

# DES COUCHES D'ELECTRONS

## 1. LES ELECTRONS DANS L'ATOME

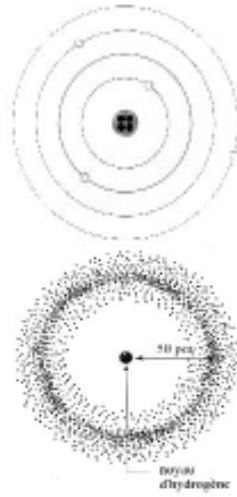
### 1.1. UN SYSTEME SOLAIRE MINIATURE



Le modèle d'atome de **Rutherford** est le plus connu: un noyau constitué de particules positives, les protons, entouré d'électrons négatifs qui lui tournent autour, à la façon des planètes tournant autour du Soleil. C'est l'hypothèse la plus simple. Si la gravitation explique le mouvement des planètes, pourquoi l'attraction (dite électrostatique) entre charges positives et négatives n'expliquerait-elle pas le mouvement des électrons autour des noyaux ?

L'homme qui a découvert la loi du mouvement des planètes, **Isaac Newton**, pensait quand à lui que la gravitation s'exerçait au niveau des atomes. Il a fait, pendant des années, des expériences de chimie pour montrer - sans succès - que sa loi s'appliquait aussi à l'échelle microscopique.

Cela se passait au XVII<sup>e</sup> siècle, et l'on a depuis compris que la gravitation et les lois de la mécanique ne s'appliquent qu'à notre échelle. A l'échelle des atomes, c'est une autre physique qui prend le relais, la physique "quantique". Et ce sont les physiciens du XX<sup>e</sup> siècle à l'origine de cette physique, **Niels Bohr**, **Wolfgang Pauli** ou **Erwin Schrödinger**, qui ont trouvé ce que Newton a vainement cherché.



L'image du mini-système solaire est rassurante, mais fautive. Personne n'a jamais vu un électron en face, et nul ne peut davantage se vanter d'en avoir vu tourner autour d'un noyau, dont la dimension est de l'ordre de  $10^{-14}$  m. Tout ce que l'on peut avancer, c'est que les électrons ont une certaine probabilité de se trouver à telle ou telle distance du noyau.

L'atome apparaît ainsi comme un minuscule noyau entouré d'un "nuage" plus ou moins dense représentant la probabilité de présence des électrons.

Ce nouveau modèle est plus exact, mais moins parlant que le précédent. En particulier, il devient difficile d'évoquer la dimension d'un atome...

Adieu, la rassurante permanence des objets auxquels nous sommes habitués - planètes, éléphants ou stylos à bille !! Il faut se résoudre à une vision "floue" du monde atomique...

### 1.2. PROBABILITE DE PRESENCE.

Un atome de l'élément de numéro atomique  $Z$  est formé d'un noyau et d'un cortège électronique comportant  $Z$  électrons.

Il n'est pas possible de déterminer la position d'un électron dans un atome, à un instant donné; on ne sait évaluer que sa **probabilité de présence** en un point de l'espace.

- dans son état de stabilité, l'électron se situe en moyenne à une distance voisine de 50 pm du noyau; on dit qu'il est alors sur la couche K.
- dans d'autres conditions, l'électron se trouve, en moyenne à une distance de 200 pm de noyau; on dit qu'il est sur la couche L.

#### Exemple.

Pour l'atome d'hydrogène, un point sur la figure ci-contre, représente une position de l'électron à une date donnée. L'électron a d'autant plus de chances de se trouver dans un domaine que la densité des points y est plus grande.

On voit donc que pour l'atome d'hydrogène:

### 1.3. PLUS OU MOINS LIÉS.

L'atome est un édifice stable, les électrons sont liés au noyau.

Il est possible d'arracher un électron à un atome, cela se produit lors de certaines collisions avec des particules.

Pour arracher un électron à un atome, il faut fournir de l'énergie à l'atome. Mais les électrons d'un atome ne sont pas tous également liés au noyau:

- Il faut fournir une plus grande quantité d'énergie pour arracher les électrons les plus fortement liés au noyau, ceux qui sont proches du noyau;
- Ceux qui sont éloignés du noyau sont peu liés, et il est facile de les arracher.

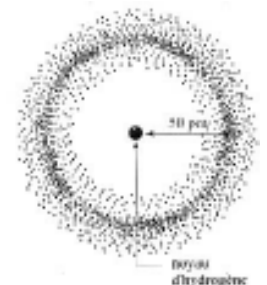
N. Bohr  
(1885-1962)

Prix Nobel en 1922



Physicien danois ayant posé les bases de la physique "quantique" qui a succédé à celle, dite "classique", de Galilée et Newton. Travaillant à Copenhague - sauf quand il dut s'exhiler aux Etats-Unis pendant la Deuxième Guerre mondiale - ce personnage très sympathique attira autour de lui des physiciens du monde entier qui n'oublièrent jamais leur séjour. Grand sportif, Bohr faisait aussi preuve d'une énergie intellectuelle étonnante: il pouvait parler à quelqu'un pendant des heures sans laisser son interlocuteur ouvrir la bouche, craquer des allumettes pour allumer sa pipe, sans l'allumer, jusqu'à ce qu'il n'y ait plus d'allumettes dans la boîte, ou rester deux jours sans parler.

Il propose en 1913 un modèle planétaire de l'atome d'hydrogène. D'après Bohr, les électrons dans le nuage électronique ne peuvent se déplacer que sur des couches électroniques bien déterminées. Ces différentes couches ne peuvent contenir qu'un nombre limité d'électrons, leur remplissage s'effectuant par ordre croissant. En calculant les fréquences des différentes radiations émises par les atomes d'un élément donné, Bohr détermine les différents niveaux énergétiques des couches électroniques des atomes considérés. Il reçoit le prix Nobel de physique en 1922.



## 2. REPARTITION DES ELECTRONS D'UN ATOME.

S'il est difficile à représenter visuellement, le modèle quantique de l'atome n'en est pas moins efficace et précis. Entre autres, il explique:

- précisément les raies d'émission des atomes;
- et s'il n'y est pas question d'orbites, comme le voudrait le modèle du système solaire miniature, il prévoit l'existence d'"orbitales", régions de l'espace - soit sphériques, soit de formes plus complexes - où les électrons peuvent se trouver autour du noyau.

Tout se passe comme si les électrons se répartissaient sur des couches concentriques successives, un peu comme celles d'un oignon, selon une règle simple, trouvée par Wolfgang Pauli

### 2.1. LES COUCHES ELECTRONIQUES OU NIVEAUX D'ENERGIE.

On dit que deux électrons appartiennent à la même couche électronique ou sont dans le même niveau d'énergie s'il faut fournir la même énergie pour les arracher à l'atome.

Les électrons d'un atome se répartissent dans des couches électroniques ou niveaux d'énergie.

Chaque couche électronique ou niveau d'énergie est représentée par une lettre K, L, M, N.

Les électrons du premier niveau (K) sont les plus proches et les plus liés à ce niveau.

La dernière couche occupée contient les électrons les moins liés au noyau; elle porte le nom de *couche périphérique* (ou *couche externe*). Le niveau d'énergie correspondant est le dernier niveau.

### 2.2. LES REGLES DE REMPLISSAGE DES NIVEAUX D'ENERGIE.

On détermine la structure électronique d'un atome, c'est-à-dire le nombre d'électrons dans chaque niveau grâce aux règles suivantes.

#### A°) PREMIERE REGLE: PRINCIPE DE PAULI

Un niveau d'énergie ne peut contenir qu'un nombre limité d'électrons. Ainsi:

- le niveau K peut contenir 2 électrons au maximum,
- le niveau L peut contenir 8 électrons,
- tandis que le niveau M sera saturé avec 8 électrons.

Une couche électronique contenant le nombre maximum d'électrons qu'elle peut recevoir porte le nom de *couche saturée*.

#### B°) DEUXIEME REGLE: PRINCIPE DE CONSTRUCTION.

Les électrons occupent successivement les niveaux d'énergie en commençant par ceux ayant les nombres quantiques les plus faibles.

Des électrons occupent d'abord le niveau K puis, quand celui-ci est saturé, d'autres se placent sur le niveau L.....

### 2.3. REPRESENTATION DE LA STRUCTURE ELECTRONIQUE.

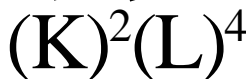
On écrit la structure électronique d'un atome à l'aide d'une formule électronique:

#### Exemple.

Le carbone a pour numéro atomique  $Z = 6$ ; son noyau comporte 6 protons et, par conséquent, il est entouré de 6 électrons. On les répartit:

- 2 dans le niveau K et
- $6 - 2 = 4$  dans le niveau L.

La structure électronique du carbone s'écrit:



2°) en indiquant, en exposant en haut à droite, le nombre d'électrons du niveau,

3°) les niveaux vides ne sont pas mentionnés.

Le chlore a pour numéro atomique  $Z = 17$ . Les 17 électrons de l'atome se répartissent en:

- 2 électrons dans le niveau K,
- 8 dans le niveau L,
- 7 dans le niveau M;

→ D'où la structure électronique du chlore:



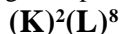
La dernière couche écrite dans cette répartition est la couche externe; ce sont les électrons de cette couche qui déterminent la construction des édifices chimiques.

## 3. LE CORTEGE ELECTRONIQUE DES IONS.

Un ion monoatomique positif provient d'un atome qui a perdu un ou plusieurs électrons

#### Exemple.

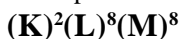
L'ion  $Mg^{2+}$  possède deux électrons de moins que l'atome  ${}_{12}Mg$  de répartition électronique  $(K)^2(L)^8(M)^2$ . Sa répartition s'écrit:



Un ion monoatomique négatif provient d'un atome qui a gagné un ou plusieurs électrons

#### Exemple.

L'ion  $Cl^-$  possède deux électrons de moins que l'atome  ${}_{17}Cl$  de répartition électronique  $(K)^2(L)^8(M)^7$ . Sa répartition s'écrit



Wolfgang Pauli

(1900-1958)

Prix Nobel en 1945

Physicien suisse, né à Vienne, il est célèbre pour ses travaux sur la répartition des électrons d'un atome selon laquelle une couche électronique ne peut comporter qu'un nombre limité d'électrons résulte du principe d'exclusion de Pauli. Il reçut le *Prix Nobel de Physique* en 1945.

