

Niveau : 2nde

Discipline :

PHYSIQUE-CHIMIE

CÔTE D'IVOIRE – ÉCOLE NUMÉRIQUE



THÈME 3 : LA MATIÈRE ET SES TRANSFORMATIONS

TITRE DE LA LEÇON : STRUCTURE DE L'ATOME

I. SITUATION D'APPRENTISSAGE

Un élève en classe de 2ndC au Lycée Moderne¹ de Bouaflé apprend de son frère qui est en classe de Terminale que tout atome a une structure particulière.

Il partage l'information avec ses camarades de classe. Avec l'aide de leur professeur de Physique-Chimie, ces élèves entreprennent de décrire un atome, de déterminer la structure électronique d'un atome et d'écrire les représentations de Lewis de quelques atomes.

II. CONTENU DE LA LEÇON

1. Les constituants de l'atome

L'atome est constitué d'un **noyau** autour duquel gravitent un ou plusieurs **électrons**.

1.1. L'électron

L'électron a pour :

- symbole : e^-
- masse : $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31}$ kg
- charge : $q_e = -e = -1,6 \cdot 10^{-19}$ C

$e = 1,6 \cdot 10^{-19}$ C est la charge élémentaire.

1.2. Le noyau

Le noyau est formé de particules élémentaires appelées **nucléons**. On distingue deux sortes de nucléons :

- les **protons** qui portent chacun une charge positive égale à la charge élémentaire $+e$;
- les **neutrons** qui sont électriquement neutres (non chargés)

Particule	Symbole	Charge	Masse
Proton	p	$+e = 1,6 \cdot 10^{-16}$ C	$m_p = 1,67 \cdot 10^{-27}$ kg
Neutron	n	0	$m_n = 1,67 \cdot 10^{-27}$ kg

2. Nucléides et isotopes

2.1. Numéro atomique et nombre de masse

Le **numéro atomique Z** d'un atome est le **nombre de protons** que contient cet atome.

Le **nombre de nucléons** de l'atome est aussi appelé **nombre de masse A**.

Si on désigne par N, le nombre de neutrons alors : $A = Z + N$ d'où $N = A - Z$.

2.2. Nucléide

Un nucléide est l'ensemble des atomes dont le noyau possède le même couple (**Z, A**).

Il est représenté par le symbole ${}^A_Z X$; X est le symbole de l'élément chimique.

Exemples :

${}^{16}_8 O$ et ${}^{23}_{11} Na$ sont deux nucléides différents.

2.3. Isotopie

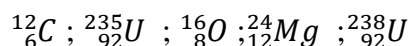
On dit que deux nucléides sont **isotopes** s'ils ont le même numéro atomique Z mais des nombres de masse A différents.

Exemple :

- $^{16}_8O$ et $^{18}_8O$ sont des isotopes de l'élément oxygène.
- $^{12}_6C$, $^{13}_6C$ et $^{14}_6C$ sont des isotopes de l'élément carbone.

Activité d'application

1- Indique le nombre de protons et de neutrons dans les nucléides suivants :



2- Parmi ces nucléides, indique ceux qui sont des isotopes. Justifie ta réponse.

Solution

1-

	$^{12}_6C$	$^{235}_{92}U$	$^{16}_8O$	$^{24}_{12}Mg$	$^{238}_{92}U$
Nombre de protons	6	92	8	12	92
Nombre de neutrons	6	143	8	12	146

2- Les nucléides $^{235}_{92}U$ et $^{238}_{92}U$ sont des isotopes.

Car ils possèdent le même numéro atomique mais ils ont des nombres de masse différents.

2.4. Élément chimique

L'ensemble des nucléides qui ont le même numéro atomique Z constitue un élément chimique. L'élément chimique est donc caractérisé par son numéro atomique Z.

Exemple :

Élément hydrogène : Z = 1, Élément azote : Z = 7, élément chlore : Z = 17, Élément cuivre : Z = 29.

2.5. L'électroneutralité de l'atome

Dans un atome, il y a autant de charges électriques positives dans le noyau qu'il y a de charges électriques négatives portées par les électrons qui gravitent autour du noyau. L'atome est donc **électriquement neutre**.

Remarque :

Un atome dont le noyau contient Z protons possède aussi Z électrons.

3. Masse et dimensions des atomes

3.1. Masse d'un atome

$$\text{On a : } m_p = 1,67265 \cdot 10^{-27} \text{ kg et } m_{e^-} = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$$
$$\frac{m_p}{m_{e^-}} = \frac{1,67265 \cdot 10^{-27}}{9,1 \cdot 10^{-31}} \approx 1836 \Rightarrow m_p = 1836 \times m_{e^-}$$

La masse des nucléons étant très supérieure à celle des électrons ($m_p = m_n = 1836 \times m_{e^-}$), la masse de l'atome est **pratiquement égale** à celle de son noyau.

La masse approximative de l'atome est donc : **$m_{\text{at}} = A \times m_p$** .

Activité d'application

Calcule les masses approximatives des atomes suivantes : ${}^{35}_{17}\text{Cl}$; ${}^{24}_{12}\text{Mg}$.

Solution

Masses approximatives des espèces : ${}^{35}_{17}\text{Cl}$; ${}^{24}_{12}\text{Mg}$

Pour l'atome ${}^{35}_{17}\text{Cl}$: $m = 35 \times m_p = 35 \times 1,67 \cdot 10^{-27} = 5,85 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$

Pour l'atome ${}^{24}_{12}\text{Mg}$: $m = 24 \times m_p = 24 \times 1,67 \cdot 10^{-27} = 4,01 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$

3.2. Dimension de l'atome

Le rayon de l'atome est environ **100.000** fois plus grand que celui du noyau. Il existe donc un **grand vide** entre le noyau et les électrons : on dit que l'atome a une **structure lacunaire**.

4. Structure électronique des atomes

4.1. Couches électroniques

Les électrons d'un atome se répartissent dans des régions autour du noyau appelées **couches électroniques**. Ces couches électroniques sont désignées de la plus proche du noyau à la plus éloignées par des lettres majuscules : **K, L, M, N,**

Ordre de la couche (n)	1	2	3	4
Désignation de la couche	K	L	M	N

4.2. Répartition des électrons sur les couches

La répartition des électrons sur les différentes couches obéit aux règles suivantes :

- **1^{ère} règle** : elle fixe le nombre maximal d'électrons par couche.

Le nombre maximal d'électrons pouvant appartenir à une couche dont l'ordre est n, est $2n^2$

Ordre de la couche (n)	1	2	3	4
Couche	K	L	M	N
Nombre maximum d'électrons ($2n^2$)	2	8	18	32

- **2^e règle** : elle indique l'ordre de remplissage des couches.

Les électrons se répartissent sur les couches successives dans l'ordre K, L, M, N,

Remarques.

- Cette règle subit quelques entorses pour les éléments du numéro atomique $Z \geq 19$. Il faut alors la remplacer par des règles plus fines qui ne peuvent être étudiées au secondaire.

Exemples : le calcium Ca ($Z=20$), le potassium K ($Z=19$).

- Lorsqu'une couche contient $2n^2$ électrons, elle est dite **saturée**.
- La dernière couche occupée est appelée **couche électronique externe (ou couche de valence ou encore couche périphérique)**.

4.3. Formule électronique

Pour représenter la structure électronique d'un atome, on répartit successivement ses électrons sur les différentes couches en commençant par la couche **K**. On passe à la couche suivante lorsque la couche en remplissage est **saturée**.

Exemple de l'aluminium

Al ($Z = 13$) a pour formule électronique $K^2L^8M^3$.

Activité d'application

Ecris la formule électronique des atomes suivants : ${}^{12}_6\text{C}$; ${}^{35}_{17}\text{Cl}$; ${}^4_2\text{He}$; ${}^{24}_{12}\text{Mg}$; ${}^{40}_{20}\text{Ca}$.

Solution

${}^{12}_6\text{C}$: $z = 6$; K^2L^4 .

${}^{35}_{17}\text{Cl}$: $z = 17$; $K^2L^8M^7$.

${}^4_2\text{He}$: $z = 2$; K^2 .

${}^{24}_{12}\text{Mg}$: $z = 12$; $K^2L^8M^2$.

${}^{40}_{20}\text{Ca}$: $z = 20$; Le cas du calcium est particulier. La couche M ne se remplit pas lorsque le remplissage de la couche suivante N commence. $K^2L^8M^8N^2$.

4.4. Représentation de LEWIS des atomes

La représentation de Lewis ou schéma de Lewis a pour but de schématiser la répartition des électrons périphériques dans la couche externe d'un atome. Elle s'obtient en plaçant autour du symbole de l'élément :

- soit des points pour représenter les électrons célibataires (●) ;
- soit des tirets pour représenter les doublets d'électrons (—).

Exemples :

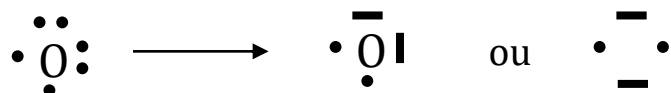
* Al ($Z = 13$) $K^2L^8M^3$

La couche externe est la couche M, comportant trois électrons ($3e^-$), on a :



* O ($Z = 8$) K^2L^6

La couche externe comporte six électrons ($6e^-$) ; on a :



Activité d'application

Ecris la représentation de Lewis des atomes suivants : ${}^{12}_6\text{C}$; ${}^{35}_{17}\text{Cl}$; ${}^4_2\text{He}$; ${}^{24}_{12}\text{Mg}$; ${}^{40}_{20}\text{Ca}$.

Solution

${}^{12}_6\text{C}$: $z = 6$; K^2L^4 . Le carbone a 4 électrons sur sa couche externe. $\cdot \overset{\cdot}{\text{C}} \cdot$

${}^{35}_{17}\text{Cl}$: $z = 17$; $K^2L^8M^7$. Le chlore a 7 électrons sur sa couche externe. $\text{—} \overset{\cdot}{\text{Cl}} \cdot$

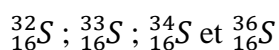
${}^4_2\text{He}$: $z = 2$; K^2 . L'hélium a 2 électrons sur sa couche externe. $\text{—} \overset{\cdot}{\text{He}}$

${}^{24}_{12}\text{Mg}$: $z = 12$; $K^2L^8M^2$. Le magnésium a 2 électrons sur sa couche externe. $\cdot \text{Mg} \cdot$

${}^{40}_{20}\text{Ca}$: $z = 20$; $K^2L^8M^8N^2$. Le calcium a 2 électrons sur sa couche externe. $\cdot \text{Ca} \cdot$

Situation d'évaluation

Au cours de ses recherches sur internet, Yao, élève en classe de seconde C au Lycée Moderne de Bonon, découvre les 4 nucléides stables du soufre, de formules ci-dessous :



Il éprouve des difficultés à établir des liens entre eux et à écrire leur formule de Lewis.

Tu es appelé à l'aider.

1- Donne sous forme d'un tableau, la constitution de chaque nucléide.

2-

2.1. Donne la définition des isotopes.

2.2. Dis si ces nucléides sont isotopes.

3- Détermine la structure électronique du soufre.

4- Ecris la représentation de Lewis du soufre.

Solution

1- Donne sous forme d'un tableau, la constitution de chaque nucléide.

	${}_{16}^{32}\text{S}$	${}_{16}^{33}\text{S}$	${}_{16}^{34}\text{S}$	${}_{16}^{36}\text{S}$
Nombre de protons	16	16	16	16
Nombre de neutrons	16	17	18	20

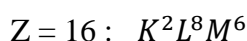
2-

2.1. Définition

Des isotopes sont des éléments chimiques qui ont le même numéro atomique mais des nombres de masses atomiques différentes.

2.2. Ces nucléides sont des isotopes.

3- Structure électronique du soufre.



4- Représentation de Lewis du soufre.



III. EXERCICES

Exercice 1

Un nucléide est représenté par : ${}_{17}^{35}\text{Cl}$

Les chiffres 17 et 35 représentent respectivement:

- a- le nombre de protons et de nucléons.
- b- le nombre de protons et de neutrons.
- c- le nombre de neutrons et de nucléons.

Entoure la lettre qui correspond à la bonne réponse

Solution

- Ⓐ le nombre de protons et de nucléons.
- b- le nombre de protons et de neutrons.
- c- le nombre de neutrons et de nucléons.

Exercice 2

La formule électronique de l'atome de chlore ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ est :

- a- $\text{K}^2\text{L}^9\text{M}^6$
- b- $\text{K}^2\text{L}^8\text{M}^7$
- c- $\text{K}^2\text{L}^7\text{M}^8$

Entoure la lettre qui correspond à la bonne réponse

Solution

- a- $\text{K}^2\text{L}^9\text{M}^6$
- (b)** $\text{K}^2\text{L}^8\text{M}^7$
- c- $\text{K}^2\text{L}^7\text{M}^8$

Exercice 3

Complète le tableau suivant :

Numéro atomique	Nom de l'atome	Symbole de l'atome	Constituants du noyau			Formule électronique	Représentation de Lewis
			Nombre de protons	Nombre de neutrons	Nombre de nucléons		
5	Bore				11		
		F	9	10			
	Sodium				23	$\text{K}^2\text{L}^8\text{M}^1$	
18	Argon			22			

Solution

Numéro atomique	Nom de l'atome	Symbole de l'atome	Constituants du noyau			Formule électronique	Représentation de Lewis
			Nombre de protons	Nombre de neutrons	Nombre de nucléons		
5	Bore	B	5	6	11	K^2L^3	$\cdot \overset{\cdot}{\text{B}} \cdot$
9	Fluor	F	9	10	19	K^2L^7	$\begin{array}{c} \text{---} \\ \text{F} \cdot \\ \text{---} \end{array}$
11	Sodium	Na	11	12	23	$\text{K}^2\text{L}^8\text{M}^1$	$\text{Na} \cdot$
18	Argon	Ar	18	22	30	$\text{K}^2\text{L}^8\text{M}^8$	$\begin{array}{c} \text{---} \\ \text{Ar} \\ \text{---} \end{array}$

Exercice 4

À l'issue de la leçon sur la structure de la matière, le Professeur de Physique-Chimie de la 2nde C2 du Lycée Moderne d'Angré veut évaluer les acquis des élèves. À cet effet il leur soumet l'exercice suivant.

Le carbone contient trois isotopes : le carbone 12, le carbone 13 et le carbone 14.

Le professeur vous demande de déterminer les constituants de ces isotopes et de vérifier que la masse de l'atome est essentiellement concentrée dans le noyau.

Données : $m_p = m_n = 1,67 \cdot 10^{-27}$ kg $m_e = 9,11 \cdot 10^{-31}$ kg

Étant élève de la classe, donne ta production en répondant aux questions ci-dessous.

1. Définis les isotopes d'un élément chimique.
2. Écris les symboles des isotopes du carbone.
3. Donne la composition (nombre de protons, d'électrons et de neutrons) de leurs atomes.
4. On considère le carbone 12.
 - 4.1 Détermine le rapport $\frac{m_{\text{noyau}}}{m_{\text{électrons}}}$.
 - 4.2 Conclue.

Solution

1. On appelle isotopes d'un élément chimique les nucléides ayant même valeur de Z mais des valeurs différentes de A.
2. Les symboles de ces isotopes sont : ${}^{12}_6\text{C}$; ${}^{13}_6\text{C}$; et ${}^{14}_6\text{C}$.
3. Composition des atomes

Atomes	Nombre de protons	Nombre d'électrons	Nombre de neutrons
${}^{12}_6\text{C}$	6	6	6
${}^{13}_6\text{C}$	6	6	7
${}^{14}_6\text{C}$	6	6	8

4.

4.1 Le noyau est constitué de 6 protons et de 6 neutrons ($m_p = m_n$)

$$m_{\text{noyau}} = 12 \times 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

$$m_{\text{électrons}} = 6 \times 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$$

$$\frac{m_{\text{noyau}}}{m_{\text{électrons}}} = 3666$$

4.2 La masse des électrons est négligeable devant celle des nucléons du noyau.

La masse de l'atome est essentiellement concentrée dans le noyau.

Exercice 5

Ta voisine de classe qui s'exerce pour le prochain devoir surveillé te propose l'exercice qu'elle a recopié dans un livre de physique-chimie. Il s'agit d'identifier un atome X dont le noyau contient 20 neutrons et porte une charge totale $Q = +30 \cdot 10^{-19}$ C.

On donne le tableau ci-dessous :

Nom de l'élément	Valeur de Z
Ar	18
K	19
Ca	20

Tu l'aide à identifier l'atome X.

1. Définis le numéro atomique Z d'un atome.
2. Détermine :
 - 2.1 le numéro atomique Z du l'atome ;
 - 2.2 le nombre de masse A ;
 - 2.3 le nombre d'électrons contenus dans l'atome X.
3. Identifie l'atome X.

Solution

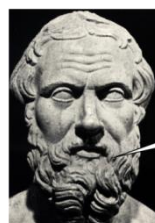
1. Le numéro atomique Z d'un atome est le nombre de protons de son noyau.
2.
 - 2.1 $Z = \frac{Q}{e} = \frac{30,4 \cdot 10^{-19}}{1,6 \cdot 10^{-19}} = 19$
 - 2.2 $A = Z + N$
 $A = 19 + 20 = 39$ nucléons
 - 2.3 L'atome X étant électriquement neutre, le cortège électronique compte 19 électrons.
3. X est le potassium

IV. DOCUMENTATION

HISTORIQUE DU MODELE DE L'ATOME

Dès 420 avant J.C., **Démocrite** (philosophe grec) a l'intuition de l'existence des atomes et invente leur nom (« *atomos* » en grec qui signifie insécable). Ceux-ci sont très petits, de différentes formes (ronds ou crochus, lisses ou rugueux) et s'associent pour former les objets qui nous entourent.

Aristote (philosophe grec) conteste cette existence et son prestige est tel qu'il faut attendre le début du XIX^{ème} siècle pour que cette idée reprenne vie.



DEMOCRITE
IV^{ème} siècle AVJC

La matière est constituée de corpuscules invisibles à cause de leur extrême petitesse, indivisibles et éternels.

Mais non ! On sait tous que la matière est constituée des quatre éléments : l'eau, la terre, le feu et l'air...

ARISTOTE

IV^{ème} siècle AVJC



Les **alchimistes** du Moyen Age développent une chimie du « pifomètre ». Elle consiste plutôt en de multiples tentatives d'expériences plus ou moins au hasard en vue d'un but, par exemple transformer le plomb en or ! Si la compréhension des phénomènes inhérents aux expériences ne les intéresse pas leurs comptes rendus se révèlent de bonnes sources d'information pour les premiers chimistes « modernes » tel Lavoisier.

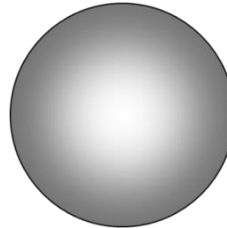
En 1647, un français, Pierre **GASSENDI**, remet au goût du jour l'idée d'atomes et affirme que toutes les substances se composent de particules indivisibles, les atomes. Les atomes diffèrent par la forme, la grandeur et la masse. Selon lui, l'atome, c'est la même chose que le matériau de construction des maisons. Avec trois sortes de matériaux – briques, planches et poutres – on peut construire une foule de bâtisses des plus diverses. De la même façon, quelques dizaines d'atomes différents permettent à la nature de créer des milliers de corps absolument différents. Dans chacun des corps, ces atomes se réunissent en petits groupes que Gassendi appellera « molécules ».

- En 1805, **John Dalton** annonce au monde l'existence des atomes.
- En 1881, **J.J. Thomson** découvre l'un des composants de l'atome. Il s'agit de particules élémentaires négatives appelées en 1891 **électrons**.
- Au début du **XX^{ème}** siècle, l'ambition des physiciens est de proposer un modèle de l'atome en précisant la répartition de la charge électrique à l'intérieur de celui-ci.

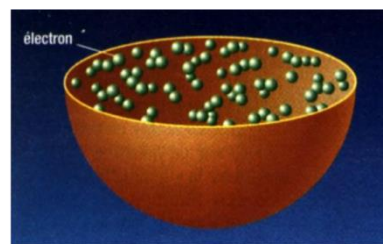
L'atome est une sphère simple et indivisible, semblable à une boule de billard



John Dalton 1808



- En 1904, **Thomson** partant de l'idée que l'atome est électriquement neutre, pense qu'il doit contenir des charges positives qui doivent compenser les charges négatives des électrons. Il suppose que la charge positive est répartie dans un petit volume (qui peut avoir la forme d'une sphère) et qu'elle est parsemée d'électrons (pudding de Thomson).



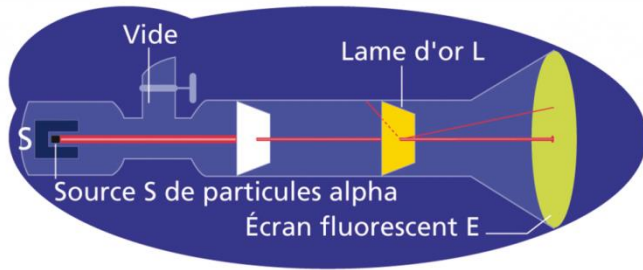
« Le pudding de THOMSON »

Un atome contient des particules négatives que j'appellerais électrons. Dans mon modèle, l'atome est constitué d'une boule pleine remplie d'une substance électriquement positive collée à des électrons.

Thomson 1897



- En 1910, **Rutherford** bombarde différents échantillons de matière (cuivre, or, argent) avec des particules et il déduit de son expérience que la charge positive doit occuper un tout petit volume qu'il appelle « noyau ». Après « un petit calcul », il trouve que la majorité de la masse de l'atome est concentrée dans un noyau minuscule. Les dimensions du noyau sont de l'ordre de 10^{-15} m (100.000 fois moins que les dimensions de l'atome) et sa charge totale est un multiple entier de la charge de l'électron (au signe près).
- Rutherford pense alors au modèle planétaire pour décrire un atome. En effet, la masse du système solaire est essentiellement concentrée dans le Soleil tout comme celle de l'atome est concentrée dans le noyau. Il propose donc comme modèle un tout petit noyau chargé positivement et comportant l'essentiel de la masse de l'atome, autour duquel les électrons décrivent des orbites.

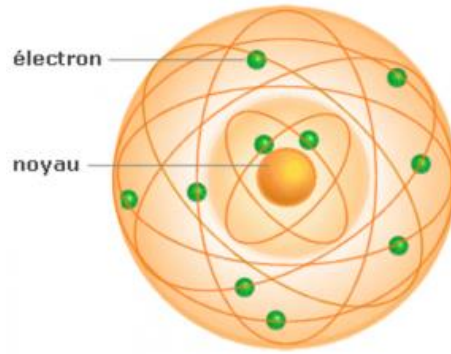


Expérience de Rutherford

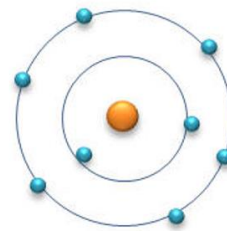


En bombardant une feuille d'or avec des particules positives, j'ai remarqué que la plupart de ces particules traversent la matière sans rebondir. J'en déduis un nouveau modèle : l'atome est constitué d'un noyau central, chargé positivement, autour duquel se déplacent des électrons négatifs. Entre les deux, il y a du vide.

Depuis, d'autres modèles plus complexes ont permis d'expliquer de nombreux autres phénomènes. Le modèle actuel de l'atome est l'aboutissement d'une longue histoire au cours de laquelle les représentations qu'on s'en fait ont profondément évolué.



Modèle de Rutherford

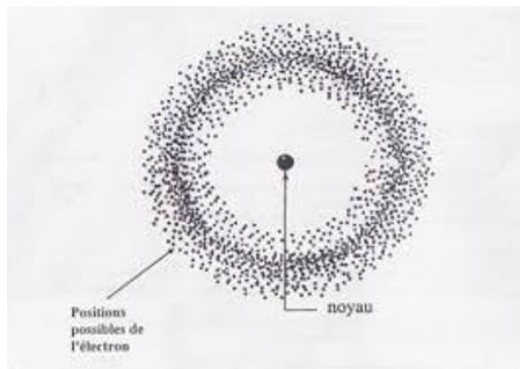


Modèle de Bohr

Selon mon modèle, les électrons tournent autour du noyau de l'atome sur des orbites bien définies.

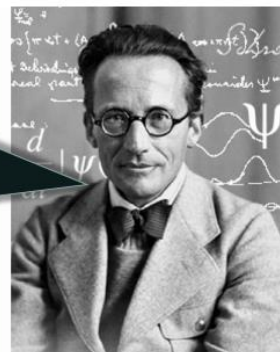


Bohr



Modèle de Schrödinger

Dans mon modèle, il n'est pas possible de définir précisément la position des électrons, on peut juste définir la probabilité de présence d'un électron autour du noyau.



Source : <http://pccollege.fr/cycle-4/cycle-4-classe-de-3eme/chapitre-i-la-constitution-des-atomes/>

Pour approfondir la leçon, se référer aux sites suivants :

https://www.superprof.fr/ressources/scolaire/physique-chimie/seconde/structure-matiere/electron-couche.html#chapitre_etude-de-la-structure-electronique

http://ww3.ac-poitiers.fr/math_sp/Pedago/CAPPHY/LATOME.PDF