

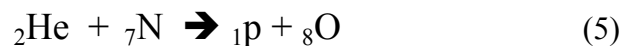
## Le leggi di conservazione nei decadimenti radioattivi: gli isotopi e il “numero di massa”

A questo punto è necessario aprire una parentesi sulla struttura interna dei nuclei. Oggi noi sappiamo che i nuclei sono formati da due tipi di particelle, i *protoni*, che hanno carica elettrica positiva, e i *neutroni*, che hanno carica elettrica nulla: protoni e neutroni vengono chiamati *nucleoni*. Essi sono tenuti insieme, nello strettissimo spazio del nucleo, dalle intensissime forze di attrazione nucleare.

In realtà, questo modo di descrivere la struttura del nucleo non è del tutto corretto, perché, a livello delle dimensioni nucleari, non è più lecito pensare ai nucleoni come se fossero particelle ben distinte spazialmente le une dalle altre<sup>7</sup>. Nel seguito, continueremo comunque, per semplicità, a far riferimento a protoni e neutroni come se fossero particelle ben distinte, che conservano una propria identità anche dentro il nucleo.

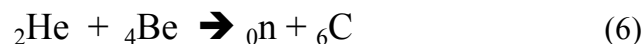
Come facciamo a sapere che i nuclei hanno questa struttura interna? La scoperta è avvenuta gradualmente. Il primo indizio è stata la regolarità delle masse atomiche. Fin dall'Ottocento, i chimici avevano notato che le masse degli atomi erano quasi tutte pari a multipli interi della massa dell'atomo più leggero, l'idrogeno. Basta guardare una tavola periodica degli elementi che riporta i valori delle masse degli elementi (o peso atomico) per convincersene. Ad esempio il berillio ha massa 9,012 u.m.a., l'ossigeno 15,994 u.m.a.: ciò indicava che gli atomi potessero essere formati da mattoncini elementari tutti uguali e che un atomo si distingueva dagli altri solo in base al numero di mattoncini.

C'erano però delle eccezioni ben note, ad esempio il cloro ha massa 35,45 u.m.a., il magnesio ha massa 24,3 u.m.a., quindi non si può immaginare questi nuclei come formati da un numero intero di mattoncini tutti uguali. La spiegazione venne solo all'inizio del novecento, quando, proprio grazie all'alta energia dei raggi  $\alpha$ , fu possibile bombardare i nuclei e far espellere i singoli componenti. Il primo fu il protone, che venne “estratto” per la prima volta dal nucleo di azoto in un esperimento compiuto da Rutherford nel 1925:



Il protone non è altro che il nucleo dell'atomo di idrogeno, cioè il nucleo più piccolo che si può avere. Come si vede, nella reazione nucleare la carica elettrica è sempre conservata, come abbiamo già detto prima, perché la conservazione della carica elettrica è una delle leggi di conservazione che vale sia nelle reazioni chimiche che nelle reazioni nucleari, mentre non sono conservate le specie atomiche (scompaiono elio e azoto, compaiono idrogeno e ossigeno).

Più difficile fu “estrarre” il neutrone, non tanto perché la reazione fosse più difficile, ma perché era molto più difficile rivelare il neutrone, cioè dimostrare che si era effettivamente formato come prodotto della reazione, dato che il neutrone ha carica elettrica nulla e sfugge i metodi abituali di rivelazione, che funzionano bene con particelle cariche. Ci riuscì per primo, nel 1932, un assistente di Rutherford, Chadwick, usando questa reazione:

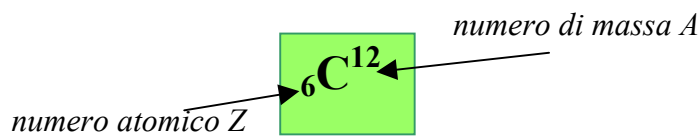


---

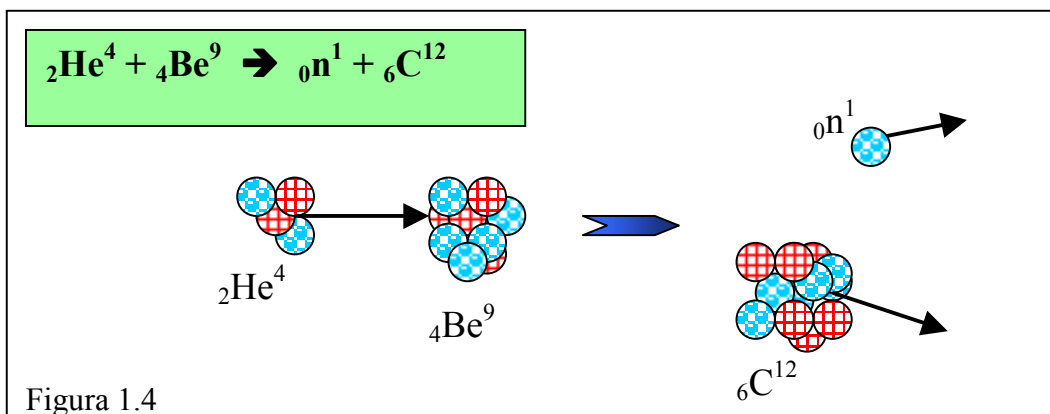
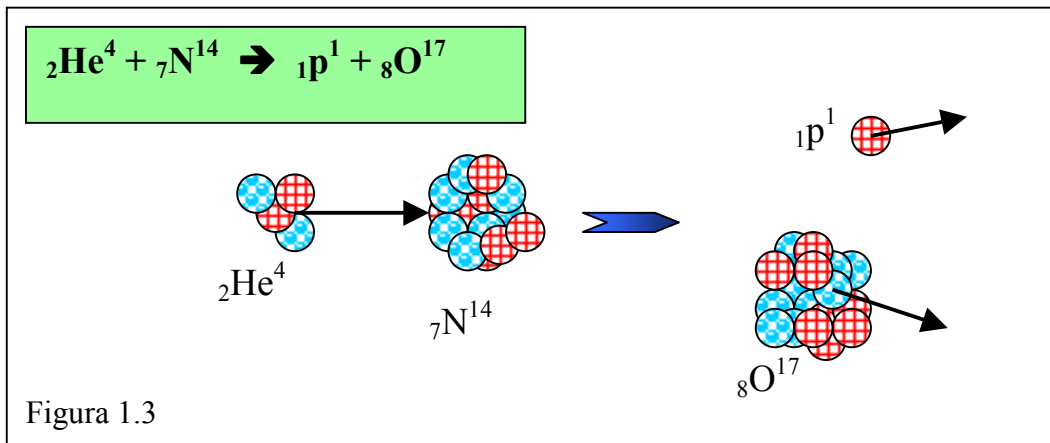
<sup>7</sup> Nel caso degli atomi, è invece ancora lecito pensare agli elettroni come particelle ben separate dal nucleo e quindi è lecito trattarli come entità distinte, anche perché la forza di attrazione coulombiana che agisce fra elettroni e nucleo è una forza a “lungo range”, come la forza di attrazione gravitazionale, cioè agisce fino a distanza infinita pur attenuandosi con la distanza. I primi modelli sulla struttura atomica si ispiravano proprio all'analogia con il sistema dei pianeti, data la somiglianza *funzionale* fra la legge di Coulomb ( $F=KqQ/r^2$ ) e la legge dell'attrazione gravitazionale ( $F=GmM/r^2$ ): entrambe le forze sono infatti inversamente proporzionali al quadrato della distanza  $r$  fra i due corpi. Anche se, con la meccanica quantistica, questi primi modelli ispirati all'analogia fra atomi e sistemi planetari si rivelarono non corretti, essi furono un forte aiuto a sviluppare inizialmente i modelli atomici e, anche oggi, si ricorre sovente a rappresentazioni degli “orbitali atomici” che si ispirano sostanzialmente ancora a immagini di questo tipo. Nel caso del nucleo, non c'è invece nulla della nostra esperienza di fisica classica che ci possa aiutare: semplicemente il nucleo non è niente che somigli a qualche cosa che possiamo immaginare!

Noti i due componenti dei nuclei, diventava quindi chiara la struttura del nucleo e anche il perché della formazione di *isotopi*: gli isotopi sono nuclei che hanno lo stesso numero di protoni ma diverso numero di neutroni. Avendo lo stesso numero di protoni, hanno lo stesso  $Z$  e quindi appartengono alla stessa specie atomica, ma avendo un numero di neutroni diverso, si differenziano uno dall'altro anzitutto per la massa (l'isotopo con maggior numero di neutroni, avrà massa maggiore) e poi anche per tutte quelle proprietà che riguardano le reazioni nucleari, come appunto i decadimenti.

Ciò che è importante capire è il fatto che, nelle reazioni nucleari, *il numero totale di nucleoni deve conservarsi*: i nucleoni, cioè, possono riaggregarsi in modo diverso, formando nuclei diversi, basta che il loro numero totale si conservi. Attenzione: non occorre che si conservi separatamente il numero di protoni e quello di neutroni, basta che si conservi la loro somma, che è appunto chiamato il “numero di massa”,  $A$ . Il numero di massa viene indicato in alto, a sinistra o a destra del simbolo del nucleo, in modo da poter identificare facilmente l'isotopo, mentre il numero  $Z$  si indica abitualmente in basso:



Riscriviamo perciò le due ultime reazioni, esplicitando il numero di massa (la rappresentazione pittorica serve unicamente ad aiutare a immaginare i nucleoni all'interno dei nuclei, ma non va interpretata in senso letterale!):



Possiamo esplicitare i numeri di massa anche per i decadimenti esaminati prima, ricordando che

- i  $\beta^-$  e i  $\beta^+$  non portano numero di massa, perciò, in questi decadimenti, il numero  $A$  non cambia, ma cambia solo il numero  $Z$  (il cambiamento è di una unità in più o in meno a seconda che si tratti di un decadimento  $\beta^-$  o  $\beta^+$ ),
  - nei decadimenti  $\alpha$  il numero  $Z$  diminuisce di due unità, il numero  $A$  di quattro unità.
- La figura che segue mostra, come esempio, la catena di decadimenti della “famiglia dell’uranio 238”.

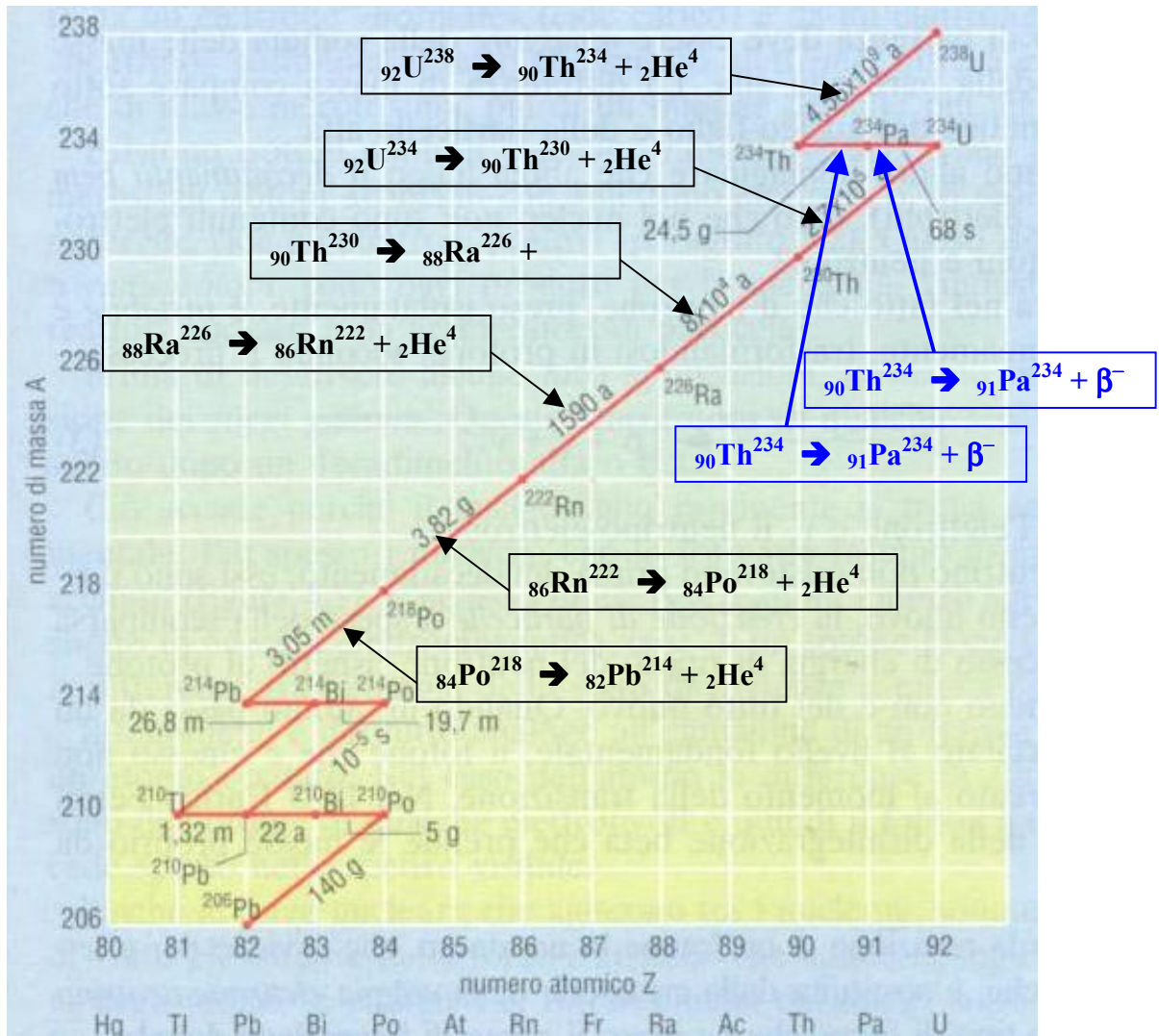


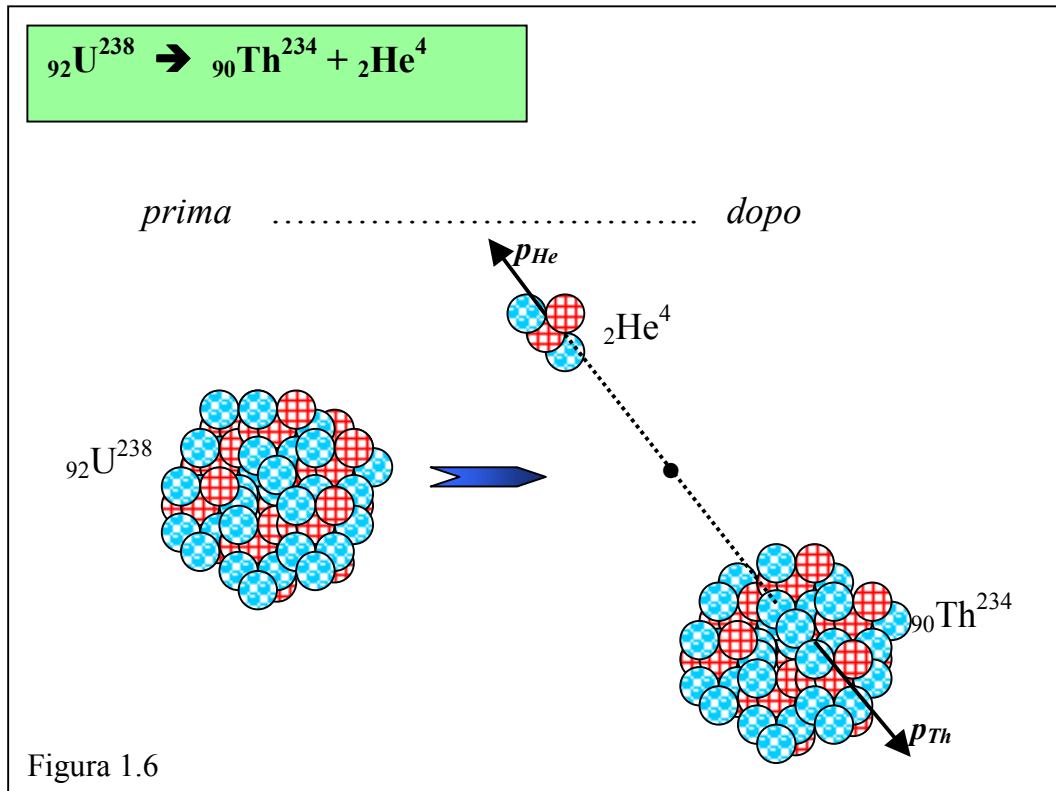
Figura 1.5

Riassumendo:

- ogni nucleo è caratterizzato da un proprio numero di carica  $Z$  e da un numero di massa  $A$ ,
- si chiamano isotopi quei nuclei che hanno lo stesso  $Z$  ma diverso  $A$ : gli isotopi hanno quindi lo stesso numero di protoni e quindi appartengono alla stessa specie nucleare e hanno lo stesso simbolo, ma hanno diverso numero di neutroni,
- il numero di carica  $Z$  corrisponde al numero di protoni presenti nel nucleo, il numero di massa  $A$  al numero totale di nucleoni, cioè di protoni e di neutroni,
- nelle reazioni nucleari, i nuclei possono trasformarsi gli uni negli altri ma si conservano il numero totale di cariche elettriche e il numero totale di nucleoni,
- nel conteggio delle cariche elettriche che intervengono nella reazione, vanno inclusi anche gli eventuali  $\beta^+$  o  $\beta^-$ , che portano carica elettrica, ma hanno numero di massa nullo, non essendo dei nucleoni.

## Massa ed energia nelle reazioni nucleari

Se volessimo dare una rappresentazione pittorica della reazione di decadimento  $\alpha$  dell'uranio 238, simile a quella data sopra per le due reazioni nucleari, potremmo immaginarla come nella figura seguente:



Dall'uranio 238, che è fermo, si stacca un gruppetto di quattro nucleoni, cioè la particella  $\alpha$ , mentre il resto del nucleo, che, avendo perso due protoni e due neutroni, è diventato torio 234, rincula in senso opposto. Scriviamo la *legge di conservazione della quantità di moto p*:

$$p_U = p_{Th} + p_\alpha \quad (7)$$

Poiché l'uranio era inizialmente fermo,  $p_U=0$ , quindi  $p_{Th} = -p_\alpha$ , cioè il torio e l'alfa rinculano uno contro l'altro, in direzione opposta, con quantità di moto uguale e contraria: tutto avviene come in una bomba che scoppia da ferma, i cui i frammenti schizzano in direzioni varie, ma, se si misurassero accuratamente tutte le quantità di moto, si troverebbe che la loro *somma vettoriale*<sup>8</sup> è nulla. Il fatto che le quantità di moto del torio e dell'alfa siano eguali, non significa che le velocità siano eguali: la velocità  $v$  è infatti pari a  $p/m$  e l'alfa, avendo una massa circa 50 volte minore di quella del torio, ha velocità molto maggiore.

Il fatto che l'alfa e il torio siano prodotti nella reazione con una quantità di moto non nulla, implica anche che essi hanno un'energia cinetica non nulla: da dove proviene, visto che l'uranio era fermo e quindi la sua energia cinetica era nulla? Per scrivere la legge di conservazione dell'energia, occorre tener conto dell'*energia di massa*, cioè di quella energia che, secondo la teoria della relatività, è immagazzinata in ogni oggetto massivo, per il fatto stesso che possiede una massa, anche se è fermo come l'uranio. Se l'oggetto è in moto, come il torio e l'alfa, l'energia si può

<sup>8</sup> La *somma vettoriale* è una somma in cui si tiene conto delle direzioni e quindi si esegue con la "regola del parallelogramma".













