

Chimica per il liceo/La tavola periodica e i primi modelli atomici/P

Wikibooks, manuali e libri di testo liberi.

< Chimica per il liceo | La tavola periodica e i primi modelli atomici

La Tavola periodica e i primi modelli atomici

La Tavola periodica di Mendeleev



Figura 1. Francobollo celebrativo sovietico del 1969 che raffigura Mendeleev, 100 anni dopo la pubblicazione della Tavola periodica.

Nel corso del XIX secolo numerosi chimici si sono interessati alla ricerca di un sistema ordinato e razionale per classificare gli elementi chimici. Grazie a tutte le conoscenze acquisite sulle proprietà e le caratteristiche chimiche e fisiche degli elementi e al fondamentale contributo del chimico italiano Stanislao **Cannizzaro** nella determinazione delle masse atomiche (all'epoca chiamate pesi atomici), nel 1869 il chimico russo Dmitrij Ivanovič **Mendeleev** (nato nel cuore della Siberia nel 1834 e morto a San Pietroburgo nel 1907; figura 1) propose un sistema periodico che non solo classificava razionalmente gli elementi fino ad allora conosciuti, mettendo in evidenza il ripetersi a intervalli regolari di determinate proprietà chimiche, ma al contempo permetteva di prevedere le caratteristiche di elementi non ancora scoperti.

Quando Mendeleev propose la sua Tavola periodica erano note le masse atomiche, le caratteristiche e la reattività di 63 elementi (attualmente ne conosciamo 118): egli ordinò orizzontalmente gli elementi conosciuti in base alla loro massa atomica crescente, andando a capo quando giungeva a elementi con caratteristiche simili. Nel sistema periodico elaborato da Mendeleev, ad esempio, la prima "riga" (più correttamente si parla di *periodo*) comprende un solo elemento: l'idrogeno (H); la seconda "riga" inizia con il litio (Li) e si chiude con il fluoro (F), in quanto il sodio (Na), che ha caratteristiche simili al litio, apre la "riga" successiva. È bene ricordare che i gas nobili, che nelle moderne Tavole periodiche chiudono ogni periodo, verranno scoperti solo alla fine del XIX secolo.

In questo sistema gli elementi chimici non erano solo ordinati in base alla propria massa atomica, ma anche incolonnati in *gruppi* con caratteristiche chimiche simili, come mostrato in figura 2.

Come si è detto precedentemente, il sistema periodico elaborato da Mendeleev permise anche di ipotizzare l'esistenza di elementi non ancora scoperti e di prevederne le principali caratteristiche e proprietà. Ad esempio, Mendeleev osservò che, sebbene in base alla sua massa atomica il titanio (Ti) avrebbe dovuto seguire il calcio (Ca), le sue caratteristiche differivano significativamente da quelle del boro (B) e dell'alluminio (Al), pertanto lasciò una casella vuota ipotizzando l'esistenza di un elemento ancora sconosciuto, che denominò eka-alluminio. In modo analogo, Mendeleev predisse l'esistenza anche di altri due elementi sconosciuti che denominò provvisoriamente eka-boro e eka-silicio. Non passarono molti anni, prima che l'effettiva esistenza di tali elementi venisse confermata: oggi questi elementi sono rispettivamente noti come gallio (Ga, scoperto nel 1875), scandio (Sc, scoperto nel 1879) e germanio (Ge, scoperto nel 1886).

È giusto ricordare che nello stesso periodo anche il chimico tedesco Julius Lothar **Meyer** giunse a conclusioni molto simili a quelle di Mendeleev, ma pubblicò la sua versione della Tavola periodica (praticamente identica a quella elaborata dal chimico russo) solo alcuni mesi dopo. Sebbene oggi la Tavola periodica sia esclusivamente associata al nome di Mendeleev, il lavoro di Meyer fornì un avallo significativo e ne facilitò l'accettazione da parte della comunità scientifica internazionale. In riconoscimento di ciò, nel 1882, la prestigiosa associazione scientifica britannica Royal Society attribuì la medaglia Davy, un importante premio rilasciato annualmente agli scienziati che si sono distinti nel settore della chimica, sia a Mendeleev che a Meyer.

La Tavola periodica elaborata da Mendeleev non riusciva tuttavia a spiegare alcune irregolarità nelle masse atomiche che lo costrinsero, in alcuni casi, a scambiare la posizione di elementi adiacenti per posizionarli correttamente nella colonna di altri elementi con analoghe proprietà chimiche, come ad esempio nel caso dello iodio (I) e del tellurio (Te) o del nichel (Ni) e del cobalto (Co). Sarà solo con la scoperta del nucleo atomico, avvenuta nella prima metà del XX secolo, che si comprese che il corretto ordinamento degli elementi chimici dovesse basarsi non tanto sulle loro masse atomiche, quanto piuttosto sui loro numeri atomici (ossia sul numero di protoni presenti nel nucleo), in particolare grazie ai contributi sperimentali del fisico inglese Henry G. J. **Moseley**.

La natura elettrica della materia

Tra il VII e il VI secolo a.C., il filosofo greco **Talete** aveva scoperto che strofinando l'ambra (figura 3) su un panno di lana, questa resina fossile acquisiva la capacità di attirare a sé oggetti leggeri, come frammenti di paglia o capelli. Un effetto analogo ma contrario si può osservare strofinando su un panno di lana una bacchetta di vetro. Quando nel XVI secolo il fisico inglese William **Gilbert** si dedicò allo studio e alla catalogazione di materiali in grado di comportarsi come l'ambra e il vetro, per indicare le proprietà manifestate da tali materiali coniò il nuovo aggettivo *elettrico*, proprio ispirandosi al termine greco per indicare l'*ambra*, ovvero *elektron* (ἤλεκτρον).

Mediante lo strofinio è possibile caricare elettricamente un corpo, sfruttando l'energia cinetica per strappare cariche ai materiali in oggetto; per convenzione, i materiali che in seguito a strofinio presentano un comportamento analogo a quello dell'ambra, come ad esempio la plastica, sono definiti **negativi**, mentre quelli che si comportano come il vetro sono definiti **positivi**. Due oggetti che presentano cariche elettriche opposte si attraggono, mentre due oggetti che hanno la stessa carica si respingono, come mostrato in figura 4.



Figura 3. Pezzi di ambra contenenti insetti fossilizzati, dal Museo-galleria dell'ambra di Vilnius (Lituania).

La scoperta dell'elettrone e il modello atomico di Thomson

Nel corso del XVIII e del XIX secolo, numerosi scienziati si dedicarono allo studio delle proprietà elettriche della materia e alle applicazioni tecnologiche dell'elettricità, come il fisico italiano Alessandro **Volta**, inventore della prima pila elettrica della storia, il fisico americano Benjamin **Franklin** che, per spiegare i fenomeni elettrici, ipotizzò l'esistenza di un *fluido elettrico* costituito da particelle dotate di cariche opposte e il chimico svedese Jöns Jacob **Berzelius** che tentò di accordare le osservazioni fisiche sull'elettricità con la teoria atomica della materia, proponendo che ogni atomo possedesse al suo interno entrambi i tipi di carica (positiva e negativa) e che l'elettrizzazione della materia avvenisse in seguito ad uno scambio di queste cariche. Bisognerà però attendere la fine del XIX secolo per identificare le prime particelle subatomiche dotate di carica elettrica: gli *elettroni*.

Nel 1897, il fisico inglese Joseph J. **Thomson** (figura 5), dimostrò l'esistenza dell'**elettrone**, compiendo esperimenti con il **tubo di Crookes** (figura 6), un'ampolla di vetro contenente un gas rarefatto (grazie al collegamento a una pompa a vuoto) in cui sono fissate due piastre metalliche (o *elettrodi*): una, detta *catodo*, è collegata al polo negativo di un generatore elettrico e l'altra, detta *anodo*, è collegata al polo positivo.

Portando la pressione del gas all'interno del tubo a valori molto bassi (circa un milione di volte minore di quella atmosferica) e applicando un'elevata differenza di potenziale elettrico, è possibile osservare l'emissione di raggi luminosi che partono dal catodo (per questo motivo sono stati chiamati *raggi catodici*) e si propagano in linea retta, attraversando l'anodo, che è forato, fino a raggiungere l'estremità opposta del tubo, dove determinano una tenue fluorescenza sul vetro. I raggi catodici inoltre possono essere deviati utilizzando due ulteriori piastre metalliche che generano un campo elettrico ad essi perpendicolare: come mostrato in figura 7, i raggi catodici vengono attirati dalla piastra positiva e respinti da quella negativa, dimostrando la loro natura elettrica negativa.

Reihenr.	Gruppe I. — R ² O	Gruppe II. — RO	Gruppe III. — R ² O ³	Gruppe IV. RH ⁴ RO ²	Gruppe V. RH ³ R ² O ³	Gruppe VI. RH ² RO ³	Gruppe VII. RH R ² O ⁴	Gruppe VIII. — RO ⁴
1	H=1							
2	Li=7	Be=9,4	B=11	C=12	N=14	O=16	F=19	
3	Na=23	Mg=24	Al=27,3	Si=28	P=31	S=32	Cl=35,5	
4	K=39	Ca=40	—=44	Ti=48	V=51	Cr=52	Mn=55	Fe=56, Co=59, Ni=59, Cu=63.
5	(Cu=63)	Zn=65	—=68	—=72	As=75	Se=78	Br=80	
6	Rb=85	Sr=87	?Yt=88	Zr=90	Nb=94	Mo=96	—=100	Ru=104, Rh=104, Pd=106, Ag=108.
7	(Ag=108)	Cd=112	In=113	Sn=118	Sb=122	Te=125	J=127	
8	Cs=133	Ba=137	?Di=138	?Ce=140				
9	(—)							
10			?Er=178	?La=180	Ta=182	W=184		Os=195, Ir=197, Pt=198, Au=199.
11	(Au=199)	Hg=200	Tl=204	Pb=207	Bi=208	U=240		
12				Th=231				

Figura 2. Tavola periodica Mendeleev (versione del 1871).

Attraverso vari esperimenti che utilizzavano sia campi elettrici, sia campi magnetici, Thomson fu in grado di dimostrare che i raggi catodici erano formati da particelle dotate di massa e inoltre di determinarne il rapporto carica/massa: i risultati ottenuti gli fecero inoltre ipotizzare che tali particelle negative dovessero avere una massa molto più piccola di quella dell'atomo più leggero, ovvero l'idrogeno, e che fossero una componente fondamentale di tutti gli atomi. Le particelle individuate da Thomson vennero chiamate **elettroni** e la loro scoperta gli valse il premio Nobel per la Fisica nel 1906.

Il valore preciso della carica elettrica ($-1,6 \cdot 10^{-19}$ C) e della massa ($9,109 \cdot 10^{-31}$ kg) dell'elettrone vennero poi determinati dal fisico statunitense Robert **Millikan**, nel 1909, confermando che tale particella ha una massa circa 2000 inferiore rispetto a quella dell'atomo di idrogeno.

Dopo aver scoperto l'elettrone, nel 1904, Thomson propose il primo modello atomico moderno e basato su dati sperimentali, noto come "**modello a panettone**", o in inglese *plum pudding model* (il plum o Christmas pudding è un tipico dolce inglese natalizio che, come il nostro panettone tradizionale, contiene canditi e uva passa, figura 8). Tale modello ipotizza che l'atomo sia una sfera di carica positiva, a cui è associata anche la massa (essendo la massa dell'elettrone molto inferiore rispetto a quella di un atomo), diffusa in tutto il volume, al cui interno sono distribuiti gli elettroni (cariche negative) a distanza regolare, in modo da minimizzare la repulsione reciproca (figura 9). Tale modello viene definito "a panettone" in quanto l'impasto rappresenta la carica positiva diffusa in tutto il volume, mentre le uvette e i canditi distribuiti al suo interno rappresentano gli elettroni negativi.

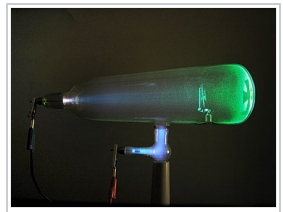


Figura 6. Tubo di Crookes.



Figura 8. Plum (o Christmas) pudding.

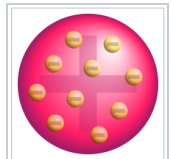


Figura 9. Il modello atomico "a panettone" proposto da Thomson.

L'esperimento di Rutherford e il modello atomico planetario

A partire dal 1908, vennero condotti una serie di esperimenti, ideati e diretti dal chimico e fisico neozelandese Ernest **Rutherford** (figura 10), in collaborazione con i fisici Hans **Geiger** ed Ernest **Marsden**, volti a indagare la struttura dell'atomo, che permisero di scoprire l'esistenza del **nucleo** dove sono concentrate tutta carica positiva e la maggior parte della massa atomica.

In tali esperimenti, Rutherford bombardò una sottile lamina d'oro, dello spessore di circa 0,004 mm, con delle *particelle α* (alfa) emesse ad alta velocità da una fonte radioattiva; tali particelle sono dotate di massa (circa pari a quella di un atomo di elio e oltre 7000 volte maggiore di quella di un elettrone) e di carica elettrica positiva, doppia rispetto a quella dell'elettrone, ma di segno opposto. Per rilevare la presenza delle particelle α , che sono invisibili all'occhio umano, e studiarne pertanto il tragitto quando interagivano con la lamina d'oro, utilizzò un particolare schermo fluorescente, come mostrato in figura 11.

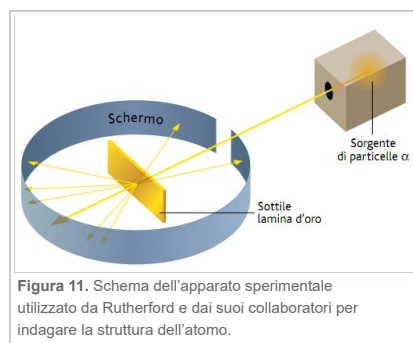


Figura 11. Schema dell'apparato sperimentale utilizzato da Rutherford e dai suoi collaboratori per indagare la struttura dell'atomo.

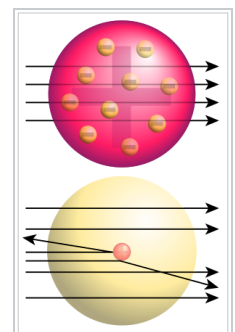


Figura 12. Interazione tra particelle α e atomi d'oro secondo il modello atomico di Thomson (in alto) e quello di Rutherford (in basso).

Gli scienziati osservarono che:

- la maggior parte delle particelle α attraversava la sottile lamina d'oro in linea retta, senza cioè subire alcuna deviazione;
- una piccola ma significativa frazione di particelle veniva deviata e addirittura alcune particelle (circa 1 ogni 8000) venivano rimbalzate all'indietro.

In base alle osservazioni e ai calcoli effettuati, Rutherford comprese che il modello proposto da Thomson non potesse essere valido (figura 12), in quanto le particelle alfa avrebbero dovuto attraversare tutte in linea retta la lamina d'oro senza subire alcuna deviazione o venendo solo leggermente deviate, per l'interazione con il debole campo elettrico generato dagli atomi (si ricordi che nel modello di Thomson la carica e la massa sono diffuse in tutto il volume dell'atomo, che di conseguenza ha una densità sia di massa sia di carica molto bassa). Ipotizzò quindi un modello "planetario" in cui la carica positiva era concentrata in un piccolo spazio centrale, il **nucleo**, e le cariche negative si muovevano in qualche modo (non precisò come) ad una certa distanza dal nucleo.

La Tavola periodica moderna

Nella tavola periodica moderna gli atomi sono ordinati in righe, dette **periodi**, e colonne, dette **gruppi**.

Gli atomi sono **ordinati in sequenza in base al numero atomico (Z)** cioè in base al numero di protoni, poiché sono principalmente i protoni a determinare le caratteristiche chimiche dell'atomo.

Nella tavola periodica tutti gli atomi sono considerati neutri, quindi il numero di protoni del nucleo è uguale al numero degli elettroni.

I principali gruppi sono individuati da numeri romani (I, II, fino a VIII). In ogni gruppo (colonna) gli elementi hanno caratteristiche chimiche simili, ad esempio i metalli del primo gruppo (litio, sodio, potassio) sono estremamente reattivi, mentre gli elementi dell'ottavo gruppo (elio, neon, argon, kripton, radon) non lo sono affatto e sono gli unici ad esistere come gas monoatomici,

La tavola viene definita "periodica" poiché alcune caratteristiche chimiche si ripetono periodicamente ad ogni periodo (riga). Ad esempio proprietà periodiche sono: il **raggio atomico** (le dimensioni dell'atomo), l'**energia di ionizzazione** (l'energia necessaria per strappare uno o più elettroni all'atomo), l'**affinità elettronica** (l'energia liberata dall'atomo quando prende uno o più elettroni) e l'**elettronegatività** (la capacità dell'atomo di attrarre a sé gli elettroni di eventuali legami chimici).

La tavola periodica moderna

Metalli, non metalli e semimetalli

Gli elementi della tavola periodica si suddividono in tre gruppi:

- i **metalli**, che sono la maggior parte e sono tutti gli elementi a sinistra, al centro e a destra fino alla linea spezzata rossa (vedi la tavola periodica a fianco). Sono tutti solidi tranne il mercurio che è liquido (a temperatura ambiente). Sono **duttili** (si possono ottenere fili) e **malleabili** (facilmente lavorabili, anche in lamine), buoni **conduttori di elettricità** (es. fili elettrici di rame) e **calore** (es. le pentole).
- i **non metalli**, posizionati a destra della linea spezzata, che sono in natura, a seconda dell'elemento, solidi, liquidi o gassosi. Hanno proprietà diverse, a seconda dell'elemento, ma non hanno le caratteristiche sopracitate dei metalli
- i **semimetalli**, sono gli elementi vicino alla linea spezzata rossa, con proprietà chimiche intermedie tra metalli e non metalli.

Attività

Esercizi (pagina da fare): in [questa pagina](#) si trovano esercizi su questi argomenti

Sintesi: in [questa pagina](#) trovi una sintesi sull'atomo e la materia che esso forma

Tavola periodica con evidenziati i metalli, i non metalli e i semimetalli