CAPITOLO 7 Le particelle dell'atomo

Nell'Ottocento gli studi di elettrochimica mostrarono che esiste un collegamento tra forze chimiche e forze elettriche: ogni atomo possiede particelle cariche. Oggi si sa che le particelle che formano un atomo sono tre: protone, elettrone e neutrone.

Neutrone: particella priva di carica 1839 volte più pesante dell'elettrone, di massa poco superiore a quella del protone ($1{,}675 \cdot 10^{-27}$ kg).

Protone: particella di carica positiva di massa pari a $1{,}673 \cdot 10^{-27}$ kg (1836 volte più pesante dell'elettrone).

Elettrone: particella negativa di massa $9{,}109 \cdot 10^{-31}$ kg. Secondo il *modello di Rutherford*, gli elettroni, che in un atomo neutro sono in numero tale da bilanciare la carica positiva del nucleo, occupano lo spazio vuoto intorno al nucleo, ruotandovi intorno, come i pianeti attorno al Sole. Il modello planetario fu poi abbandonato, ma la struttura nucleare dell'atomo è ancora valida. In una trasformazione chimica, gli elettroni sono coinvolti nella ricombinazione degli atomi.

Si trovano nel nucleo e per questo sono detti **nucleoni**. Secondo il *modello di Rutherford* il nucleo è al centro dell'atomo e in esso sono concentrate tutta la carica positiva e la massa dell'atomo. Il diametro del nucleo è dell'ordine di 10^{-15} m, mentre il diametro dell'atomo è circa 10^{-10} m.

Durante una trasformazione chimica il nucleo non subisce variazioni: gli atomi si ricombinano per dare specie chimiche nuove ma il loro nucleo rimane inalterato. Il numero di protoni, che prende il nome di **numero atomico** ed è indicato con Z, costituisce la carta di identità dell'atomo: gli atomi dello stesso elemento chimico hanno tutti lo stesso numero atomico, che viene scritto in basso a sinistra rispetto al simbolo dell'elemento.

La forza elettrica di tipo repulsivo fra i protoni è controbilanciata da una forza attrattiva molto forte, dovuta alla presenza dei neutroni, detta **forza nucleare forte**. La stabilità dei nuclei atomici dipende dal numero di protoni:

- se $1 < Z < 20$, il nucleo è stabile se $A \approx 2Z$
- se $20 < Z < 84$ il nucleo è stabile se $A > 2Z$
- se $Z > 84$ il nucleo non è stabile e quindi è radioattivo.

Il numero di nucleoni (somma del numero di protoni e del numero di neutroni) è detto **numero di massa** ed è indicato con la lettera A. Viene scritto in alto a sinistra rispetto al simbolo dell'elemento.

Per gli atomi di un dato elemento, Z rimane costante, ma A può variare. Quando succede, si hanno **isotopi**: atomi aventi stesso Z e diverso A. Poiché Z rimane uguale, gli isotopi hanno le stesse proprietà chimiche ma masse diverse. Per un elemento che presenta isotopi, la massa atomica relativa è una *media ponderata*, che tiene conto della massa di ciascun isotopo e della sua abbondanza.

Se un nucleo non è stabile si trasforma nel nucleo di un elemento diverso e tale processo (**decadimento radioattivo**), in cui il numero dei nucleoni e della carica elettrica totale si conservano, è accompagnato dall'emissione di radiazione (**radioattività**): α, β, γ o β^+.

L'energia in gioco nelle trasformazioni nucleari è uguale alla differenza tra l'energia dei nuclei prodotti e quella dei nuclei reagenti. L'applicazione di maggior interesse è la **fissione nucleare**.

Il tempo necessario per ridurre di metà la quantità di un isotopo radioattivo si chiama **tempo di dimezzamento**.

La radiazione emessa dipende dal numero di disintegrazioni che avvengono in 1 s nel nucleo e si misura in becquerel.
1 Bq ↔ 1 disintegrazione/s

Decadimento β
Si ha quando il nucleo è troppo ricco in neutroni rispetto ai protoni. Z aumenta di 1 unità, A resta inalterato.

Decadimento α
Si ha quando $Z > 83$ e $A > 220$, Z diminuisce di 2 unità e A di 4.

Emissione β^+ e cattura elettronica
Si ha quando il nucleo è troppo ricco in protoni rispetto ai neutroni: Z diminuisce di 1 unità e A rimane inalterato.

Emissione γ
Avviene dopo un'emissione α o β: sia Z sia A rimangono inalterati.