

## *I vari modelli dell'atomo*

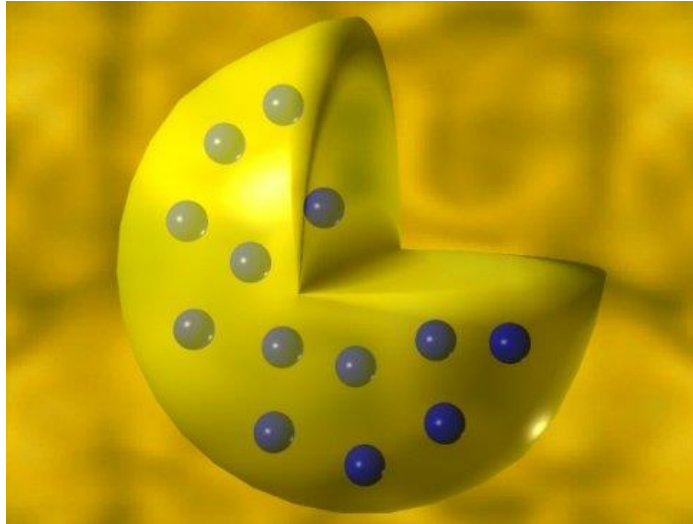
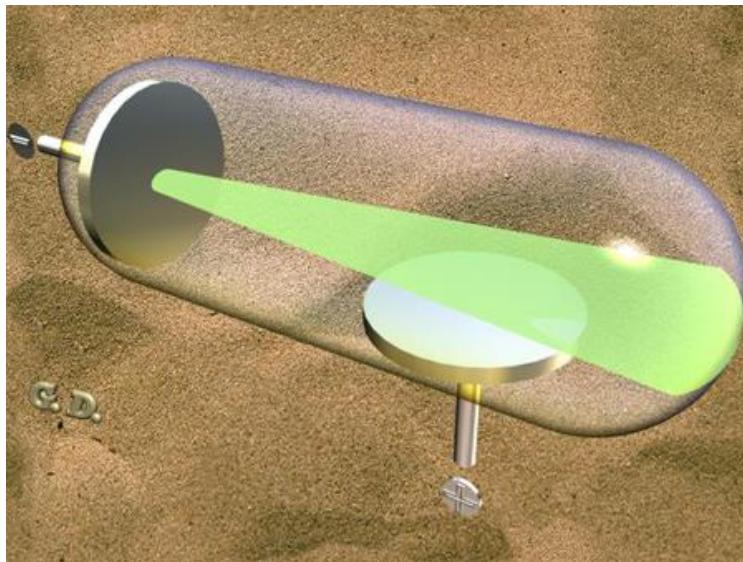
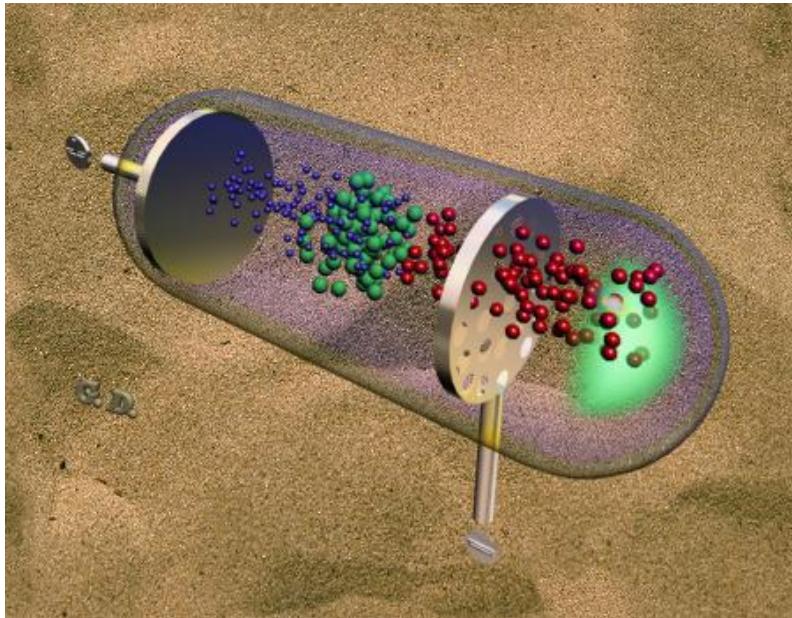
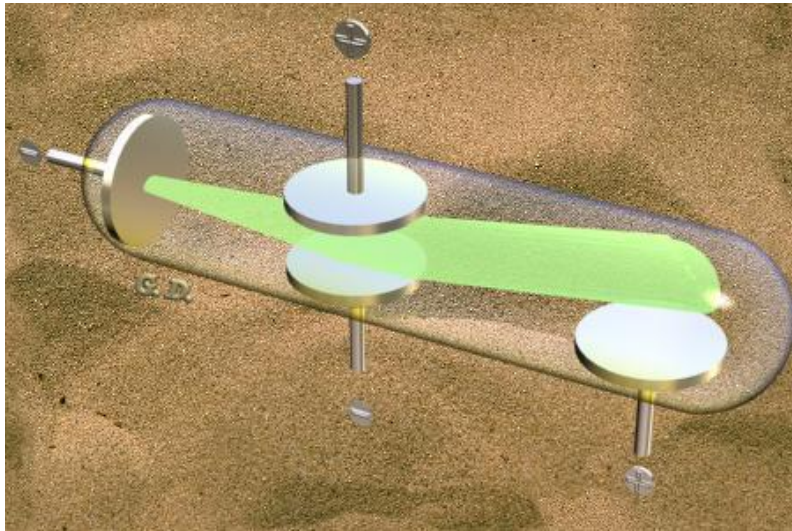


Fig 01

I modelli interpretativi dell'atomo nel tempo hanno subito una notevole evoluzione . Il modello più semplice è quello rappresentato nella fig. 01” **il modello atomico di Thomson**”.

Thomson, effettuando esperimenti al fine di creare campi magnetici in un tubo a vuoto





scoprì l'esistenza di particelle cariche negativamente “**gli elettroni**” , data la neutralità complessiva dell'atomo egli capì che erano presenti anche positive ” **i protoni**”, ma ritenne erroneamente che gli atomi erano costituiti da sfere piene chiamati “**nuclei**” in cui erano incastonati gli elettroni . Questo modello fu smentito dai risultati dell'esperimento di **Rhuterford** il quale bombardò con nuclei di elio una lamina di oro Fig. 02 ottenendo dei risultati che dimostravano la non validità del modello .

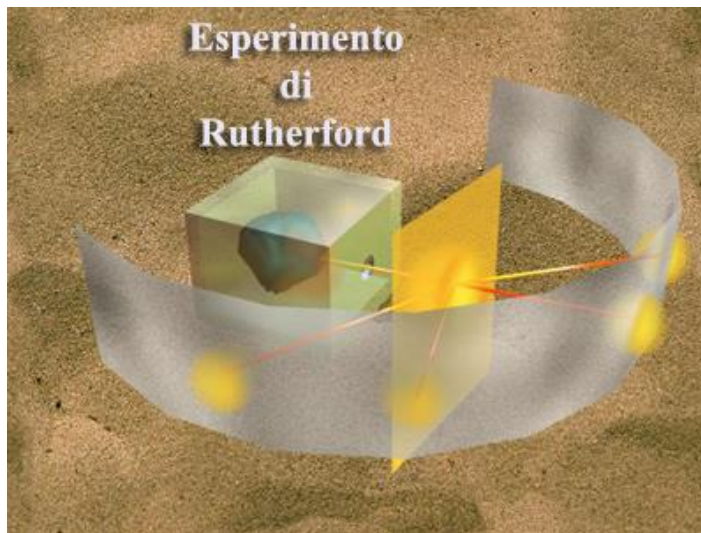


Fig 02

Questo portò ad introdurre un modello planetario dell'atomo che in accordo con i risultati dell'esperimento di Rutherford, era costituito in gran parte da spazio vuoto, con la maggior parte della massa concentrata in un nucleo e gli elettroni che orbitavano intorno ad esso fig.03.

## ATOMO

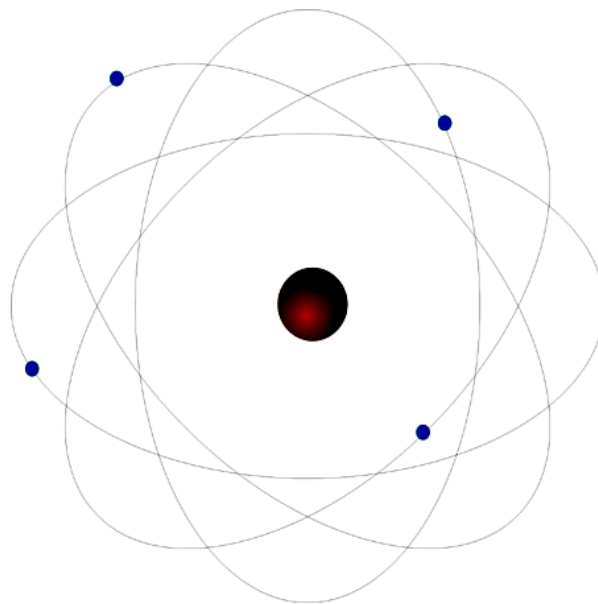
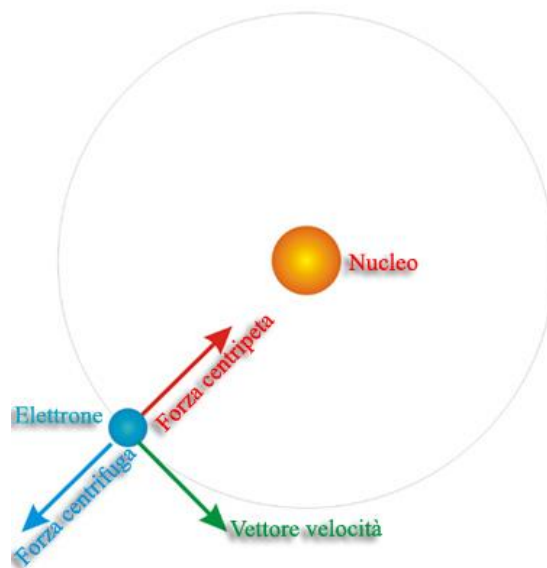


Fig.03

Il legame fra elettroni e nuclei era determinato dall'equilibrio fra forze meccaniche agenti sull'elettrone



Secondo questo modello si riteneva che un elettrone potesse possedere un'energia che potesse variare con continuità, e ciò poteva portarlo ad assumere qualsiasi valore reale .

La differenza fra un elettrone con energia inferiore rispetto ad un altro elettrone di energia superiore , era il raggio dell'orbita che diminuiva al diminuire dell'energia, mentre aumentava all'aumentare dell'energia fino a potersi allontanare dall'atomo

Questo modello non era però in grado di spiegare i risultati che si ottenevano analizzando lo spettro di emissione degli atomi cioè le frequenze delle radiazioni emesse dagli atomi.

Il fisico Niels Bohr ne dedusse che l'energia posseduta dall'atomo dovesse essere allora una grandezza quantizzata, una grandezza cioè che non poteva assumere tutti i valori possibili, ma che variasse a scatti, detti quanti di energia. Quindi anche le orbite percorse non potevano essere tutte quelle immaginabili ma il loro raggio doveva variare a scatti, di multipli di una quantità minima fig 04.

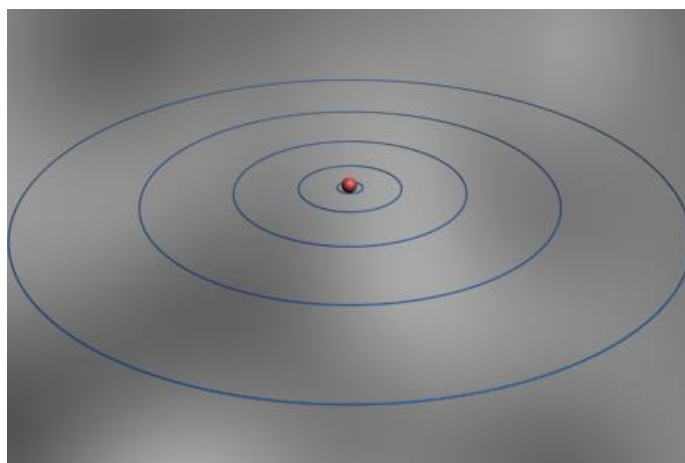
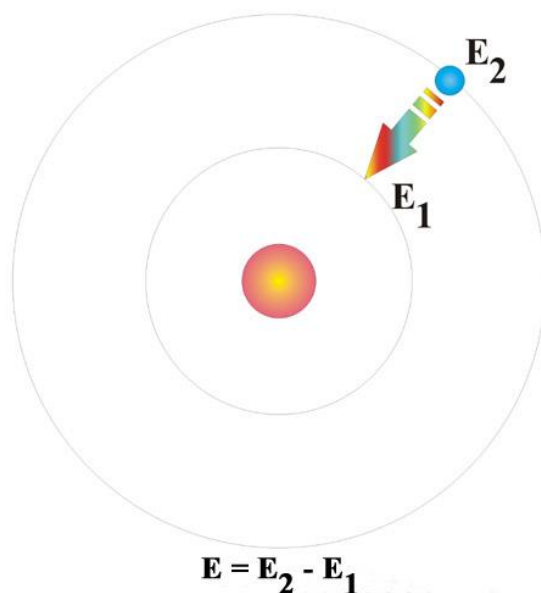


fig 04



Un elettrone poteva passare da un'orbita all'altra soltanto cedendo o acquistando una precisa quantità di energia pari alla differenza fra le energie corrispondenti alle due orbite.



Il modello di Bohr resse a lungo sia pur con correzioni di dettaglio come quella di De Broglie, che consentivano una maggiore aderenza ai risultati sperimentali.

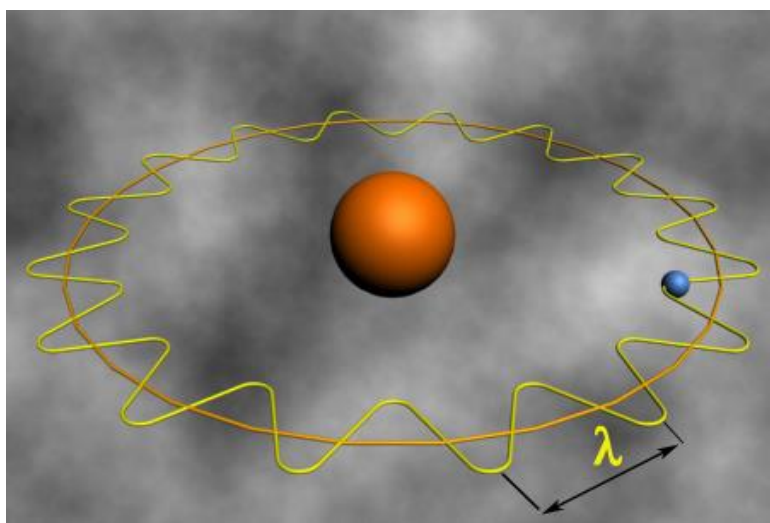


fig 05

La vera rivoluzione fu data dal principio di indeterminazione di **Heisenberg** che dimostrò che non è possibile determinare contemporaneamente posizione e velocità di un elettrone nello spazio, quindi parlare di orbite percorse dall'elettrone è un non senso, infatti il concetto di orbita presuppone la capacità di determinare con precisione il moto di un corpo. Allora si introdusse un nuovo modello di interpretazione degli atomi fig. 05, in cui si rinunciava a determinare con precisione assoluta il moto degli elettroni e ci si accontentava di darne una descrizione probabilistica: invece di determinarne la traiettoria ci si accontentava di determinare zone dello spazio intorno al nucleo in cui l'elettrone potrebbe trovarsi con sufficiente probabilità, " **gli orbitali** ".