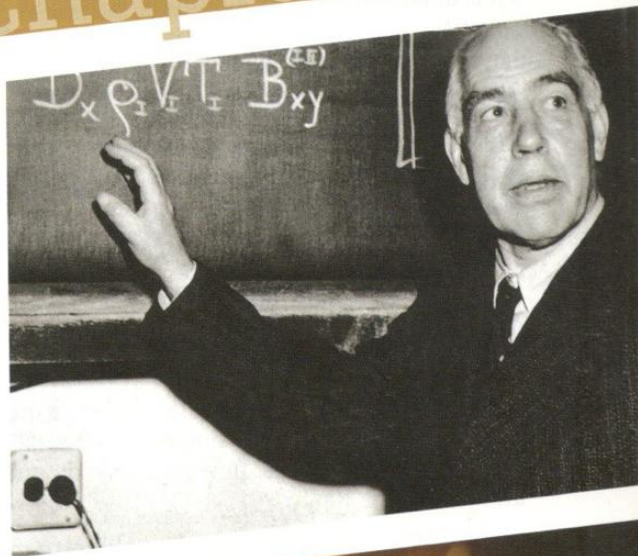
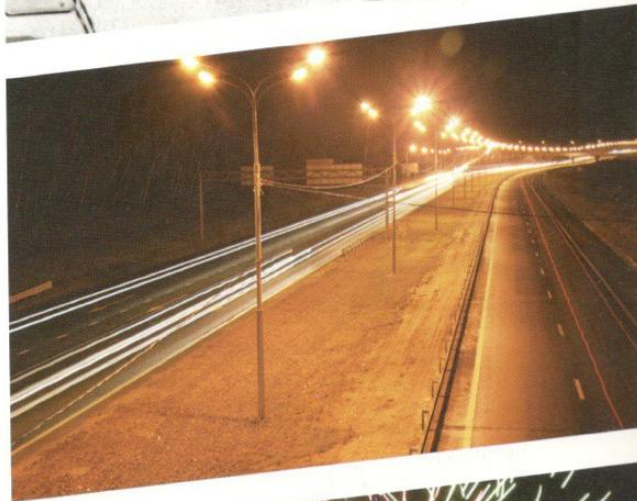


Chapitre 19



Modèle atomique de Bohr

C'est à partir de l'étude de la lumière émise par certains corps chauffés que Niels Bohr et ses collaborateurs ont fait avancer d'un grand pas la connaissance de la structure atomique, en introduisant le modèle des couches électroniques.



Mise en situation

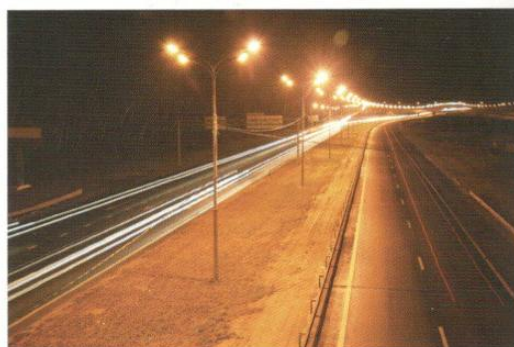
Précédemment, tu t'es approprié le modèle atomique de Rutherford-Chadwick : *l'atome est constitué d'un noyau (composé de protons et de neutrons) et d'électrons évoluant autour du noyau, « comme des mouchettes autour d'une lampe allumée ».*

Ce modèle nous a permis de définir des notions telles que ion, masse atomique relative, isotope, mais il ne permet pas d'expliquer certains phénomènes.

Ainsi, tu as certainement déjà vu des lampes jaune-orange le long des autoroutes, des enseignes lumineuses colorées, des feux d'artifice, ...

Comment se fait-il que différents corps produisent des couleurs différentes, notamment quand ils sont chauffés ?

Ces couleurs sont-elles toujours les mêmes quand on chauffe un corps pur simple, comme Na par exemple, ou un corps pur composé du même atome, comme NaCl ?



Dans ce chapitre, nous répondrons à cette question en observant l'émission de lumière produite par des solutions de sels chauffés dans une flamme.

Cela nous amènera à décrire un nouveau modèle atomique : le **modèle de Bohr**¹.



Observer l'émission de lumière par différents sels chauffés.

Pour ce faire :

- remplir un vaporisateur (type « flacon à parfum ») avec une petite quantité de solution (environ $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$) de carbonate de sodium ;
- vaporiser un nuage de cette solution dans la flamme bleue du bunsen ;
- noter la couleur de la flamme obtenue ;
- répéter l'expérience avec le même sel pour confirmation ;
- recommencer la même opération avec des solutions (environ $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$) des sels suivants (contenus dans d'autres vaporisateurs) : carbonate de lithium, carbonate de potassium, chlorure de sodium, chlorure de potassium, nitrate de sodium, nitrate de potassium et éventuellement, pour obtenir une autre couleur de flamme, avec des solutions de chlorure de cuivre (II), de nitrate de cuivre (II)... ;
- dresser ensuite un tableau mettant en relation les formules moléculaires des sels et la couleur de la flamme qu'ils produisent.

¹ Niels Bohr (1885-1962), physicien danois, prix Nobel de physique 1922 pour son modèle de l'atome.

Appropriation

Relation entre la lumière émise par les corps chauffés et les niveaux d'énergie (n) des électrons

Lors de l'expérimentation, nous avons observé que, lorsque les sels sont chauffés dans la flamme d'un bunsen, la lumière émise varie selon les sels testés.

Nous pouvons déduire, à partir des résultats expérimentaux, que **la couleur** de la lumière émise **dépend** :

- **de la sorte de métal** présent dans les sels : ainsi la flamme se colore en rouge avec le lithium, en jaune-orange avec le sodium, en violet avec le potassium...

Les sels de métaux différents émettent une lumière de couleur différente.

- **uniquement du métal** présent dans les sels : ainsi les sels de sodium (NaCl , Na_2CO_3 , NaNO_3) émettent tous une lumière jaune-orange, les sels de potassium (KCl , K_2CO_3 , KNO_3) émettent tous une lumière violette,...

Tous les sels d'un même métal émettent une lumière de même couleur.

On pourrait observer aussi une coloration identique en plaçant dans la flamme des échantillons des métaux purs présents dans les sels testés, comme l'illustre la photo ci-après.



Li Na K

Pour comprendre, au niveau atomique, les émissions de couleurs par les métaux et leurs sels, il faut

distinguer deux étapes successives dans le comportement des atomes.

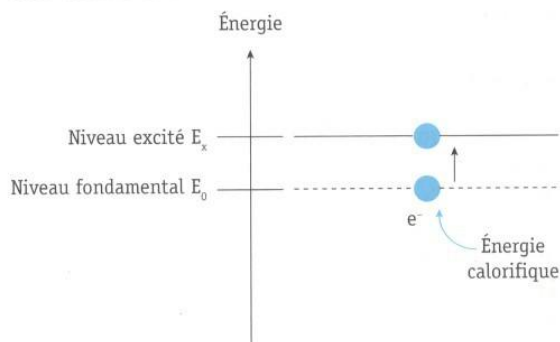
L'absorption d'énergie

Avant d'être chauffés, les atomes se trouvent dans un état stable, appelé « **état fondamental** ».

L'énergie thermique reçue lors du chauffage, insuffisante pour perturber le noyau, est absorbée par les électrons qui voient ainsi leur énergie considérablement augmentée.

Les **électrons** passent alors du niveau d'énergie fondamental (E_0) stable à un niveau d'énergie supérieur (E_x) instable ; on dit qu'ils sont « **excités** ».

Ce passage d'un niveau à l'autre peut être schématisé comme suit :

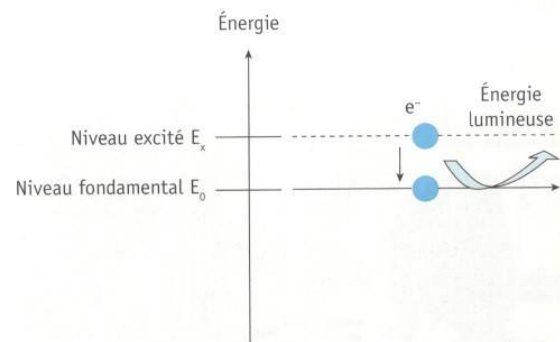


La restitution d'énergie

Après la vaporisation, les atomes s'élevant dans la flamme se retrouvent dans une région plus froide.

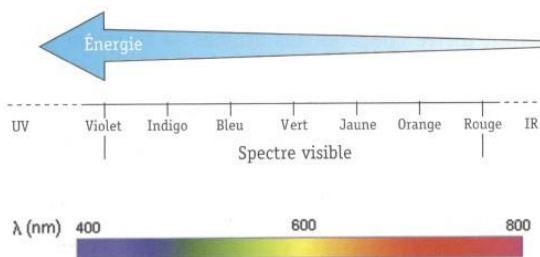
Ils restituent alors, du moins en partie, l'énergie qu'ils avaient absorbée sous forme d'énergie lumineuse.

Ce retour à leur niveau fondamental peut se schématiser comme suit :



Suivant la quantité d'énergie restituée, la lumière émise aura une couleur différente.

Voici un schéma montrant la relation existant entre la couleur de la lumière émise et l'énergie restituée.



Comme nous pouvons le voir, les couleurs **rouge** (émise par le lithium), **jaune-orange** (émise par le sodium) et **violet** (émise par le potassium) traduisent, en allant du lithium au sodium et puis au potassium, une augmentation graduelle de l'énergie restituée.

Puisque la quantité d'énergie fournie par la flamme est la même, si la quantité d'énergie restituée est différente d'un atome à l'autre, c'est que la quantité d'énergie absorbée est également différente pour le lithium, le sodium et le potassium.

Dès lors, si la quantité d'énergie absorbée est différente, c'est donc que les électrons excités peuvent atteindre des niveaux d'énergie différents.

Quand ils reviennent à leur état fondamental, ils ne restituent pas la même énergie et donc n'émettent pas la même lumière.

Modèle atomique de Bohr

C'est à partir de l'étude de la lumière émise par certains atomes chauffés, principalement l'hydrogène, que Niels Bohr et ses collaborateurs ont élaboré, en 1913, un nouveau modèle atomique.

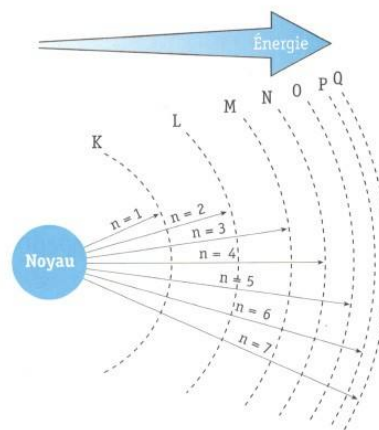


Les couches électroniques

Le modèle de Rutherford-Chadwick a dû être modifié en imaginant que les électrons se situent sur des **couches électroniques** distinctes, K, L, M, N... correspondant à différents niveaux d'énergie.

Ainsi,

- la couche K est une région autour du noyau où se situent les électrons de niveau d'énergie $n = 1$;
 - la couche L est une région autour du noyau où se situent les électrons de niveau d'énergie $n = 2$;
- et ainsi de suite comme le montre le schéma ci-dessous.



L'écart entre les différentes couches diminue au fur et à mesure qu'on s'éloigne du noyau. Ainsi, on peut voir qu'il est plus grand entre les couches K et L qu'entre les couches L et M, et ainsi de suite.

Répartition des électrons dans les couches

Grâce au modèle de Bohr, il devient possible de proposer une répartition des électrons par couche.

De même que, pour remplir une salle de concert, les fans occupent d'abord la première rangée près de la scène, puis la seconde et ainsi de suite, de même les électrons d'un atome se répartissent d'abord en saturant la couche la plus proche du noyau, puis la seconde et ainsi de suite jusqu'à ce que tous les électrons soient distribués.

Suivant ce modèle :

- chacune de ces couches (selon le type d'atome) est occupée par un ou plusieurs électrons ;
- les électrons, chargés négativement, exercent sur les autres une force de répulsion : il ne peut donc y en avoir un nombre quelconque sur chaque couche.

Le nombre maximal d'électrons que l'on peut trouver sur une couche est égal à $2n^2$, n étant le niveau d'énergie de cette couche.

Ainsi, on peut avoir au maximum :

- sur la couche K ($n = 1$) : $2 \times 1^2 = 2$ électrons ;
- sur la couche L ($n = 2$) : $2 \times 2^2 = 8$ électrons ;
- sur la couche M ($n = 3$) : $2 \times 3^2 = 18$ électrons ;
- sur la couche N ($n = 4$) : $2 \times 4^2 = 32$ électrons.

Cette règle est sans doute utilisable pour les couches O, P, Q mais n'est pas vérifiable car ces couches ne sont jamais complètes dans les atomes existant dans la nature ou produits artificiellement.

Le tableau suivant donne, par couche, la répartition des électrons des 18 premiers atomes.

atome	couche K ($n = 1$)	couche L ($n = 2$)	couche M ($n = 3$)	répartition
H	1			K1
He	2			K2
Li	2	1		K2 L1
Be	2	2		K2 L2
B	2	3		K2 L3
C	2	4		K2 L4
N	2	5		K2 L5
O	2	6		K2 L6
F	2	7		K2 L7
Ne	2	8		K2 L8
Na	2	8	1	K2 L8 M1
Mg	2	8	2	K2 L8 M2
Al	2	8	3	K2 L8 M3
Si	2	8	4	K2 L8 M4
P	2	8	5	K2 L8 M5
S	2	8	6	K2 L8 M6
Cl	2	8	7	K2 L8 M7
Ar	2	8	8	K2 L8 M8



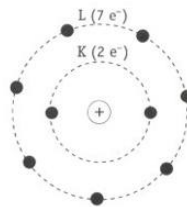
Les électrons de la couche la plus externe sont appelés **électrons externes** (ou de valence) et les électrons des autres couches sont appelés **électrons internes** (ou de cœur).

Grâce à ce tableau, tu peux aisément établir que l'atome chlore, par exemple, a, sur sa couche M, 7 électrons externes (ou de valence). Les 10 électrons des couches intérieures K et L sont les électrons internes (ou de cœur).

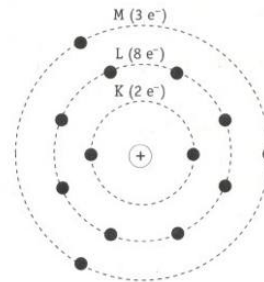
La répartition des électrons d'un atome peut être représentée de manière schématique.

Ainsi,

pour l'atome F possédant un total de $9e^-$, on dessinera :

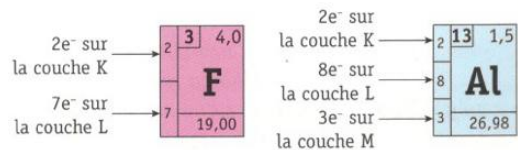


pour l'atome Al, possédant un total de $13e^-$, on dessinera :



Pour retrouver le nombre d'électrons sur les différentes couches de n'importe quel atome, il suffit de consulter le tableau de Mendelév : la répartition des électrons est indiquée dans chacune des cases à gauche du symbole atomique.

Ainsi, l'analyse du contenu des cases du fluor et de l'aluminium, reprises ci-dessous, te permettra de retrouver la répartition des électrons selon le modèle de Bohr.



Résumé de nos connaissances sur l'atome

Nous pouvons, à présent, résumer nos connaissances au sujet du modèle atomique, en faisant la **synthèse des modèles de Rutherford-Chadwick et de Bohr** :

- un atome, assimilé à une sphère, est constitué
 - d'un noyau, contenant des protons (p^+) et de 0, 1 ou plusieurs neutrons (n^0) ;
 - d'électrons (e^-) qui gravitent autour du noyau sur des couches électroniques appelées, en partant du noyau, K, L, M, N ... et pouvant contenir respectivement un maximum d'électrons égal à 2, 8, 18, 32, ...
- à l'état isolé, les atomes sont électriquement neutres car ils contiennent le même nombre de protons et d'électrons ;

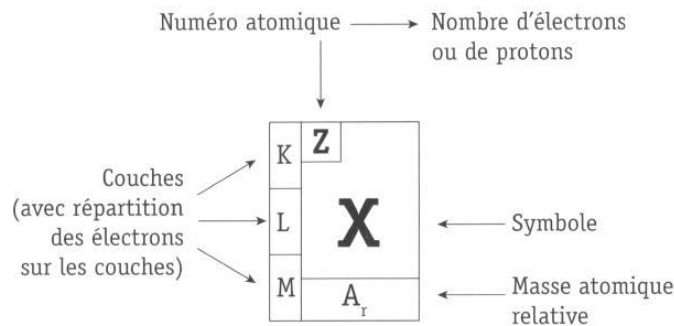
- les protons et les neutrons ont approximativement la même masse ($1,67 \cdot 10^{-27}$ kg) et l'électron est environ 1836 fois plus léger que le proton ou le neutron : la masse de l'atome est donc concentrée dans son noyau ;

	Particule atomique	Symbole	Masse réelle (kg)	Masse relative
Dans le noyau	proton	p^+	$1,67 \cdot 10^{-27}$	1
	neutron	n^0	$1,67 \cdot 10^{-27}$	1
Autour du noyau	électron	e^-	$9,1 \cdot 10^{-31}$	1/1836

- le diamètre d'un atome est de l'ordre de 10^{-10} m et le diamètre du noyau est 100 000 (10^5) fois plus petit, c'est-à-dire qu'il y a beaucoup de vide dans un atome ; le volume de l'atome est déterminé par le rayon de la dernière couche électronique occupée.

Carte d'identité de l'atome

Nous pouvons, à présent, retrouver les principales caractéristiques de n'importe quel atome en déchiffrant sa case dans le tableau de Mendelév.



1 Complète les phrases suivantes :

Tous les atomes sont constitués d'un ... chargé ... et d' ... chargés ..., en mouvement autour de lui. Les atomes ont une charge électrique globale ..., ce qui signifie qu'il y a autant de ... que d' ... dans un atome.

Le noyau d'un atome est constitué de ... qui ont une charge ... tandis que les ... portent une charge

Les électrons sont situés sur des ... électroniques qui peuvent compter un nombre maximal d'électrons égal à ..., n étant le niveau d'énergie de la

- 2 a) Donne la répartition, par couche, des électrons dans les atomes O ; Na ; Ca ; Cl.
b) Détermine le nombre d'électrons de cœur et de valence de ces différents atomes.

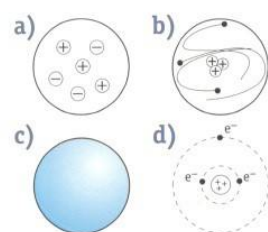
3 Donne le nom des atomes possédant la répartition électronique suivante :

- a) 2 ; 8 ; 8
b) 2 ; 8 ; 8 ; 2
c) 2 ; 8 ; 18 ; 5

4 Dessine l'atome b) de l'exercice 3 selon le modèle de Bohr.

5 Attribue, à chaque scientifique cité, le modèle ci-dessous qui te semble le plus approprié.

- Dalton
- Thomson
- Rutherford
- Bohr



6 Sur une ligne du temps, situe les différents scientifiques suivants : Rutherford,

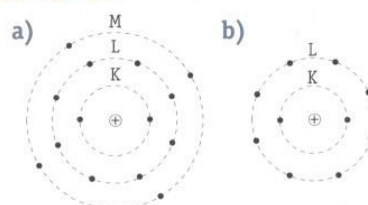
Dalton, Thomson, Chadwick et Goldstein. Indique, sous leur nom, la part de leur contribution, qui n'a jamais été démentie par la suite, dans l'élaboration du modèle de Bohr.

Consulte si nécessaire, dans tout le manuel, les chapitres consacrés à la structure de l'atome.

7 À partir de la case du tableau de Mendeléeïv reproduite ci-contre, établis la carte d'identité complète de l'élément phosphore.

2	15
8	P
5	30,97

8 Quel est le nom des atomes représentés ci-après ?



9 Après avoir lu « Pour en savoir plus ... Quand la chimie peint le ciel : les feux d'artifice », réponds aux questions suivantes :

- a) quel est l'atome (baryum ou strontium) qui restitue le plus d'énergie lorsqu'il a été chauffé ?
b) quel est le modèle de Bohr (répartition des électrons et dessin) de ces deux atomes ?



10 Sachant qu'un métal forme avec l'oxygène un oxyde M_xO_3 de masse molaire $101,96 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$,

- détermine le nom du métal ;
- établis-en la composition atomique ;
- dessine son modèle de Bohr ;
- établis le nombre de ses électrons de valence et de ses électrons de cœur ;
- cite un des usages de ce métal.