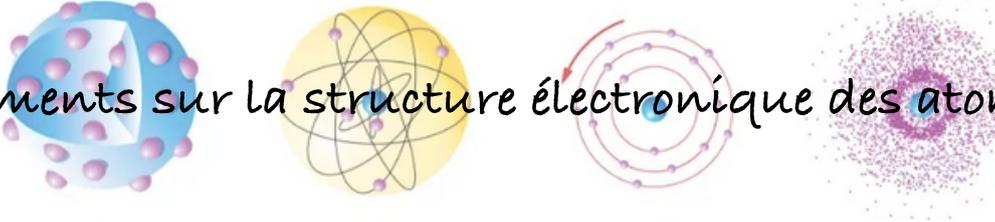


# Éléments sur la structure électronique des atomes



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)

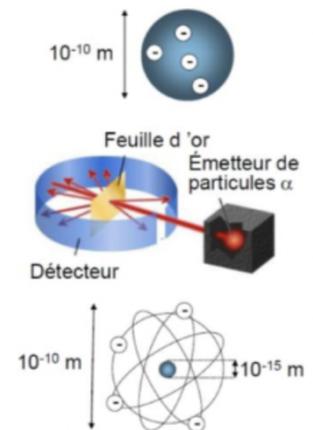
**Rutherford** a effectué une expérience qui consiste à émettre des **particules  $\alpha$**  qui bombardent une cible (une feuille d'or), et ainsi détecter les déviations de ces particules.

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  $\alpha$  n'étaient pas déviées, il a donc conclu que la matière est **pleine de vide**.

La plupart des particules  $\alpha$  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.

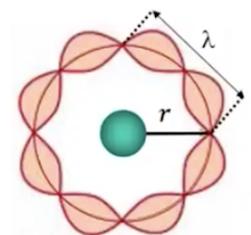
- La masse serait concentrée au niveau du noyau qui lui-même est chargé **positivement** ( $10^{-15}$  m)
- Et les électrons chargés **négativement** sont refoulés à la périphérie du vide périnucléaire ( $10^{-10}$  m)



## 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.

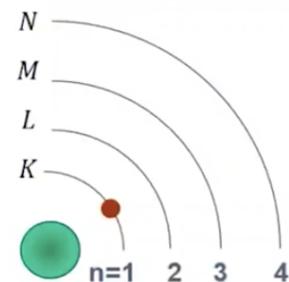
L'énergie de liaison  $E_L$  de l'électron est l'énergie qu'il faut apporter pour arracher cet électron à l'édifice atomique et l'emporter loin de l'influence du noyau. Les valeurs sont proches car  $E_L$  et  $W$  sont proches. Enfin,  $E_L$  est **positive** et vaut la valeur absolue de l'énergie de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

$$E_L = |W|$$

$W$  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	
<b>Orbite</b>	K	L	M	N	
$W_n$ (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** ( $\sigma$ ). 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 :  $W_n = -13,6 \times \frac{(74-30,8)^2}{3^2} = -2820 \text{ eV}$

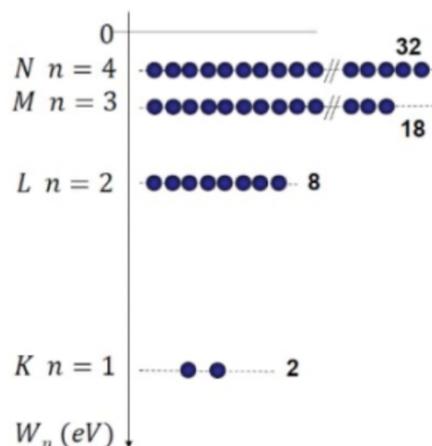
NB : les tables donnent les valeurs réelles avec la deuxième formule.

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

	Hydrogène $Z = 1$	Calcium $Z = 20$	Tungstène $Z = 74$
$W_k$ (eV)	- 13,6	- 4000	- 69500
$W_{ext}$ (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'Énergie)
- Si l'atome a acquis une certaine quantité d'énergie alors il est en excès d'énergie, il se trouve dans un **état excité**.