = 17$.



On a bien $2+8+7 = 17$, chaque électron a donc été attribué à une couche.

La dernière couche, ici M, est appelée couche externe ou **couche de valence**. Les autres couches sont dites internes.

- **Exemple 2** : Je souhaite écrire la structure électronique de l'ion chlorure **Cl⁻**.

Cet ion possède 18 électrons. En effet, il a les 17 électrons de l'atome Cl plus celui qui lui confère sa charge négative.

Donc Cl⁻ a pour structure électronique $(K)^2(L)^8(M)^8$.

- **Exemple 3** : Après avoir donné la structure électronique de l'anion Cl⁻, cherchons celle du cation **Al³⁺**.

L'aluminium ${}_{13}\text{Al}$ possède $Z = 13$ électrons.

Le cation Al³⁺ en a perdu 3, il possède donc 10 électrons (cette perte de 3 électrons lui confère donc une charge positive +3e).

Ainsi, Al^{3+} a pour structure électronique $(K)^2(L)^8$.

4. Règle de stabilité

- *Définition* : les **gaz nobles**, encore appelés *gaz rares*, sont les éléments chimiques les plus stables, c'est-à-dire qu'ils n'existent que sous forme d'atome, *jamais sous forme d'ion*.

Ils sont au nombre de six : l'*hélium* (${}^2\text{He}$), le *néon* (${}^{10}\text{Ne}$), l'*argon* (${}^{18}\text{Ar}$), le *krypton* (${}^{36}\text{Kr}$), le *xénon* (${}^{54}\text{Xe}$) et le *radon* (${}^{86}\text{Rn}$).

La particularité des gaz rares est qu'ils possèdent tous 8 électrons sur leur couche de valence (ou 2 dans le cas de l'hélium). Ils respectent donc naturellement la **règle de l'octet** (et du **duet** pour l'hélium), ce qui explique leur stabilité.

- Pour être stables, les éléments adoptent donc **la même structure électronique que le gaz rare dont le numéro atomique Z est le plus proche**.



Règle du duet et de l'octet :

Un élément respecte la règle de l'octet (et du duet si $Z=2$) s'il possède 8 électrons sur sa couche de valence et des couches internes saturées.

Remarque : il est fondamental que la notion expliquée ci-dessus soit assimilée pour comprendre le chapitre concernant la *représentation de Lewis* des molécules.