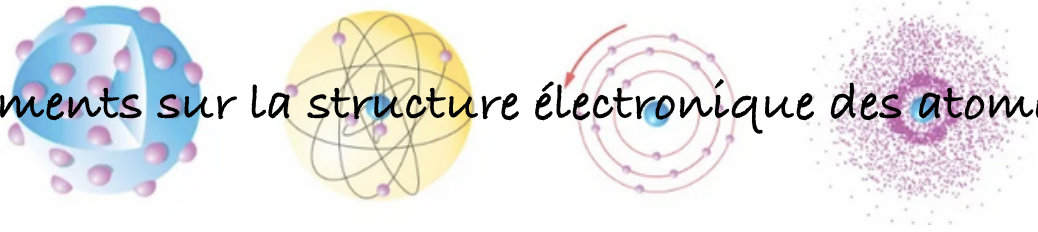


Éléments sur la structure électronique des atomes



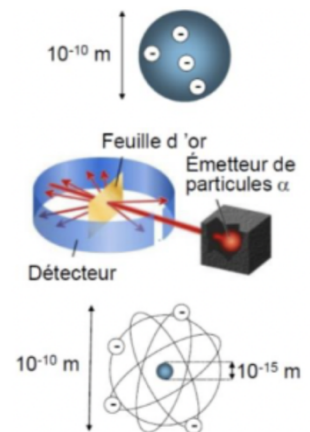
Jusqu'au début du XXème siècle, on considérait l'atome comme une **sphère pleine** positive sur laquelle étaient accrochées des charges **négatives**.

A. LE MODELE DE RUTHERFORD (1911)

Rutherford a effectué une expérience qui consiste à émettre des **particules α** qui bombardent une cible (une feuille d'or), et ainsi détecter les déviations de ces particules.

Il a pu donc observer que la déviation des particules à travers la feuille métallique était incompatible avec le modèle sphérique car une majorité des particules α n'étaient pas déviées, il a donc conclu que la matière est **pleine de vide**.

La plupart des particules α ne sont pas autant déviées comme on le pensait avec une sphère pleine.



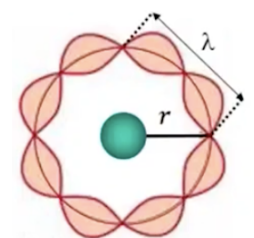
Il décrit ainsi le **modèle planétaire** : base de la réalité de la structure de l'atome.

- La masse serait concentrée au niveau du noyau qui lui-même est chargé **positivement** (10^{-15} m)
- Et les électrons chargés **négativement** sont refoulés à la périphérie du vide périnucléaire (10^{-10} m)

B. PRINCIPE DU MODELE DE BOHR (1913)

Le modèle de Bohr est une conséquence directe de la **dualité onde-particule** : il pense que seules certaines orbites sont possibles pour les électrons.

Si on considère un **atome d'hydrogène** composé d'un proton et d'un électron qui gravite autour de lui, pour que cet électron puisse tourner autour du noyau, il faut que le périmètre de cette l'orbite soit compatible avec la nature ondulatoire de l'électron.



La circonférence de l'orbite doit donc pouvoir loger un nombre entier de longueur d'onde de l'électron :

$$l = 2\pi r = n\lambda \text{ avec } n = \text{un nombre entier.}$$

La conséquence est que le rayon r des orbites possible est donc quantifié : il y a un nombre fini d'orbites de rayons :

$$r = n \times \frac{\lambda}{2\pi}$$

L'intensité de la liaison des électrons avec son noyau dépend de l'orbite sur laquelle il va se positionner.

C. MODELE DE BOHR : ENERGIE DE L'ELECTRON

Conséquences du modèle de Bohr sur l'énergie de l'électron

Pour l'atome H et l'orbite n , on a l'énergie de l'électron vaut :

$$W_n = -13,6 \times \frac{1}{n^2} \text{ eV } ++$$

L'énergie de l'électron est négative, car on considère qu'il est dans un puit d'énergie.

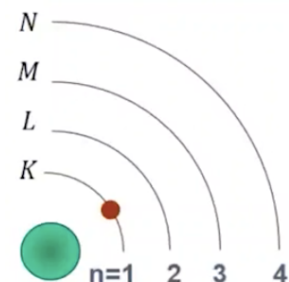
L'énergie de liaison E_L de l'électron est l'énergie qu'il faut apporter pour arracher cet électron à l'édifice atomique et l'emporter loin de l'influence du noyau. Les valeurs sont proches car E_L et W sont proches. Enfin, E_L est **positive** et vaut la valeur absolue de l'énergie de e^- :

$$E_L = |W|$$

W et E_L sont quantifiées de manière discontinue car elles dépendent de n .

Pour l'atome H = on a ce tableau selon les différentes valeurs de n .

n	1	2	3	4	
$r (10^{-10} \text{ m})$	0,5	2	4,5	8	
Orbite	<i>K</i>	<i>L</i>	<i>M</i>	<i>N</i>	
$W_n (\text{eV})$	-13,6	-3,4	-1,5	-0,8	
		$W_k/4$	$W_k/9$	$W_k/16$	



Dans le modèle de Bohr on note les orbites K, L, M...

À l'état fondamental de H, l'électron occupe la couche de K car c'est la couche qui correspond à la **W_n minimale** (et donc E_L maximale).

Il peut passer sur une orbite supérieure par absorption d'un quantum d'énergie. exemple : si on apporte $\Delta E = W_2 - W_1 = -3,4 + 13,6 = 10,2 \text{ eV}$, on a un passage de la couche K à la couche L.

D. GENERALISATION DU MODELE DE BOHR (POUR Z QUELCONQUE)

Théoriquement, on extrapole la formule pour l'hydrogène on trouve :

$$W_n = -13,6 \times \frac{Z^2}{n^2} \text{ eV } ++$$

En réalité, dans un atome possédant plusieurs électrons, ces derniers vont se gêner entre eux et subir l'influence du nuage électronique : c'est **l'effet écran** (σ). On doit donc en tenir compte dans le calcul de l'énergie :

$$W_n = -13,6 \times \frac{(Z-\sigma)^2}{n^2} \text{ eV } ++$$

Exemple pour la couche M du tungstène ($Z = 74$)

Théorique : $W_n = -13,6 \times \frac{74^2}{3^2} = -8275 \text{ eV}$

Valeur réelle : $W_n = -13,6 \times \frac{(74-30,8)^2}{3^2} = -2820 \text{ eV}$

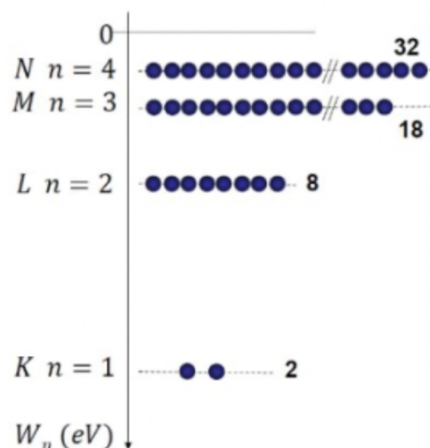
NB : les tables donnent les valeurs réelles avec la deuxième formule.

E. REMPLISSAGE DES COUCHES ELECTRONIQUES (MODELE DE BOHR)

Pour savoir combien d'électrons peut contenir une couche on utilise **les règles de remplissage** :

On a au maximum $2n^2$ ++ électrons par couche :

- Pour la couche K, on a au maximum 2 électrons
- Pour la couche L ($n=2$) on a au maximum 8 électrons
- Pour la couche M ($n=3$) on a au maximum 18 électrons
- Pour la couche N ($n=4$) on a au maximum 32 électrons



CONCLUSION

Tous les atomes sont construits selon **le même mode de remplissage** des couches électroniques avec la règle du modèle de Bohr : $2n^2$

Les énergies des électrons dépendent des couches sur lesquelles ils sont positionnés ainsi que du Z de l'atome : $W_n = -13,6 \times \frac{(Z-\sigma)^2}{n^2} \text{ eV}$

	Hydrogène $Z = 1$	Calcium $Z = 20$	Tungstène $Z = 74$
$W_k \text{ (eV)}$	- 13,6	- 4000	- 69500
$W_{ext} \text{ (eV)}$	- 13,6	- 25,4	- 5,7

Les électrons de la couche K sont les plus fortement liés puisque leurs énergies sont en valeurs absolues les plus importantes :

W_K varie beaucoup selon les atomes car proportionnelle au Z^2 à l'effet écran près.

Les électrons de la couche la plus externe sont les moins fortement liés car il y a un effet écran plus important, **W_{ext} varie peu** selon les atomes car dépend peu du Z .

- Lorsque les couches électroniques les plus basses sont complètes, l'atome est dans son **état fondamental** (sinon excès d'Energie)
- Si l'atome a acquis une certaine quantité d'énergie alors il est en excès d'énergie, il se trouve dans un **état excité**.