

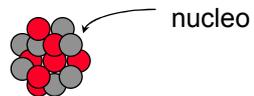
M. Marengo

RICHIAMI DI FISICA ATOMICA

*Servizio di Fisica Sanitaria
Ospedale Policlinico S.Orsola - Malpighi, Bologna*

mario.marengo@unibo.it

Il nucleo e le particelle atomiche



- protone
- neutrone
- elettrone

Massa ed energia

La massa di un protone risulta uguale a $1.67 \cdot 10^{-24}$ **grammi** ; si preferisce usare una scala speciale per le masse dei nucleoni e degli atomi, basata per definizione sulla massa dell'atomo di carbonio. Si definisce unità di massa atomica

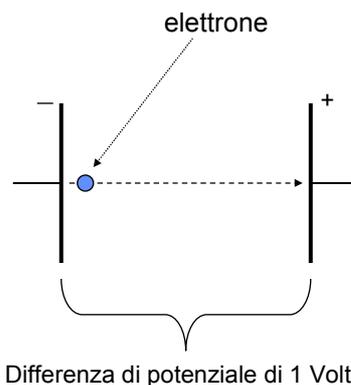
$$1 \text{ uma} = 1/12 (\text{massa dell'atomo di } ^{12}\text{C}) = 1.66 \cdot 10^{-24} \text{ grammi}$$

si attribuisce cioè per definizione una massa pari a **12 all'atomo del ^{12}C** . In tal modo si ha che la massa di un protone risulta pari a **1.00728 uma** e la massa del neutrone è di **1.00866 uma**.

La massa "a riposo" di una nucleone può essere misurata, grazie alla equivalenza fra energia e massa, in unità di misura dell'energia ; poiché 1 uma corrisponde a **931.5 MeV**, per un protone essa risulta di **938.256 MeV**, mentre per un neutrone è di **939.550 MeV**.

Il protone ha una carica positiva unitaria, che corrisponde a **$1.602 \cdot 10^{-19}$ C**.

L'elettronVolt



L'energia cinetica acquisita da un elettrone che si muove tra due punti fra i quali si ha una differenza di potenziale di 1 V, è pari a 1 elettronVolt. 1 eV risulta uguale a $1.6 \cdot 10^{-19}$ Joule.

Multipli molto usati dell' eV, sono

$$1 \text{ keV} = 1000 \text{ eV}$$

$$1 \text{ MeV} = 1 \cdot 10^6 \text{ eV}$$

Numero di Avogadro

- il Numero di Avogadro esprime il numero di atomi o molecole che ci sono in 1 mole di sostanza
- si indica di solito come N_0 (a volte come N_A) e vale 6.02×10^{23}
- una mole è la quantità di materia data dal peso molecolare espresso in grammi
- quindi una quantità pari al peso atomico espresso in grammi di diversi elementi contiene lo stesso numero di atomi
- p.es. se consideriamo il Carbonio-12, una mole è data da 12 grammi di ^{12}C
- se consideriamo l'Idrogeno, che ha peso atomico 1, un grammo di Idrogeno contiene lo stesso numero di atomi di 12 grammi di Carbonio

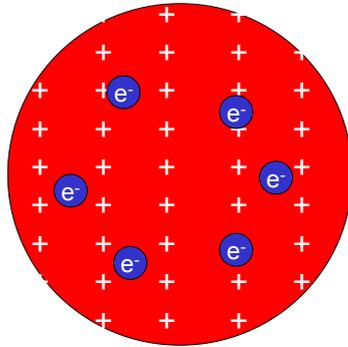
Stime delle dimensioni del nucleo

Considerando un materiale allo stato liquido o solido, per il quale possiamo immaginare che gli atomi siano fra di loro contigui, si può dire che l'ordine di grandezza delle dimensioni atomiche deve risultare prossimo a

$$\left(\frac{1}{N_0} \right)^{1/3}$$

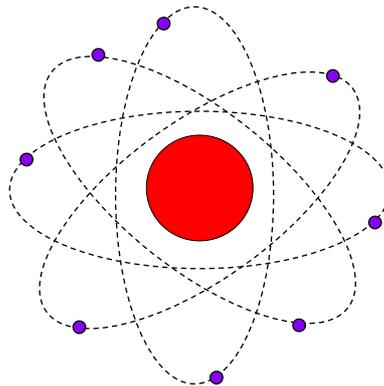
che equivale a considerare un ordine di grandezza di 1 g/cm^3 per la densità della materia ; in tale modo un centimetro cubo di materia viene a contenere N_0 atomi e da ciò viene il risultato. Poiché il numero di Avogadro vale $N_0 = 6.02 \cdot 10^{23}$, la stima fornisce un ordine di grandezza di 10^{-8} cm per le dimensioni di un atomo.

Schematizzazione del modello nucleare di Thomson



- il nucleo sarebbe costituito di una materia uniforme positiva
- in esso sono dispersi (come l'uvetta in un panettone ...) gli elettroni negativi
- questo modello ha alcuni pregi; p.es. spiega la stabilità degli atomi

Schematizzazione del modello nucleare di Rutherford



- si ha un nucleo positivo attorno al quale ruotano, come pianeti attorno al sole, gli elettroni negativi
- dal punto di vista della fisica classica, non può funzionare: gli elettroni, in moto nel campo elettrico del nucleo, dovrebbero perdere progressivamente energia e precipitare sul nucleo.

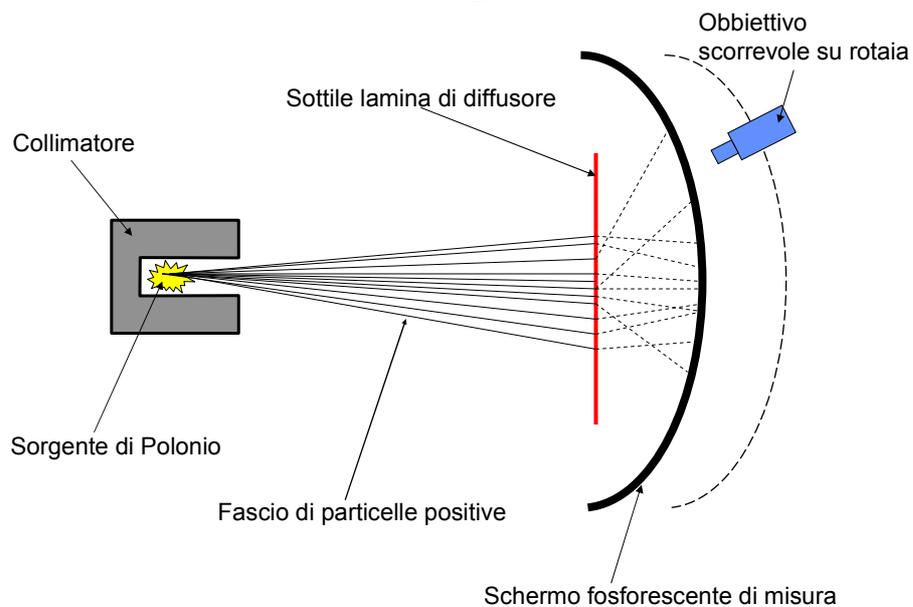
Ernest Rutherford

Nuova Zelanda 1871 – Cambridge 1937

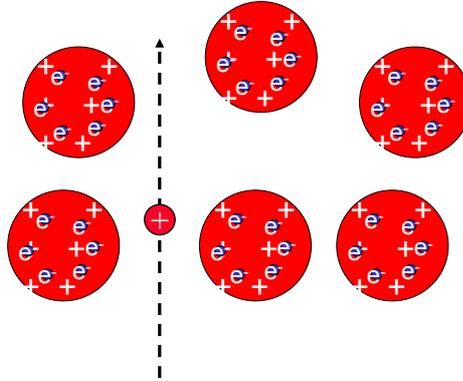


- individuò i tre principali tipi di radiazioni α , β , γ
- dimostrò che le particelle alfa sono nuclei di Elio
- formulò la teoria dell'atomo con nucleo denso e elettroni orbitanti
- premio Nobel per la Chimica nel 1908 per le sue ricerche ed il modello atomico
- nel 1919 ottenne la prima reazione nucleare, bombardando Azoto con particelle alfa

Schema dell'esperimento di Geiger e Marsden

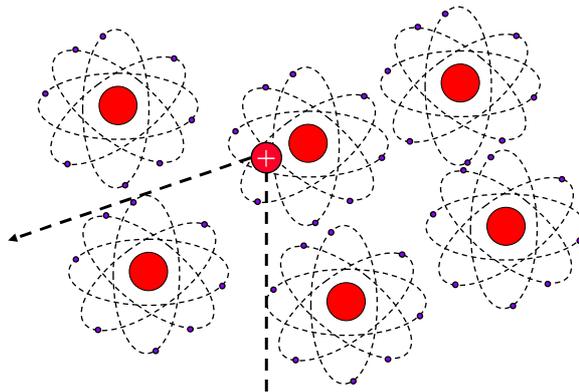


Interpretazione dell'esperimento di Geiger e Marsden - I



- i nuclei di Thomson sono elettricamente neutri
- solo a brevissima distanza una particella incidente può "sentire" effetti dovuti al campo elettrico non perfettamente equilibrato
- si dovrebbero avere pochissime deflessioni a grande angolo delle particelle incidenti

Interpretazione dell'esperimento di Geiger e Marsden - II



- i nuclei di non sono neutri, ma positivi; l'atomo risulta neutro solo a distanza e mediamente, grazie al moto degli elettroni orbitali
- una particella incidente positiva di massa abbastanza grande penetra nella "nube" di elettroni senza esserne disturbata
- a brevissima distanza una particella incidente positiva è esposta alla azione del campo elettrico del nucleo e viene deflessa
- il modello giustifica e permette di prevedere la frequenza di deflessioni a grande angolo delle particelle incidenti

Il modello nucleare di Bohr

- poiché i dati a sostegno del modello di Rutherford erano inconfutabili, anche se esso non era spiegabile con la fisica classica, si cercò di capire perché ciò può accadere e quali eccezioni esistevano ai principi classici
- Niels Bohr giunse a formulare un modello nel quale si ammetteva che esistessero particolari orbite per le quali si aveva stabilità a dispetto dei principi classici
- furono sviluppate una serie di regole numeriche che permettevano di stabilire in quali condizioni ciò avveniva; queste sono dette "regole quantiche", poiché prevedono che l'energia possa variare (su scala atomica) non in modo continuo, ma solo per quantità discrete
- questi ed altri sviluppi della fisica, hanno portato a costruire la meccanica quantistica

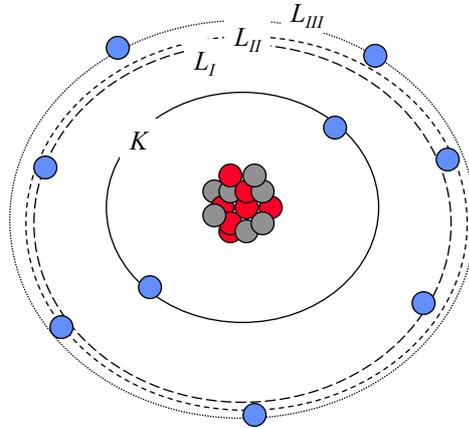
Niels Bohr

(1885 – 1962)



- studiò con Thomson e Rutherford
- dal 1913 al 1915 sviluppò la teoria del modello atomico quantistico
- premio Nobel per la Fisica nel 1922 per il suo modello atomico
- dal 1920 direttore dell'Istituto di Fisica di Copenaghen, che divenne un centro internazionale presso cui studiarono alcuni dei più importanti fisici del '900
- in seguito all'occupazione della Danimarca nel 1940 fuggì in Svezia e poi negli USA, contribuendo al progetto Manhattan
- dopo la guerra tornò in Danimarca e riprese la direzione del suo istituto

Schema del modello atomico di Bohr

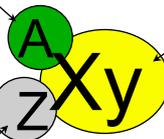


- il nucleo è denso e vi sono concentrate le cariche positive
- gli elettroni orbitano attorno al nucleo, a distanza relativamente grande
- gli elettroni possono trovarsi solo su determinate orbite
- gli orbitali permessi devono soddisfare determinate regole quantistiche
- fra un orbitale e l'altro si ha una differenza di energia
- gli elettroni degli orbitali più interni sono più legati al nucleo rispetto a quelli esterni

Simbologia dei nuclidi

Numero di massa
(numero totale dei nucleoni)

Simbolo chimico



Numero atomico
(numero dei protoni)

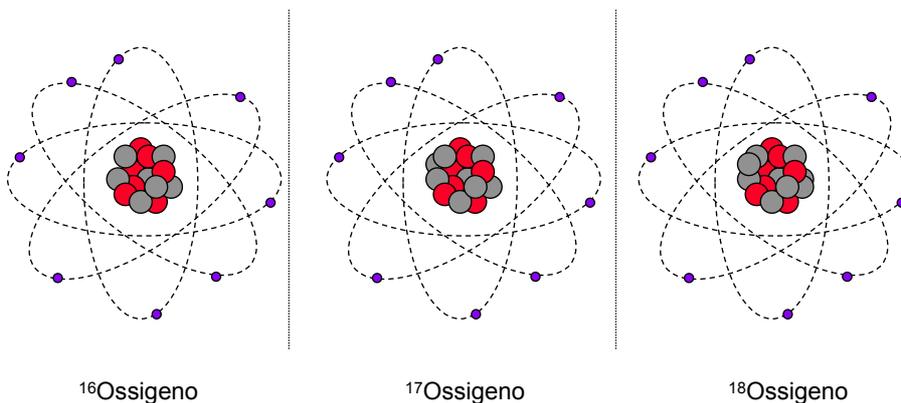
Nuclei isotopi

- hanno lo stesso numero atomico Z , diverso numero di massa A
- sono quindi diverse possibili “varianti” dello stesso elemento chimico
- hanno pertanto le stesse proprietà chimiche, ma diverse proprietà fisiche
- per esempio, alcuni isotopi di un elemento possono essere radioattivi
- a parità di Z alcune combinazioni del rapporto Z/A sono stabili ed altre no
- in natura diversi elementi si presentano come una miscela di vari isotopi stabili

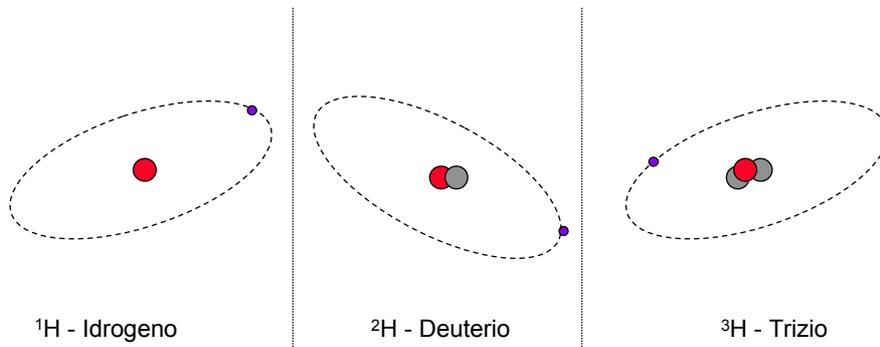
Esempio

- l'elemento chimico $Z = 8$, Ossigeno, è presente in natura con 3 isotopi stabili
 - ^{16}O (circa 99.76 %)
 - ^{17}O (meno di 0.04 %)
 - ^{18}O (circa 0.2 %)
- artificialmente si possono produrre alcuni isotopi radioattivi
 - ^{15}O (tempo di dimezzamento circa 2 minuti)

Isotopi naturali dell'Ossigeno

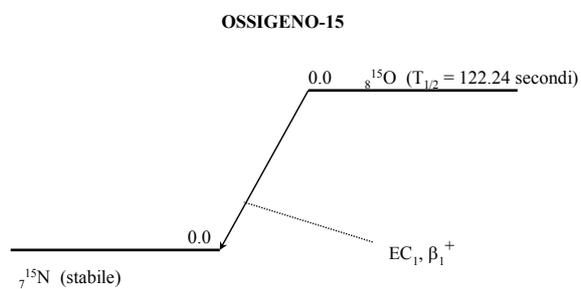


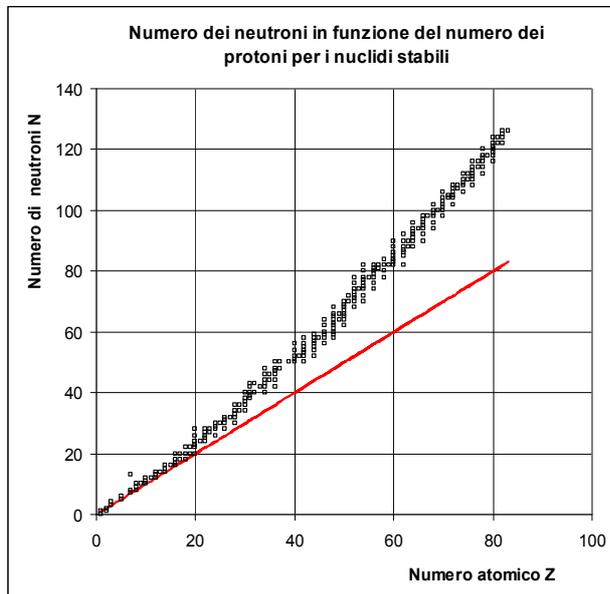
Isotopi dell'Idrogeno



Nuclei isobari

- hanno lo stesso numero di massa A, ma diverso numero atomico Z
- appartengono quindi a diversi elementi chimici
- hanno diverse proprietà sia chimiche che fisiche
- a parità di A vi sono valori del rapporto Z/A stabili ed altre no, ovvero ci può essere un nuclide con Z diverso più stabile di quello considerato





- gli elementi leggeri hanno numeri di neutroni e protoni uguali (o molto vicini)
- all'aumentare di A si ha un eccesso di neutroni
- ciò si interpreta con la necessità di avere più neutroni al fine di permettere la stabilità del nucleo, controllando la repulsione fra i protoni

Difetto di massa

La differenza

$$\Delta(A, Z) = [Z \cdot m_p + (A - Z) \cdot m_n] - m_{A,Z}$$

si chiama difetto di massa e può essere interpretata come l'energia di legame del nucleo, cioè l'energia che deve essere fornita al nucleo per liberare i nucleoni componenti (ovvero ancora, il "guadagno" di energia che rende allettante per i nucleoni lo stare insieme).

Se si divide il difetto di massa per il numero di nucleoni A si ottiene l'energia di legame media per nucleone, che ricordando che 1 u.a.m. corrisponde a 931.5 MeV, può essere espressa in MeV. Risulta che, in media fra tutti i nuclei stabili

$$\frac{\Delta(A, Z)}{A} \approx 8 \text{ MeV}$$

$$\Delta(A, Z) = [Z \cdot m_p + (A - Z) \cdot m_n] - m_{A, Z}$$

Esempio: (ricordare 1 uma = 931.48 MeV)

^{16}O

massa nucleare tabulata = 15.995 uma

$Z = 8$

$A = 16$

$N = A - Z = 8$

$m_p = 938.256 \text{ MeV}$

$m_n = 939.550 \text{ MeV}$

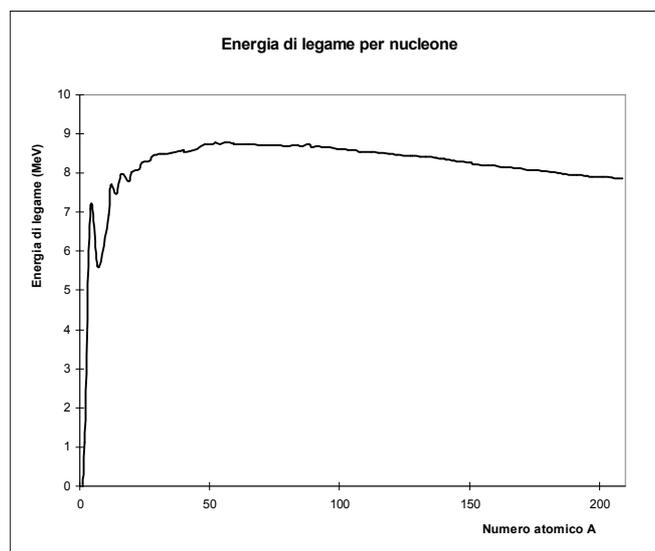
$m_{a,z} = 15.995 \times 931.48 = 14899.02 \text{ MeV}$

$Z \times m_p = 7506.05 \text{ MeV}$

$(A - Z) \times m_n = 7516.40 \text{ MeV}$

$\Delta(A, Z) = [7506.05 + 7516.40] - 14899.02 = 127.59 \text{ MeV}$

energia media di legame = $\Delta(A, Z) / A = 127.59 / 16 = 7.97 \text{ MeV}$



- l'energia media di legame per nucleone risulta di circa 8 MeV
- per estrarre un nucleone occorre quindi disporre di questa elevata energia

Dimensioni del nucleo

Le dimensioni del nucleo atomico possono essere stimate sulla base di esperimenti di deflessione di particelle, come quelli di Rutherford e risultano dell'ordine di 10^{-13} cm

Rapporto raggio atomo / raggio nucleo = 10^5

Esempio sugli ordini di grandezza:

se il nucleo di un atomo fosse una palla di 1 metro di raggio posta al centro di Piazza Maggiore a Bologna, gli elettroni si troverebbero ad orbitare per Firenze !!!

10^2 cm		studente
10^1 cm		coniglietto
10^0 cm		coccinella
10^{-1} cm		pulce
10^{-2} cm		ameba
10^{-3} cm		globulo rosso
10^{-4} cm		batteri
10^{-5} cm		virus
10^{-6} cm		molecola gigante
10^{-7} cm		molecola grande
10^{-8} cm		atomo

FINE PRESENTAZIONE