

Modèles de l'atome

I De l'atome du chimiste et celui du physicien : La découverte de l'électron.

Vidéo 01 : [Expérience du tube cathodique](#)

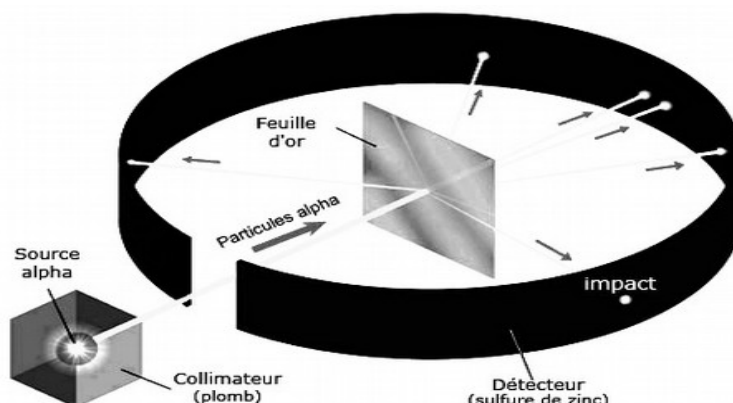
L1	/5
----	----

- Qui a découvert une particule plus petite que l'atome ?
- Dans quel appareil peut-on utiliser un tube cathodique ?
- Comment est chargée cette particule ?.....
- Combien de fois l'électron est-il plus léger par rapport au plus petit atome connu alors (l'hydrogène) ?
- Il en déduit que c'est probablement une particule subatomique, que veut-dire ce mot ?

II L'expérience de Rutherford

Vidéo 02 : [L'expérience de Rutherford](#) (anglais)

a. Description



Avant cette expérience, on concevait la matière comme étant un «plum pudding» où des charges négatives étaient mélangées avec des charges positives. Les atomes des chimistes n'étaient pas expliqués par la physique. L'expérience de JJ. Thomson permettait de comprendre que la matière contenait des charges négatives (toujours des électrons) et des charges positives mais on ne savait pas comment elles étaient ordonnées....

Rutherford en 1909 (avec Geiger et Mardsen) eut l'idée de sonder la matière avec une source naturelle de radioactivité (une découverte récente). Cette source émettait des **particules chargées positivement**: des **particules alpha (α)**. En envoyant ces particules à travers une feuille d'or, il a pu **sonder la matière**.

b. Les observations de Rutherford (voir la vidéo).

- La plupart des particules traversent la feuille d'or sans déviation
- Lorsqu'il y a une déviation (diffusion) elle est souvent importante, certaines particules sont parfois radiodiffusées (elles retournent vers la source).

c. Interprétation

- Rutherford a compris que la rétrodiffusion était le signe d'une forte répulsion. Cette répulsion arrière ne pouvait être due qu'à des **charges** (les **particules α étant chargées positivement**).
- Les charges négatives ne semblaient pas provoquer d'effets notables (l'électron est très léger devant les particules connues => JJ. Thomson)
- La diffusion et la rétrodiffusion étant des phénomènes rares, cela montrait que ces charges positives étaient **concentrées dans des noyaux**.
- Comme les particules alpha traversaient sans effet notable la matière, celle-ci semblait être pleine de vide.

d. Conclusion

Rutherford en a déduit un modèle planétaire de la matière. Celle-ci serait constituée de particules négatives légères et petites (des électrons) en rotation autour d'un noyau central positif très massif et très petit devant la taille de l'atome. L'essentiel était donc du vide. Le premier modèle planétaire de l'atome était né. Les atomes sont constitués d'un noyau positif et d'électrons négatifs autour. Ci-contre un schéma représentant un atome selon un modèle planétaire du type donné par Rutherford.



Questions

L1	/7
----	----

- Quel type de particules étaient projetées sur la feuille d'or ?
.....
- Comment s'appelle la diffusion vers l'arrière ?
.....
- Quelles sont les particules chargées négativement dans la matière ?
.....
- Comment s'appelle la partie centrale d'un atome contenant la matière positive ?
.....
- **Mots anglais à traduire :**
 - scattering :
 - nucleus :
 - lead :
 - sheet :
 - slit :
 - foil :
 - thin :
 - gold :
 - empty :

II Modèles de l'atome en physique

Du premier modèle au modèle moderne

La modélisation actuelle de l'atome est l'aboutissement d'une très longue histoire. Au début du XX^e siècle **les premiers modèles** atomiques apparaissent **avec les premières expériences** définissant la structure atomique.

[A la découverte de l'atome et de son noyau, conférence du CEA \(spécial junior\)](#)

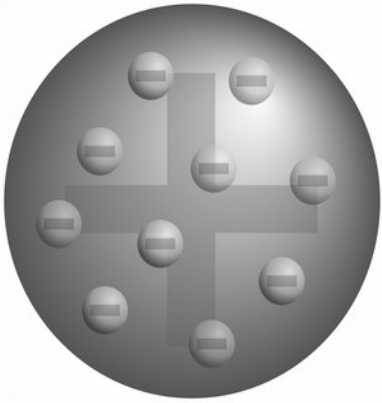
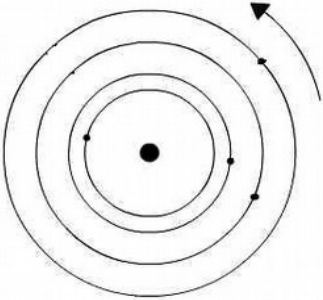
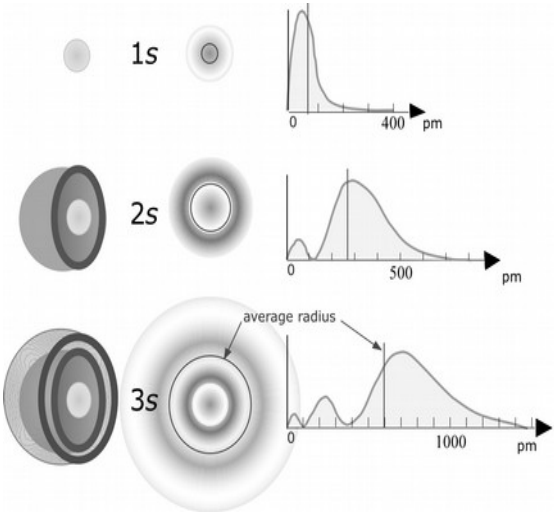
Quelques scientifiques importants :

- **Sir Joseph John Thomson** découvre l'électron en 1897. Il élabore le modèle atomique comme étant un «plum pudding». De la matière positive truffée d'électrons négatifs.
- **Ernest Rutherford** et son expérience montre que l'atome a une structure planétaire. L'atome est une structure composite : un noyau chargé positivement, très dense, avec des électrons légers qui gravitent autour de lui. Cependant, ce modèle ne suffisait pas à expliquer les propriétés de l'atome. Par exemple le spectre discontinu de la lumière (voir classe de 4^e) dans un gaz .
- **Niels Bohr** propose le premier modèle **quantifié** en s'appuyant sur le modèle de Rutherford. Les électrons ont des orbites particulières avec des niveaux d'énergie. C'est un modèle **en couches** électroniques. C'est un modèle semi-quantique. Mais il n'expliquait toujours pas toutes les propriétés observées mais c'était un progrès.
- **Louis de Broglie en 1924** suggéra que, **comme la lumière**, les électrons pouvaient se comporter à la fois comme particules et comme ondes.
- **Werner Heisenberg** se demanda si on pouvait déterminer la position de l'électron et avec quelle précision. Il énonça le **principe d'incertitude** (ou **principe d'indétermination**) qui énonce que, pour une particule massive donnée, on ne peut pas connaître simultanément sa position et sa vitesse. Quand on veut observer des particules de petites tailles, on perturbe le système. **Il faut inventer une physique adaptée pour étudier les petites particules.**
- **Erwin Schrödinger** établit en **1926** une série d'équations et de «fonctions d'onde» pour les électrons. Les orbitales (trajectoires des électrons) peuvent être décrites comme **des nuages électroniques**. C'est une physique **probabiliste**. La partie la plus dense du nuage indique l'endroit le plus probable de trouver l'électron.

Avec **Erwin Schrödinger/Werner Heisenberg** on assiste ainsi à la naissance d'une physique particulière qui permet d'étudier des particules de petites tailles (atomique et subatomique). Elle est axée sur **des probabilités**. L'énergie y est quantifiée et ne peut prendre que des valeurs multiples de quantités déterminées. D'autres grands noms de la physique continuèrent cette construction.

[La naissance de la mécanique quantique \(video\)](#)

Quelques modèles atomiques

 <p style="text-align: center;">Figure n°1</p>	<p style="text-align: center;">Modèle de Thompson - 1904</p> <p>La matière est globalement neutre. De fait, l'existence des électrons (chargés négativement) signifie que l'atome (dont l'existence est chimiquement valable) doit comporter de la matière positive.</p> <p>Ce modèle ressemble à un «plum pudding». C'est le premier modèle exprimant la structure interne de la matière.</p>
 <p style="text-align: center;">Figure n°2</p>	<p style="text-align: center;">Modèle de Bohr - 1913</p> <p>C'est un modèle planétaire. L'électron négatif est en rotation autour du noyau positif sur une orbitale. Les orbitales possibles sont limitées. Elles sont associées à des niveaux d'énergie quantifiés.</p> <p>C'est un modèle dépassé mais qui améliore les observations par rapport à celui de Rutherford.</p> <p style="text-align: center;">C'est un modèle semi-quantique.</p>
 <p style="text-align: center;">Figure n°3</p>	<p style="text-align: center;">Modèle de Schrödinger - 1926</p> <p>Les électrons n'ont pas de trajectoires bien définies. Ce modèle «moderne» est directement issue de la mécanique quantique. C'est une évolution du modèle de Bohr / Rutherford.</p> <p>Dans le cas de la figure n°3. Il s'agit de l'atome d'hydrogène qui ne possède qu'un seul électron. S'il ne se trouve pas à une distance parfaitement déterminée avec le noyau, il a plus de possibilité de se trouver à certaines distances plutôt qu'à d'autres.</p> <p>La probabilité de présence est maximale autour d'un rayon moyen (average radius) variable selon les orbitales.</p> <p>On parle de nuage électronique pour nommer les électrons autour d'un noyau qui illustre cette notion probabiliste.</p>

III La structure des atomes

L'atome est la plus petite particule chimique mais il en existe des plus petites à l'intérieur de l'atome. Des particules **subatomiques comme l'électron**. Cependant, l'ensemble de la matière courante est organisée avec des atomes. Il existe au total une centaine d'espèces atomiques différentes. Certaines sont plus courantes que d'autres.

a. Les charges électriques dans la nature

La nature est composée de deux types de charges électriques : **Les charges positives et les charges négatives**. Mais globalement la matière est **neutre**. Elle comporte autant de charges positives et négatives. Il y a un équilibre.

b. Constitution des atomes.

Les atomes sont constitués d'une **région centrale positive appelée le noyau** et des particules orbitant autour de lui, **les électrons**.

c. La taille des atomes

Le rayon d'un atome est de l'ordre de 0,1 nm (10^{-10} m). Il est donné par la limite du nuage électronique. Le rayon d'un noyau est bien plus petit, de l'ordre de 10^{-15} m.

Un noyau est 10^5 fois plus petit qu'un atome

Exercice

- Imaginons que le noyau d'un atome ait cette taille :



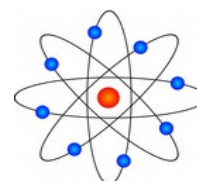
15	/2
----	----

- A quelle distance seront les électrons les plus éloignés du noyau ?

.....
.....

- Ce dessin, très courant, schématisant un atome a des défauts, lesquels ?

.....
.....
.....
.....



d. Masse atomique et masse du noyau.

La masse d'un atome varie selon les espèces chimiques. Plus l'atome possède une charge positive importante dans son noyau et plus il est lourd. L'essentielle de la masse est dans le noyau. L'électron est des milliers de fois plus léger qu'un noyau (JJ. Thomson). La masse d'un atome varie entre 10^{-25} kg et 10^{-27} kg.

La masse d'un atome est presque égale à celle de son noyau

Exercice

15	/2
----	----

- Combien y a-t-il d'atomes dans une masse de 1 kg de matière contenant des atomes dont la masse est $m = 10^{-27}$ kg ?

.....

- Quel est l'ordre de grandeur de la masse volumique (cours précédent) des noyaux ?

.....

e. Neutralité d'un atome.

Un atome est toujours électriquement **neutre** comme l'est la matière globalement (pour celle que nous connaissons). Il possède donc une charge positive dans son noyau compensant **exactement** celles des charges négatives portées par les électrons.

La charge du noyau compense la charge du nuage électronique de l'atome

Les électrons sont tous identiques et porte **une charge élémentaire négative**. C'est la plus petite charge possible dans la matière courante. Elle sert donc de référence ou d'unité de charge. On note cette charge élémentaire **e**. Pour l'électron elle est négative, **sa charge est donc de - e**. Ainsi la charge d'un noyau est toujours **un multiple** de la charge élémentaire **e**. Ce multiple étant aussi le nombre d'électrons de l'atome autour d'un noyau (neutralité électrique). C'est un entier appelé numéro atomique on le note **Z**.

La charge du noyau est caractéristique de l'espèce atomique considérée. Dans le **tableau périodique des éléments**, ci-contre, chaque case correspond à une espèce chimique atomique. **Les nombres entiers** indiqués dans les cases correspondent à la charge **positive** portée par un noyau exprimé en **charge élémentaire e**. Ce sont les numéros atomiques (notés **Z**). Pour l'oxygène $Z = 8$.

Tableau périodique des éléments

1 H																	2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57-71 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	89-103 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Uub	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh	117 Uus	118 Uuo
		57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu	
		89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr	

Exercice

I5 /5

- Quel est le symbole atomique d'un atome de fer ?
- Quel est le numéro atomique d'un atome de fer ?
- Quelle est la charge du noyau d'un atome de fer ?
- Combien d'électrons possède un atome de fer ?
- Quelle est la charge portée par le nuage électronique d'un atome de fer ?

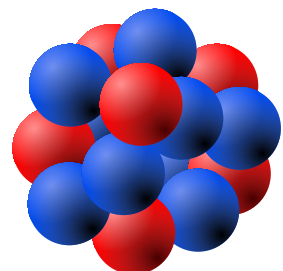
IV La structure du noyau

a. Description

Un noyau est lui même composé de particules, ce sont les nucléons. Il existe deux types de nucléons : Le proton porte une charge élémentaire positive tandis que le neutron (découverte James Chadwick 1932) a une charge électrique nulle.

I5 /2

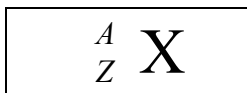
On observant la représentation ci-contre, on observe que le proton en rouge et le neutron en bleu sont répartis dans tout le noyau. Les protons évitent le plus possible un contact direct entre eux pour limiter la répulsion électrostatique (charge positive VS charge positive).



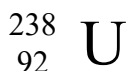
- Combien voit-on de protons dans le noyau ci-contre ?
.....
- Quel serait le numéro atomique de l'atome comportant ce noyau ?
.....

On déduit immédiatement que Z est à la fois le numéro atomique mais également le nombre de protons dans le noyau d'un atome. On appelle le nombre total de nucléon le nombre de masse et on le note A .

La composition d'un atome est donc entièrement défini par ces deux nombres entiers. On définit par l'écriture suivante la composition complète d'un atome (écriture isotopique).



b. Exemple :



15	/7
----	----

- Quelle est l'espèce chimique atomique considérée ?
- Combien de protons contient ce type d'atome ?
- Combien de neutrons contient ce type d'atome ?
- Combien d'électrons contient le nuage électronique de ce type d'atome ?
- Quelle est la charge portée par le noyau de cet atome ?
- Quelle est la charge portée par le nuage électronique de cet atome ?
- Quelle est la charge totale de cet atome ?

c. Application

La datation par le carbone 14 (un isotope du carbone) est une méthode de datation radiométrique fondée sur la mesure de l'activité radiologique du carbone 14 (^{14}C) contenu dans de la matière organique dont on souhaite connaître l'âge absolu, à savoir le temps écoulé depuis sa mort.

Le domaine d'utilisation de cette méthode correspond à des âges absolus de quelques centaines d'années jusqu'à, et au plus, 50 000 ans . L'application de cette méthode à des événements anciens, tout particulièrement lorsque leur âge dépasse 6 000 ans (préhistoriques), a permis de les dater beaucoup plus précisément qu'auparavant. Elle a ainsi apporté un progrès significatif en archéologie et en paléanthropologie.

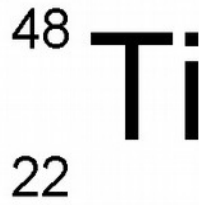
D'après Wikipédia

15	/3
----	----

- De quelle espèce atomique parle-t-on ?
.....
- Combien de nucléons porte un noyau de carbone 14 ?
.....
- Combien de protons porte un noyau de carbone 14 ?
.....
- Quelle est l'écriture isotopique complète du carbone 14 ?
.....

d. Exercice complémentaire

La masse moyenne d'un nucléon est $1,7 \cdot 10^{-27}$ kg



- Quelle est la masse approximative d'un atome de titane ?

.....

- Combien d'atomes de titane peut-on trouver dans 10 g de cette matière ?

.....

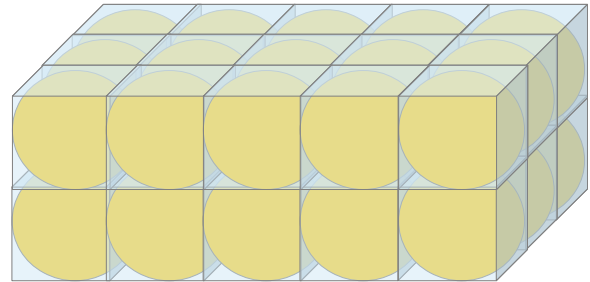
- Combien de protons y a-t-il dans 10 g de titane ?

.....

- Combien de neutrons y a-t-il dans 10 g de titane ?

.....

On suppose que dans le titane les atomes sphériques sont rangés comme dans l'empilement cubique ci-contre. On donne $\rho_{\text{titane}} = 4\,500 \text{ kg/m}^3$



- Quel est le rayon atomique (dans les unités internationales) de l'atome de titane ?

.....

.....

.....

.....