

La Tavola Periodica degli elementi

LA LEZIONE

"Allora cominciai a fare ricerche e a scrivere su cartoncini separati i nomi degli elementi, ciascuno con il suo peso atomico e le sue proprietà tipiche, e presto mi convinsi che le proprietà degli elementi dipendono in modo periodico dai rispettivi pesi atomici"

(Mendeléev, Principi di Chimica, 1905, Vol. II)

Intorno alla metà del XIX secolo, la gran quantità di dati accumulati relativi alle proprietà chimiche e fisiche degli elementi già noti, determinò la necessità di trovare un metodo per organizzare e per descrivere tutte queste informazioni. Classificare gli elementi nasce dall'esigenza di chiarire e di analizzare con maggior esattezza le proprietà e le caratteristiche degli elementi stessi, ad esempio perché alcuni di essi reagiscono in un certo modo, mentre altri non reagiscono affatto.

La storia del sistema periodico ha inizio più di centocinquanta anni fa, e nonostante abbia subito aggiustamenti e perfezionamenti con il progresso scientifico, la sua forma originaria non è stata sostanzialmente modificata. Neanche le moderne teorie della relatività e della meccanica quantistica hanno intaccato le basi fondamentali dello schema originario. Anche se in qualche caso nuove scoperte sembrava potessero mettere in discussione le sue basi teoriche, si è sempre riusciti ad inserire i nuovi risultati senza compromettere la struttura fondamentale del sistema. Il termine periodico rispecchia il fatto che gli elementi mostrano andamenti regolari nelle loro proprietà chimiche a intervalli regolari.

La scoperta del sistema periodico di classificazione degli elementi rappresenta il punto di arrivo di una lunga serie di studi che ha coinvolto un grande numero di scienziati. Di solito si assegna come data formale della sua nascita il 17 febbraio 1869, quando il chimico russo Dimitrij Ivanovic Mendeléev completò la prima tavola periodica, che gli consentì di formulare una vera e propria legge, *la legge periodica*, la quale afferma che la disposizione degli elementi secondo il peso atomico crescente mostra una evidente periodicità delle loro proprietà. Mendeléev non fu l'unico a tentare di mettere ordine fra gli elementi noti. Tra i primi figura il chimico tedesco [Johann Wolfgang Döbereiner](#) che propose la *teoria delle triadi*, in cui alcuni elementi conosciuti (ad esempio il litio-sodio-potassio e il cloro-bromo-iodio) potevano essere disposti, in base alle loro somiglianze chimiche, in gruppi di tre. Egli osservò che le proprietà dell'elemento centrale erano intermedie a quelle dei altri due elementi e che il peso atomico era vicino alla media dei pesi del primo e del terzo membro della triade.

Nel 1864 il chimico inglese [J. A. Reina Newlands](#) propose un sistema di classificazione basato sul peso atomico. Egli, disponendo gli elementi per peso atomico crescente, aveva notato che, con cadenza regolare, ad ogni otto di essi si ripetevano proprietà simili. Una caratteristica che Newlands chiamò *legge delle ottave*, dall'analogia con la scala musicale costituita da sette note, con l'ottava che assomiglia alla prima e inizia una nuova serie di sette. Questi dispose gli elementi in colonne verticali di sette unità e quelli che si trovavano nella stessa riga orizzontale presentavano proprietà simili. La proposta fu accolta con scetticismo e sollevò molte obiezioni come ad esempio la mancanza di spazi vuoti nella tavola proposta, che non avrebbe permesso la possibilità di aggiungere

eventuali nuovi elementi. Le regolarità da lui evidenziate furono quindi ritenute semplici coincidenze. Nonostante le critiche questa classificazione fu la prima ad usare una sequenza di numeri ordinali (*peso atomico*) per classificare gli elementi.

Nel 1860 il chimico tedesco [J. Lothar Meyer](#) realizzò una tavola nel quale alcune proprietà fisiche relative ai singoli elementi, come a esempio il volume atomico, si ripetevano con regolarità dopo ogni gruppo di sette elementi. Egli presentò il suo lavoro nel 1870, un anno dopo che il chimico russo Mendeléev aveva pubblicato un lavoro analogo. Questo determinò anche un'accesa disputa tra i due scienziati sulla priorità della scoperta. Il merito venne attribuito a Mendeléev invece che a Meyer non soltanto per una semplice questione legata al ritardo della pubblicazione, ma anche per l'uso straordinario che il chimico russo seppe fare del suo lavoro. Infatti, con i dati sperimentali di cui disponeva, riuscì ad ordinare gli elementi chimici noti a quel tempo in modo logico e coerente.

A differenza di Meyer che aveva preferito utilizzare parametri fisici come il volume atomico, la densità, il punto di fusione per mettere in evidenza la periodicità, Mendeléev diede più importanza alle somiglianze chimiche, come la reattività nei confronti degli altri elementi, la natura dei sali, il comportamento acido-base. La disposizione dei 63 elementi noti in righe, utilizzando come criterio ordinatore il peso atomico crescente, presentava anche spazi vuoti dove avrebbero dovuto essere disposti elementi non ancora conosciuti. In fig.1 è mostrata una tavola periodica di Mendeléev, in cui gli elementi risultano suddivisi in 8 gruppi, sulla base delle somiglianze delle proprietà chimiche e fisiche. Mendeléev ebbe il coraggio di predire l'esistenza di elementi non ancora scoperti che chiamò provvisoriamente *eka-alluminio*, *eka-boro* ed *eka-silicio* (eka = sotto). Si trattava del gallio, dello scandio e del germanio, che scoperti rispettivamente nel 1875, nel 1879 e nel 1885, dimostrarono di possedere quasi esattamente le proprietà che Mendeléev aveva per loro previsto (v. tabella 1).

Reihen	Gruppo I. — R ⁰	Gruppo II. — R ⁰	Gruppo III. — R ⁰ ³	Gruppo IV. RH ⁴ R ⁰ ⁴	Gruppo V. RH ⁵ R ⁰ ⁵	Gruppo VI. RH ⁶ R ⁰ ⁶	Gruppo VII. RH R ⁰ ⁷	Gruppo VIII. — R ⁰ 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	—	—	
12	—	—	—	Th=231	—	U=240	—	— — — —

Figura 1 - Tavola periodica di Mendeléev pubblicata negli *Annalen der Chemie* nel 1872. - Gli spazi marcati con linee sono quelli degli elementi dedotti da Mendeléev ma non conosciuti all'epoca. I simboli sopra le colonne sono le formule molecolari scritte nello stile del XIX secolo. Mendeléev usò il simbolo J invece di I per lo iodio. I gas nobili non sono mostrati perché ancora sconosciuti.

Proprietà	Eka-boro	Scandio	Proprietà	Eka-aluminio	Gallio	Proprietà	Eka-silicio	Germanio
Massa atomica	44	43.79	Massa atomica	68	69.72	Massa atomica	72	72,32
Ossido	Eb_2O_3	Sc_2O_3	Densità	5.09	5,90	Densità	5.05	5.47
Densità	3.05	3.864	Punto di Fusione	Basso	29,76 °C	Punto di Fusione	Alto	958 °C
Solfato	$\text{Eb}_2(\text{SO}_4)_3$	$\text{Sc}_2(\text{SO}_4)_3$	Ossido	Ea_2O_3	Ga_2O_3	Valenza	4	4

Tabella 1 - Studio comparativo delle proprietà degli elementi previsti e successivamente scoperti

Il metodo usato da Mendeléeév si basava sulla comparazione delle proprietà di tutti i vicini di un dato elemento nella tavola periodica. Un elemento è circondato da un massimo di otto elementi, così appartiene a quattro triadi (orizzontale, verticale e due diagonali). Un'analisi dell'andamento nelle proprietà di ogni triade fornisce un modo per stimare la proprietà sconosciuta desiderata. La tabella periodica non era più, quindi, soltanto quello per cui era stata concepita, cioè un arrangiamento di elementi in un formato compatto, ma rappresentava un sistema che identificava gli elementi, le loro proprietà e il loro comportamento, ma anche uno strumento per dedurre le proprietà degli elementi sconosciuti da quelle degli elementi noti che li circondano.

Nel 1894 fu scoperto l'argon da [W. Ramsay](#) e [lord Rayleigh](#), un gas detto nobile perché non interagisce con altri elementi per formare composti, non previsto da Mendeléeév. Per collocare questa sostanza nel sistema periodico Mendeléeév propose di aggiungere una nuova colonna, indicata come gruppo zero. Ciò implicava l'esistenza di altri gas inerti, che furono scoperti tra il 1895 e il 1898 (l'elio, il neon, il krypton e lo xenon) e che si disponevano esattamente nelle posizioni previste nella tavola sulla base del loro peso atomico, ad eccezione dell'argon che doveva essere scambiato con il potassio. Questo, insieme alle coppie iodio-tellurio, cobalto-nichel rappresentava un punto controverso della tavola di Mendeléeév, in quanto, se ordinate in funzione della massa atomica, si trovavano invertite come posizione rispetto a quella che avrebbero dovuto occupare in base alle loro proprietà chimiche.

Questo problema fu risolto dal lavoro di Henry G.J. Moseley nel 1913. Nei suoi esperimenti bombardò un certo numero di elementi che occupavano posizioni consecutive nel sistema periodico con un flusso di elettroni, e osservò che venivano generati raggi X. La frequenza dei raggi X prodotti variava in maniera caratteristica da elemento a elemento. La frequenza delle cosiddette linee K nello spettro di ciascun elemento erano direttamente proporzionali al quadrato dell'intero, che rappresentava la posizione di ogni elemento nella tavola periodica: esisteva, cioè, una quantità fondamentale che aumentava regolarmente nel passare da un elemento all'altro. Essa fu chiamata numero atomico da [E. Rutherford](#) nel 1920, ed è oggi definita come il numero di protoni presenti nel nucleo dell'atomo (indicato con il simbolo Z).

Come risultato del lavoro di Moseley, la legge periodica fu modificata utilizzando il numero atomico come principio ordinatore fondamentale del sistema periodico. Questo cambiamento ebbe conseguenze importanti sul sistema periodico. Innanzitutto risolse il problema delle inversioni tra quelle coppie di elementi (iodio-tellurio, cobalto-nichel e argon-potassio) nelle quali non c'era corrispondenza fra la successione delle proprietà chimiche e quella del peso atomico. Queste inversioni erano dovute alla composizione isotopica degli elementi, cioè al fatto che di uno stesso elemento potevano esistere atomi

di massa diversa (diverso numero di neutroni) ma con lo stesso numero atomico. In secondo luogo, venne stabilito in modo definitivo che nell'intervallo tra idrogeno e uranio esistesse un numero limitato e definito di elementi.

Moseley osservò alcune lacune nella sequenza delle frequenze dei raggi X, che corrispondevano ai pesi atomici di 43 (tecnezio), 61 (promezio) e 72 (afnio) e predisse che questi elementi sarebbero stati trovati. Questa previsione si avverò in breve tempo, benché solo uno di questi elementi, l'afnio, sia presente in natura in quantità apprezzabili, mentre gli altri due elementi sono stati sintetizzati artificialmente. Infine venne risolta la questione del limite inferiore del sistema periodico: dato che l'idrogeno ha la minima carica nucleare, è impossibile l'esistenza di elementi che lo precedono nella serie naturale. La comprensione della struttura atomica ha permesso di spiegare teoricamente la periodicità degli elementi chimici. Nel 1913 il fisico [Niels Bohr](#), propose un modello quantistico della struttura atomica. In questo modello gli elettroni popolano una serie di gusci concentrici che circondano il nucleo. Nella teoria di Bohr il guscio più interno poteva contenere due elettroni: con un elettrone la struttura corrispondeva all'idrogeno, con due elettroni a quella del gas nobile elio. Quando il primo guscio (K) risultava completo, cominciava a riempirsi il guscio successivo (L) il quale, potendo contenere al massimo otto elettroni, determinava le strutture corrispondenti ai successivi otto elementi fino al gas neon ($Z=10$) (v. fig.2).

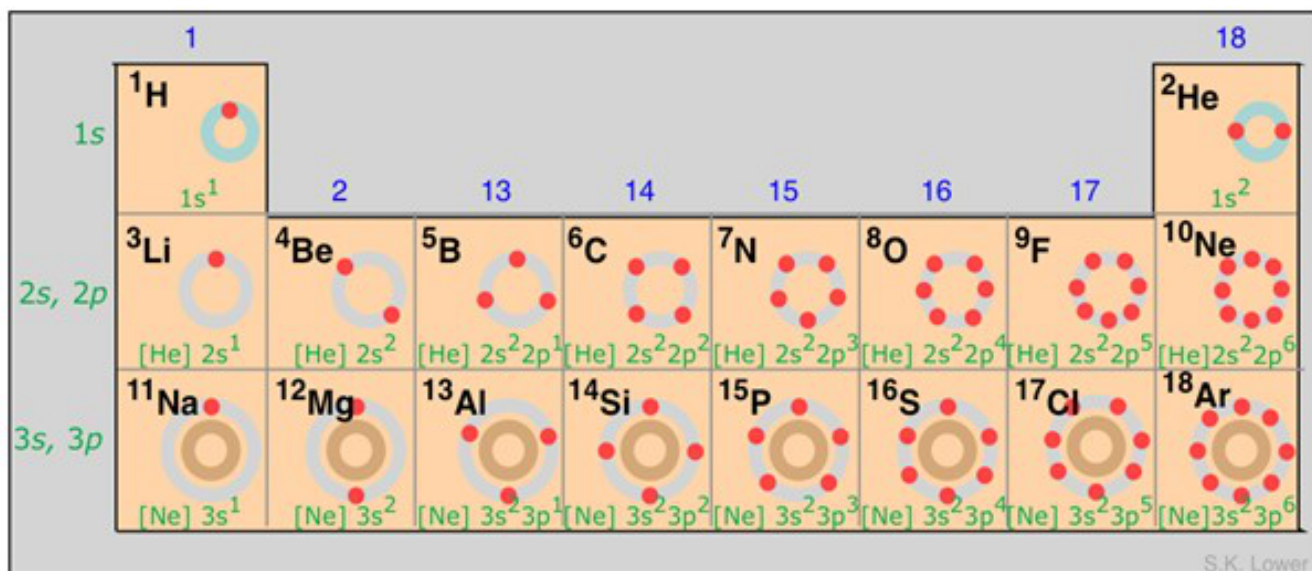


Figura 2 - Gli elettroni (indicati con punti rossi) nel guscio più esterno di un atomo sono quelli che interagiscono più facilmente con gli altri atomi, e quindi giocano un ruolo maggiore nel comportamento chimico dell'elemento. Per semplificare la configurazione elettronica si usano i simboli dei gas nobili.

Bohr quindi ipotizzò che gli elementi dello stesso gruppo del sistema periodico avessero la stessa configurazione elettronica esterna, e che le proprietà chimiche di un elemento dipendessero in gran parte dalla disposizione elettronica del guscio esterno. Questo riusciva a spiegare anche il comportamento chimico dei gas nobili: avendo una configurazione esterna completa, questo li rende stabili e poco inclini a formare composti con altri elementi. In generale, la maggior parte degli elementi tende a reagire e a formare composti poiché in questo modo può completare la propria configurazione elettronica esterna (regola dell'ottetto). Le ulteriori innovazioni del modello atomico

introdotta da [W. Heisenberg](#) e [E. Schrödinger](#) negli anni venti, che hanno portato la meccanica quantistica alla sua forma odierna, non hanno influenzato in maniera importante il sistema periodico. Nel modello atomico attuale, gli elettroni non sono localizzati su gusci intorno al nucleo, ma delocalizzati intorno ad esso in zone di spazio, dette orbitali, nei quali hanno alta probabilità di trovarsi. Per un dato elettrone gli stati energetici e gli orbitali accessibili sono definiti da quattro numeri quantici. La moderna tavola periodica degli elementi tiene conto delle conoscenze della struttura atomica e segue nelle linee fondamentali la tavola di Mendeléeev, conservandone la suddivisione in periodi e gruppi, ma arricchendosi di una struttura a blocchi. L'applicazione della teoria quantistica alla legge periodica ha portato a ridisegnare la tavola periodica nella sua forma estesa a 18 gruppi, che enfatizza l'interpretazione elettronica. Essa rispecchia il diagramma di riempimento degli elettroni nei vari orbitali atomici permessi (principio dell'aufbau) (v. fig.3).

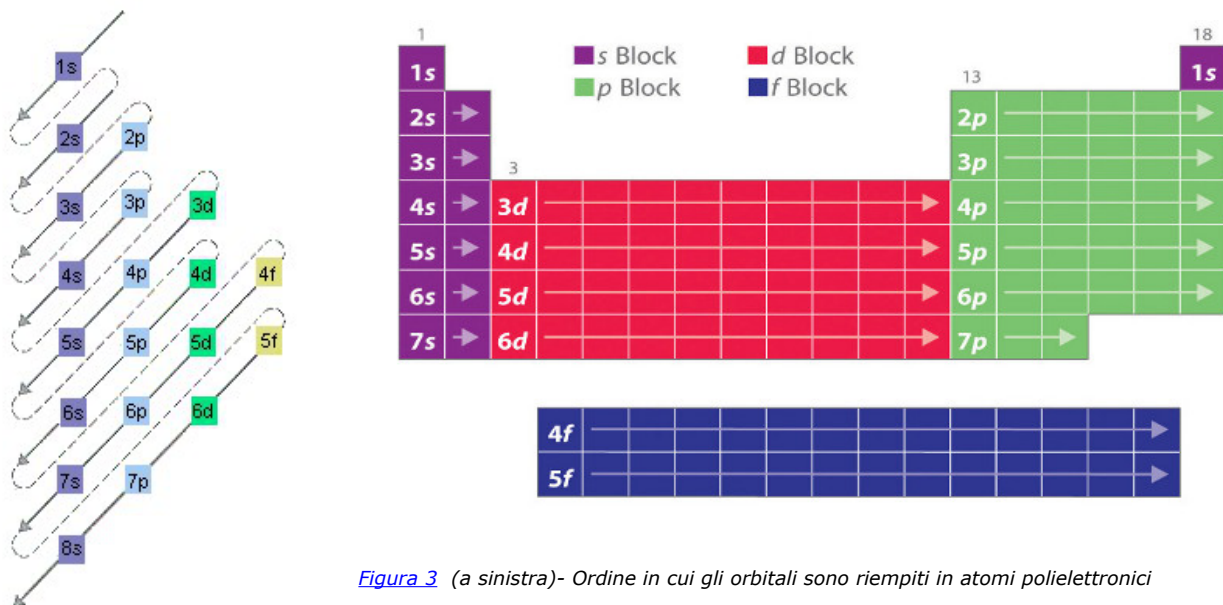


Figura 3 (a sinistra)- Ordine in cui gli orbitali sono riempiti in atomi polielettronici

Figura 4 (a destra)- La tavola periodica mostra come gli elementi sono raggruppati in accordo al tipo di sottolivelli (s,p,d,f) riempiti dagli elettroni di valenza

Come si vede dalla fig.4, la tavola è divisa in quattro blocchi (s, p, d, f), che rappresentano l'ordine di riempimento degli orbitali dei diversi livelli energetici. Ogni blocco ha tante colonne quanti sono gli elettroni che possono essere ospitati nel sottolivello: 2 per s, 6 per p, 10 per d e 14 per f. Gli elementi risultano disposti su sette righe di lunghezza diversa, tanti quanti sono i livelli di energia che, in condizioni non eccitate, ospitano gli elettroni.

Nella tavola periodica moderna (fig.5) al suo interno sono disposti tutti gli elementi a cui è stato assegnato un nome e che sono attualmente 114. Essi si distinguono in: gruppi, rappresentati dalle colonne verticali, che riuniscono gli elementi con configurazioni elettroniche simili; poiché gli elettroni esterni sono quelli che determinano i fenomeni di tipo chimico, elementi di uno stesso gruppo presentano proprietà chimiche analoghe; periodi, rappresentati dalle righe orizzontali, con gli elementi disposti in ordine di numero atomico crescente. Lungo il periodo si ha una graduale variazione delle proprietà, legata

alle variazioni nella struttura elettronica. Gli otto gruppi del *blocco-s* e del *blocco-p* sono i cosiddetti elementi rappresentativi; per gli elementi di questa sezione della tavola periodica il numero del gruppo indica il numero di elettroni nel livello più esterno. Gli elementi del *blocco-d* rappresentano gli elementi di transizione, mentre quelli del *blocco-f* (serie dei Lantanidi ed Attinidi) rappresentano i cosiddetti elementi di transizione interni. In queste due ultime zone della tavola periodica, gli elementi presentano proprietà analoghe anche orizzontalmente, e questo può essere messo in relazione con la struttura elettronica molto simile. I livelli energetici sono molto vicini e risultano parzialmente sovrapposti. Come si può notare dalla fig.3, l'orbitale *4s*, ad esempio, viene riempito prima del *3d*, pur appartenendo ad un livello successivo.

IUPAC Periodic Table of the Elements

1 H hydrogen (1.007; 1.009)																	18 He helium 4.003				
3 Li lithium (6.938; 6.997)	4 Be beryllium 9.012	Key: atomic number Symbol name standard atomic weight														5 B boron (10.80; 10.83)	6 C carbon (12.00; 12.02)	7 N nitrogen (14.00; 14.01)	8 O oxygen (15.99; 16.00)	9 F fluorine 19.00	10 Ne neon 20.18
11 Na sodium 22.99	12 Mg magnesium 24.31															13 Al aluminium 26.98	14 Si silicon (28.08; 28.09)	15 P phosphorus 30.97	16 S sulfur (32.06; 32.08)	17 Cl chlorine (35.44; 35.46)	18 Ar argon 39.95
19 K potassium 39.10	20 Ca calcium 40.08	21 Sc scandium 44.96	22 Ti titanium 47.87	23 V vanadium 50.94	24 Cr chromium 52.00	25 Mn manganese 54.94	26 Fe iron 55.85	27 Co cobalt 58.93	28 Ni nickel 58.69	29 Cu copper 63.55	30 Zn zinc (65.38(2))	31 Ga gallium 69.72	32 Ge germanium 72.63	33 As arsenic 74.92	34 Se selenium (78.96(3))	35 Br bromine 79.90	36 Kr krypton 83.80				
37 Rb rubidium 85.47	38 Sr strontium 87.62	39 Y yttrium 88.91	40 Zr zirconium 91.22	41 Nb niobium 92.91	42 Mo molybdenum 95.96(2)	43 Tc technetium	44 Ru ruthenium 101.1	45 Rh rhodium 102.9	46 Pd palladium 106.4	47 Ag silver 107.9	48 Cd cadmium 112.4	49 In indium 114.8	50 Sn tin 118.7	51 Sb antimony 121.8	52 Te tellurium 127.6	53 I iodine 126.9	54 Xe xenon 131.3				
55 Cs caesium 132.9	56 Ba barium 137.3	57-71 lanthanoids	72 Hf hafnium 178.5	73 Ta tantalum 180.9	74 W tungsten 183.8	75 Re rhenium 186.2	76 Os osmium 190.2	77 Ir iridium 192.2	78 Pt platinum 195.1	79 Au gold 197.0	80 Hg mercury 200.6	81 Tl thallium (204.3; 204.4)	82 Pb lead 207.2	83 Bi bismuth 209.0	84 Po polonium	85 At astatine	86 Rn radon				
87 Fr francium	88 Ra radium	89-103 actinoids	104 Rf rutherfordium	105 Db dubnium	106 Sg seaborgium	107 Bh bohrium	108 Hs hassium	109 Mt meitnerium	110 Ds darmstadtium	111 Rg roentgenium	112 Cn copernicium		114 Fl flerovium		116 Lv livermorium						
57 La lanthanum 138.9	58 Ce cerium 140.1	59 Pr praseodymium 140.9	60 Nd neodymium 144.2	61 Pm promethium	62 Sm samarium 150.4	63 Eu europium 152.0	64 Gd gadolinium 157.3	65 Tb terbium 158.9	66 Dy dysprosium 162.5	67 Ho holmium 164.9	68 Er erbium 167.3	69 Tm thulium 168.9	70 Yb ytterbium 173.1	71 Lu lutetium 175.0							
89 Ac actinium	90 Th thorium 232.0	91 Pa protactinium 231.0	92 U uranium 238.0	93 Np neptunium	94 Pu plutonium	95 Am americium	96 Cm curium	97 Bk berkeium	98 Cf californium	99 Es einsteinium	100 Fm fermium	101 Md mendelevium	102 No nobelium	103 Lr lawrencium							

Figura 5 - Tavola periodica moderna in cui sono riportati solo gli elementi a cui è stato ufficialmente assegnato un nome

Gli elementi fino a Z=92 (uranio) sono presenti in natura ad eccezione del tecnezio (Z=43) e del promezio (Z=61). Questi due elementi e quelli che vanno dal nettunio (Z=93) in poi sono stati ottenuti artificialmente per mezzo di reazioni nucleari¹. A uno di questi, scoperto nel 1955, è stato dato il nome di mendelevio (simbolo Md, Z=101), in onore del chimico russo.

Benché la tavola periodica sia stata da subito considerata una delle più grandi scoperte scientifiche, essa non è mai stata pensata come un'icona al di sopra di revisioni e verifiche. Sin dall'inizio, la tavola è stata oggetto di grandi controversie e dibattiti durati fino ad oggi. Ad esempio non si ha ancora una risposta certa se gli elementi "superpesanti" (quelli con numero atomico oltre il 103) continuano ad esibire le stesse regolarità di comportamento osservate finora con gli elementi più leggeri e che hanno costituito la grandezza della tavola periodica. I risultati teorici e sperimentali ottenuti finora, mostrano che non sempre viene mantenuta la somiglianza chimica degli elementi appartenenti ad un particolare gruppo. Ciò è dovuto al fatto che i nuclei molto grandi trattengono gli elettroni con una forza tale che quelli più interni si muovono a velocità vicine a quella della luce, mostrando effetti relativistici che modificano gli stati energetici quantistici da cui dipendono le proprietà chimiche, e quindi la periodicità. Nonostante

questo, la tavola periodica ha dimostrato di essere uno strumento inestimabile per generazioni di chimici perché racchiude in sé buona parte delle conoscenze della chimica e al contrario di altre teorie scientifiche ha raggiunto la maturità rimanendo praticamente intatto nei suoi principi essenziali.