

HISTOIRE DES ATOMES : THEORIES ET MODELES

SOLID SPHERE MODEL



JOHN DALTON



1803

Reformule l'hypothèse atomique déjà évoquée par les philosophes grec à l'Antiquité : toute la matière est constituée d'atomes. Ces atomes ne peuvent ni être créés, ni détruits. Les atomes des différents éléments ont des propriétés différentes, mais sont constitués de manière semblable.

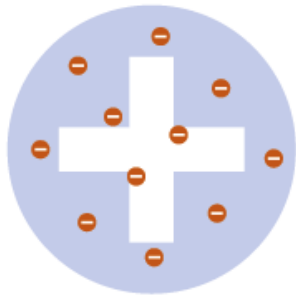


Atomes différents selon les éléments



Atomes indivisibles

PLUM PUDDING MODEL



J.J. THOMSON



1904

Découvre que des particules négatives peuvent être arrachées de la matière. Montre que ces particules sont identiques, quel que soit le métal testé. Propose un atome sphérique dont l'intérieur est rempli de particules négatives (les électrons) se déplaçant dans une soupe positive.



Électrons comme composant atomique



Pas de noyau

NUCLEAR MODEL



ERNEST RUTHERFORD



1911

Montre en bombardant une feuille de métal de rayons α , que certains rayons sont rejetés tandis que d'autres traversent la feuille. En déduit que la matière est principalement constituée de vide. Imagine un atome formé d'un noyau contenant les charges positives et la majorité de la masse, les électrons gravitant autour et déterminant la taille de l'atome.

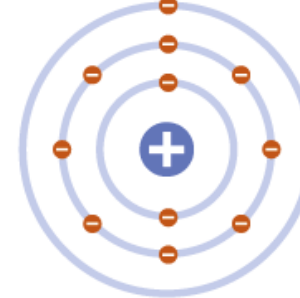


Charge positive dans le noyau atomique



N'explique pas pourquoi les électrons ne s'écrasent pas sur le noyau

PLANETARY MODEL



NIELS BOHR



1913

Propose que l'électron ne peut prendre que des niveaux d'énergie précis (orbites) et qu'il existe un niveau d'énergie minimum, au-dessous duquel l'électron ne peut descendre. Le passage d'une orbite à une autre ne peut se faire qu'avec une valeur d'énergie précise, il y a rayonnement ou absorption d'énergie que lorsqu'il y a un changement d'orbite.



Explique les émissions spectrales des éléments



N'explique pas pourquoi les électrons n'émettent pas d'énergie en bougeant

QUANTUM MODEL



ERWIN SCHRÖDINGER



1926

Définit la dualité onde-corpuscule de l'électron et montre ainsi qu'on ne peut à la fois connaître la position et la vitesse précise d'un électron. En déduit qu'il ne se déplace pas sur un cercle et définit des orbitales (zones de probabilité de présence des électrons) qui peuvent, parfois, être sphériques.



Montre la position des électrons comme incertaine



Actuellement accepté comme le modèle le plus proche de la réalité