

Chapitre I

L'atome et l'élément chimique

Dès l'antiquité, les grecs avaient imaginé que la matière est constituée d'**atomes** qu'ils considéraient comme les grains de la matière. Atome vient du grec « atomos » qui signifie indivisible. Les recherches des XIX^{ème} et XX^{ème} siècles ont permis en fait de déterminer que l'atome est constitué d'un **noyau** et d'**électrons** qui tournent autour du noyau. Le noyau de l'atome est chargé positivement alors que les électrons sont chargés négativement. Cependant, d'un point de vue électrique, l'atome est globalement neutre car la charge totale des électrons compensent exactement celle du noyau. Bien que l'ordre de grandeur du rayon d'un atome ne soit que de 10^{-10} m, il est possible de nos jours de « voir » les atomes grâce au microscope à effet tunnel mis au point en 1981 par Gerd Binnig et Heinrich Rohrer qui reçurent le prix Nobel de physique en 1986.

Les atomes peuvent gagner ou perdre un ou plusieurs électrons. Ils ne sont alors plus neutres et forment des **ions**, qui peuvent être chargés positivement ou négativement suivant les cas. Par exemple, le sel de cuisine est composé d'ions négatifs, les ions chlorure, et d'ions positifs, les ions sodium.

1 - STRUCTURE DE L'ATOME

L'atome est constitué d'un *noyau* et d'*électrons* qui tournent autour du noyau. Ils forment le *cortège électronique*.

1.1 - Le noyau

Le noyau a été découvert en 1912 par Ernest Rutherford (1871-1937). Il est constitué de particules appelées *nucléons*. Il en existe deux sortes :

- Les *protons* qui sont chargés positivement. La charge du proton, notée e , est égale à $1,6 \cdot 10^{-19}$ C (coulomb). La masse du proton est égale à $1,673 \cdot 10^{-27}$ kg.
- Les *neutrons* qui sont électriquement neutres. La masse d'un neutron est égale à $1,675 \cdot 10^{-27}$ kg.

Globalement, le noyau est donc chargé positivement. Le rayon d'un noyau est de l'ordre de 10^{-15} m soit 100 000 fois plus petit que celui de l'atome. Il concentre la quasi-totalité de la masse de l'atome.

1.2 - Le cortège électronique

Les électrons ont été découverts en 1897, donc avant le noyau, par Joseph John Thomson (1856-1940). Les électrons tournent autour du noyau et constituent le cortège électronique ou nuage électronique. La charge de l'électron vaut $-1,6 \cdot 10^{-19}$ C soit exactement l'opposé de la charge du proton. Elle est notée -e. Il y a dans l'atome autant d'électrons que de protons donc l'atome est électriquement neutre.

La masse d'un électron vaut $9,109 \cdot 10^{-31}$ kg soit près de 2 000 fois moins que celle d'un nucléon. La masse du cortège électronique est donc négligeable devant la masse du noyau. Les recherches des années 1920-1930 en mécanique quantique ont permis d'établir le modèle actuel de l'atome dans lequel la position exacte d'un électron ne peut être définie. On ne peut que donner la probabilité de sa présence. L'électron n'est plus décrit comme une particule mais comme une onde.

1.3 - Notation des atomes

Un atome est représenté par la notation suivante :



X est le *symbole* de l'atome.

A est le *nombre de masse*. Il est égal au nombre de nucléons (protons+ neutrons).

Z est le *numéro atomique* ou nombre de charge et est égal au nombre de protons.

Exemple : L'atome de chlore ${}_{17}^{35}\text{Cl}$ possède $35-17=18$ neutrons, 17 protons et donc 17 électrons puisque, pour respecter la neutralité de l'atome, il doit y avoir le même nombre d'électrons que de protons.

Le tableau ci-dessous résume les résultats précédents.

parties de l'atome	noyau		cortège électronique
constituants	protons	neutrons	électrons
nombre	Z	A-Z	Z
charge	$e=1,6 \cdot 10^{-19}$ C	0 C	$-e= -1,6 \cdot 10^{-19}$ C
masse	$1,673 \cdot 10^{-27}$ kg	$1,675 \cdot 10^{-27}$ kg	$9,109 \cdot 10^{-31}$ kg
charge de l'atome	0 C. L'atome est électriquement neutre.		

1.4 - Structure du cortège électronique

Les électrons se répartissent en couches autour du noyau. On attribue une lettre à chaque couche, par ordre alphabétique, en commençant par la lettre K pour la couche la plus proche du noyau. L'ordre de remplissage obéit au *principe de construction* :

Les électrons remplissent les couches dans l'ordre, en commençant par la couche K, puis lorsqu'elle est complète, la couche L, puis la couche M....

La dernière est appelée *couche externe* ou *couche de valence* et les électrons qu'elle contient sont les électrons de valence. C'est la plus éloignée du noyau. Chaque couche ne peut contenir qu'un nombre limité d'électrons (voir tableau ci-dessous).

couche	nombre maximum d'électrons
K	2
L	8
M	18

Par exemple, l'atome de carbone ($Z=6$) possède 6 électrons. Il a donc 2 électrons dans la couche K et 4 électrons dans la couche L. Sa structure électronique est représentée par la notation suivante : $(K)^2 (L)^4$. La couche de valence est la couche L et elle contient 4 électrons de valence.

L'atome de chlore ($Z=17$) possède 17 électrons. Sa structure électronique est notée $(K)^2 (L)^6 (M)^7$ et la couche de valence est la couche M.

La structure électronique de l'atome de fluor ($Z=9$) est notée $(K)^2 (L)^7$. Sa couche de valence est la couche L.

Des atomes qui ont le même nombre d'électrons dans la couche externe ont des propriétés chimiques semblables. C'est le cas, par exemple, des atomes de fluor et de chlore.

On notera que le principe de construction n'est applicable que pour les atomes dont le numéro atomique Z est inférieur ou égal à 18. D'autres règles plus complexes qui ne sont pas abordées ici doivent être utilisées lorsque Z est supérieur à 18.

1.5 - Isotopie

Deux atomes qui ont le même numéro atomique Z mais un nombre de masse A différent sont des *isotopes*. Ils ont la même structure électronique donc ils ont des propriétés chimiques semblables mais leurs propriétés physiques sont différentes.

Exemple : Les atomes de carbone ${}^{12}_6\text{C}$ et ${}^{14}_6\text{C}$ sont des atomes isotopes car ils ont le même numéro atomique ($Z=6$) mais des nombres de masse différents. Le carbone 14 a la particularité d'être radioactif ce qui n'est pas le cas du carbone 12.

La différence de masse entre les isotopes, bien que faible, permet de séparer les isotopes d'un élément chimique par centrifugation. C'est ce principe qui permet d'enrichir l'uranium utilisé dans les centrales nucléaires.

2 - LES IONS MONOATOMIQUES

2.1 - Définition

Un *ion monoatomique* est un atome qui a gagné ou perdu un ou plusieurs électrons. Il n'est donc plus électriquement neutre. Si l'atome perd un électron, il donne un ion positif car il n'y a plus assez d'électrons pour compenser la charge positive du noyau. Un ion positif est appelé *cation*. Si au contraire l'atome gagne un électron, l'ion est négatif. Un ion négatif est appelé *anion*. Le nombre de charges positives ou négatives portées par l'ion est noté en exposant dans sa formule.

Par exemple, l'atome de fer ($Z=26$) a 26 protons et 26 électrons. Il peut perdre 3 électrons pour n'en avoir plus que 23. Il y a donc dans cet ion 3 charges positives de plus que de charges négatives. La formule de cet ion est Fe^{3+} . L'atome de chlore ($Z=17$) a 17 protons et 17 électrons. Il peut gagner un électron pour en avoir 18 et former un ion. Cet ion a donc une charge négative de plus que de charges positives. Sa formule est Cl^- .

2.2- Quelques ions monoatomiques

nom	formule chimique
ion fer II	Fe^{2+}
ion fer III	Fe^{3+}
ion sodium	Na^+
ion calcium	Ca^{2+}
ion hydrogène	H^+
ion cuivre II	Cu^{2+}
ion aluminium	Al^{3+}
ion argent	Ag^+
ion chlorure	Cl^-
ion sulfure	S^{2-}

3 - LA CLASSIFICATION PERIODIQUE

3.1 - L'élément chimique

Un *élément chimique* est caractérisé par son numéro atomique Z . Tous les représentants (atomes ou ions) de cet élément chimique ont un noyau qui comporte le même nombre de protons.

Par exemple, les deux atomes isotopes de cuivre ${}^{64}_{29}\text{Cu}$ et ${}^{69}_{29}\text{Cu}$ et l'ion Cu^{2+} ont le même nombre de protons (29). Ils font donc partie du même élément chimique, ici l'élément cuivre.

On connaît actuellement un peu plus de 110 éléments chimiques. Pour chacun d'eux, on a attribué un symbole chimique d'une ou deux lettres qui commence toujours par une majuscule. Ainsi, l'élément hydrogène a pour symbole H, l'élément aluminium a pour symbole Al. Il est important de respecter les majuscules et les minuscules. En effet, Co est le symbole chimique du cobalt alors que CO est la formule chimique de la molécule de monoxyde de carbone (voir chap.II).

3.2 - Principe de la classification périodique des éléments

C'est en 1869 que le chimiste russe Dmitri Ivanovitch Mendeleiev (1834-1907) proposa la première *classification périodique* des éléments. Dans la classification périodique actuelle, les éléments sont classés selon les règles suivantes :

- **les éléments sont classés par numéro atomique croissant.**
- **les éléments dont les atomes ont des propriétés chimiques semblables, c'est-à-dire ayant un même nombre d'électrons de valence, sont classés dans une même colonne.**

Une colonne de la classification périodique est appelée *famille* ou *groupe*. Une ligne est appelée *période*. Les atomes des éléments d'une même période ont la même couche externe.

Exemples :

L'atome de fluor F ($Z=9$) a pour structure électronique $(K)^2 (L)^7$. Celle de l'atome de chlore Cl ($Z=17$) est $(K)^2 (L)^8 (M)^7$. Ils ont tous les deux, 7 électrons de valence. Ils sont donc dans un même groupe.

La structure électronique de l'atome de sodium Na ($Z=11$) est $(K)^2 (L)^8 (M)^1$. Sa couche de valence est la même que celle de l'atome de chlore (couche M). Ils sont donc dans la même période de la classification périodique.

La position d'un élément dans la classification périodique est donnée par la structure électronique de son atome. Le nombre de couches correspond au numéro de la période et le nombre d'électrons de valence donne la place de l'élément sur cette période.

Exemple : l'atome d'oxygène ($Z=8$) a pour structure électronique $(K)^2 (L)^6$. Il a deux couches donc il est sur la deuxième période. Il possède 6 électrons de valence donc l'élément oxygène est le sixième élément de sa période.

3.3 - Quelques familles d'éléments

a - Les alcalins

Les alcalins sont les éléments du premier groupe sauf l'hydrogène. Ils ne possèdent qu'un seul électron sur la couche de valence. Les atomes réagissent très facilement avec le dioxygène ou l'eau ce qui explique qu'on ne les trouve pas dans la nature sous forme de corps simple.

b - Les gaz nobles

Les gaz nobles, appelés aussi gaz inertes ou gaz rares, sont les éléments de la dernière colonne de la classification périodique. Ils ont 8 électrons de valence sauf l'hélium qui n'en a que 2. C'est une structure électronique en *octet* (en *duet* pour l'hélium). Cette structure électronique leur donne une grande stabilité chimique.

c - Les halogènes

Ce sont les éléments de l'avant dernière colonne. Ils ont donc un électron de moins sur la couche externe que les gaz inertes.

LA CLASSIFICATION PERIODIQUE DES ELEMENTS

ZX

X : Symbole de l'élément.
Z : Numéro atomique.

Période																			² He Hélium			
1	¹ H Hydrogène																	⁹ F Fluor	¹⁰ Ne Néon			
2	³ Li Lithium	⁴ Be Béryllium																	⁸ O Oxygène	⁹ F Fluor	¹⁰ Ne Néon	
3	¹¹ Na Sodium	¹² Mg Magnésium																	¹⁶ S Soufre	¹⁷ Cl Chlore	¹⁸ Ar Argon	
4	¹⁹ K Potassium	²⁰ Ca Calcium	²¹ Sc Scandium	²² Ti Titane	²³ V Vanadium	²⁴ Cr Chrome	²⁵ Mn Manganèse	²⁶ Fe Fer	²⁷ Co Cobalt	²⁸ Ni Nickel	²⁹ Cu Cuivre	³⁰ Zn Zinc	³¹ Ga Gallium	³² Ge Germanium	³³ As Arsenic	³⁴ Se Sélénium	³⁵ Br Brome	³⁶ Kr Krypton				
5	³⁷ Rb Rubidium	³⁸ Sr Strontium	³⁹ Y Yttrium	⁴⁰ Zr Zirconium	⁴¹ Nb Niobium	⁴² Mo Molybdène	⁴³ Tc Technétium	⁴⁴ Ru Ruthénium	⁴⁵ Rh Rhodium	⁴⁶ Pd Palladium	⁴⁷ Ag Argent	⁴⁸ Cd Cadmium	⁴⁹ In Indium	⁵⁰ Sn Étain	⁵¹ Sb Antimoine	⁵² Te Tellure	⁵³ I Iode	⁵⁴ Xe Xénon				
6	⁵⁵ Cs Césium	⁵⁶ Ba Baryum	⁵⁷ La Lanthane	⁷² Hf Hafnium	⁷³ Ta Tantale	⁷⁴ W Tungstène	⁷⁵ Re Rhénium	⁷⁶ Os Osmium	⁷⁷ Ir Iridium	⁷⁸ Pt Platine	⁷⁹ Au Or	⁸⁰ Hg Mercure	⁸¹ Tl Thallium	⁸² Pb Plomb	⁸³ Bi Bismuth	⁸⁴ Po Polonium	⁸⁵ At Astate	⁸⁶ Rn Radon				
7	⁸⁷ Fr Francium	⁸⁸ Ra Radium	⁸⁹ Ac Actinium	¹⁰⁴ Rf Rutherfordium	¹⁰⁵ Db Dubnium	¹⁰⁶ Sg Seaborgium	¹⁰⁷ Bh Bohrium	¹⁰⁸ Hs Hassium	¹⁰⁹ Mt Meitnerium	¹¹⁰ Ds Darmstadtium	¹¹¹ Rg Roentgenium	¹¹² Cn Copernicium										
			Lanthanides* :															⁶⁷ Ho Holmium	⁶⁸ Er Erbium	⁶⁹ Tm Thulium	⁷⁰ Yb Ytterbium	⁷¹ Lu Lutétium
			Actinides** :															⁹⁹ Es Einsteinium	¹⁰⁰ Fm Fermium	¹⁰¹ Md Mendélévium	¹⁰² No Nobélium	¹⁰³ Lr Lawrencium

* : Les lanthanides doivent s'insérer après le lanthane (le lanthane fait partie des lanthanides).

** : Les actinides doivent s'insérer après l'actinium (l'actinium fait partie des actinides).

Par habitude, les lanthanides et les actinides sont représentés séparément pour éviter d'avoir une classification périodique trop longue.

3.4 - Formation des ions monoatomiques

Règle de la structure électronique stable (ou règle de l'octet et du duet) :

Les atomes, au cours des réactions chimiques, acquièrent la structure électronique stable, en octet ou en duet, du gaz inerte de numéro atomique le plus proche en gagnant ou en perdant des électrons pour devenir des ions.

Par exemple, l'atome de chlore ($Z=17$) a 17 électrons. Il gagne 1 électron pour en avoir 18 comme l'atome d'argon. Il donne ainsi l'ion chlorure Cl^- .

L'atome de magnésium ($Z=12$) possède 12 électrons. Il en perd deux pour n'en avoir plus que dix comme l'atome de néon ($Z=10$) qui est le gaz inerte ayant le numéro atomique le plus proche de celui du magnésium. Il donne ainsi l'ion Mg^{2+} .

3.5 - Notion d'électronégativité

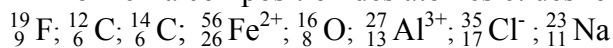
L'*électronégativité* est la capacité d'un atome à attirer et à retenir les électrons. Les atomes des éléments qui sont à droite de la classification périodique (sauf les gaz inertes) ont tendance à donner des ions négatifs donc ils attirent facilement les électrons : on dit qu'ils ont une forte électronégativité.

Les atomes des éléments qui sont à gauche de la classification périodique ont tendance à donner des ions positifs donc ils perdent facilement des électrons : on dit qu'ils ont une faible électronégativité ou qu'ils sont électropositifs.

Exercices corrigés

Exercice I - Composition des atomes et des ions

1 - Donner la composition des atomes et des ions suivants :



2 - Que peut-on dire des atomes ${}^{12}_6\text{C}$ et ${}^{14}_6\text{C}$?

Correction :

1-

atome ou ion	protons	neutrons	électrons
${}^9_9\text{F}$	9	10	9
${}^{12}_6\text{C}$	6	6	6
${}^{14}_6\text{C}$	6	8	6
${}^{56}_{26}\text{Fe}^{2+}$	26	30	24
${}^{16}_8\text{O}$	8	8	8
${}^{27}_{13}\text{Al}^{3+}$	13	14	10
${}^{35}_{17}\text{Cl}^-$	17	18	18
${}^{23}_{11}\text{Na}$	11	12	11

2 - Les atomes ${}^{12}_6\text{C}$ et ${}^{14}_6\text{C}$ ont le même nombre de protons mais des nombres de neutrons différents. Ils sont donc isotopes.

Exercice II - Masse et charge de l'atome

1 - Donner la composition de l'atome de chrome ${}^{52}_{24}\text{Cr}$.

2 - Calculer la masse m_N du noyau de cet atome.

3 - Calculer la masse m_C du cortège électronique. Que peut-on en déduire ?

4 - Calculer la charge q_N du noyau. En déduire la charge q_C du cortège électronique.

5 - Quelle est la charge q_C' du cortège électronique de l'ion ${}^{52}_{24}\text{Cr}^{3+}$?

6 - Déduire des résultats précédents la masse m' de cet ion.

Données : $e=1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$; $m_{\text{proton}}=1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$; $m_{\text{neutron}}=1,675 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$;
 $m_{\text{electron}}=9,109 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$.

Correction :

1 - L'atome de chrome ${}^{52}_{24}\text{Cr}$ est constitué de 24 protons, 28 neutrons et 24 électrons.

2 - La masse du noyau est :

$$m_N = Z \cdot m_{\text{proton}} + (A-Z) \cdot m_{\text{neutron}}$$

$$\text{soit } m_N = 24 \times 1,673 \cdot 10^{-27} + (52-24) \times 1,675 \cdot 10^{-27}$$

$$\text{d'où } m_N = 8,705 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$$

La masse du noyau de l'atome de chrome est $8,705 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$.