

ELEMENTI, SOSTANZE E TAVOLA PERIODICA

EZIO ROLETTO, ALBERTO REGIS, MARCO GHIRARDI

L'esigenza di non confondere il concetto di sostanza semplice con quello di elemento sollecita una riflessione sulla evoluzione storica delle conoscenze relative alle proprietà macroscopiche e microscopiche delle sostanze, con particolare riferimento al comportamento chimico. La chiarezza su questi aspetti consentirà ai docenti, nell'utilizzare i testi scolastici ed i manuali da consultazione, di comprendere meglio il perché delle differenze nei dati riportati in diverse tavole periodiche e di porle in relazione al livello di concettualizzazione a cui si riferiscono.

Oliver Sacks, oggi professore di Neurologia allo *Albert Einstein College of Medicine* di New York, aveva dodici anni nel 1945 quando, per la prima volta, vide la gigantesca tavola periodica esposta nel Museo della Scienza di South Kensington, appena riaperto dopo la fine della seconda guerra mondiale.

«La tavola periodica, che copriva un'intera parete in cima alle scale, era in realtà una vetrina di legno scuro con una novantina di scomparti, ciascuno dei quali portava scritto il nome del proprio elemento, il suo peso atomico e il suo simbolo chimico. In ogni scomparto, poi, c'era un campione dell'elemento stesso (quanto meno, di tutti quelli che erano stati ottenuti in forma pura, e che potevano essere esposti in condizioni di sicurezza). Il cartellino informava: "La classificazione periodica degli elementi secondo Mendeleev". [...] Dopo quel primo incontro con la tavola periodica, la notte quasi non riuscii a dormire per l'ecitazione: l'aver ricondotto l'intero universo della chimica, così vasto e apparentemente caotico, a un ordine capace di includerlo tutto, mi sembrava una conquista incredibile»¹.

Una invenzione eccezionale

Sacks non esagera affatto parlando di «conquista incredibile», perché solo l'universo della chimica offre la possibilità di ordinarne gli oggetti, macroscopici e microscopici, secondo

criteri rigorosi. Tale conquista fu il risultato delle ricerche e delle riflessioni di molti ricercatori, culminate con la proposta della *Tavola Periodica degli Elementi* avanzata dal chimico russo Dmitrij Ivanovič Mendeleev nel 1869. Già a partire dall'inizio del XIX sec., i chimici cominciarono a notare l'esistenza di analogie nelle proprietà di alcune sostanze o corpi semplici e composti. Nel 1817 il tedesco Johann Wolfgang Döbereiner si rese conto che si potevano riunire diversi corpi semplici e composti in serie di tre, che egli chiamò *triadi*, caratterizzate dal fatto di possedere proprietà analoghe: cosa che non gli sembrava dovuta unicamente al caso. Egli fu particolarmente colpito da due fatti:

- la somma delle masse molecolari degli ossidi di calcio e di bario corrispondeva al doppio di quella dell'ossido di stronzio, termine intermedio della triade in base alla massa atomica²;
- la somma delle masse atomiche del primo e del terzo termine di ogni triade equivaleva al doppio della massa atomica del termine intermedio.

Nel 1829 egli propose una prima organizzazione periodica degli elementi allora conosciuti, riportata nella *tab. 1*. Le sue idee furono riprese e sviluppate da altri ricercatori, ma l'approccio di Döbereiner si rivelò una strada senza sbocco.

Tab. 1 - Le triadi di Döbereiner.

Li	Mg	Ca	Be	B	P	?	S	F	Cl
Na	?	Sr	Al	Si	As	Sb	Se	?	Br
K	?	Ba	?	?	?	Bi	Te	?	I
Y	Zr	Fe	Ni	Ru	Pt	Ag	?	?	?
Ce	Ti	Co	Cu	Rh	Ir	Pb	Sn	Au	W
?	Sn	Mn	Zn	Pd	Os	Hg	Cd	?	Ta

Un approccio diverso fu adottato dall'inglese John Alexander Reina Newlands, di madre italiana, il quale prese parte alle campagne di Giuseppe Garibaldi in Italia tra il 1860 e il 1862³. Dal 1863 iniziò a pubblicare articoli in cui, sulla base delle concezioni atomistiche di Cannizzaro, ordinava gli elementi chimici sulla base dei loro pesi atomici crescenti. Nel 1866 egli presentò ufficialmente la propria

1 O. Sacks, *Zio Tungsteno*, Adelphi, Milano 2002, pp. 212 e 216.

2 Allora si diceva «peso atomico».

3 G. Dragoni, S. Bergia, G. Gottardi (a cura di), *Dizionario biografico degli scienziati e dei tecnici*, Zanichelli, Bologna 1999.

proposta, che chiamò *legge delle ottave*, alla *London Chemical Society* di Londra, sostenendo che l'ottavo elemento era una specie di ripetizione del primo, analogamente a quanto si verifica per l'ottava nota nella scala musicale. Non solo la sua proposta venne rifiutata, ma Newlands fu coperto di ridicolo; solo dopo il successo della tavola periodica proposta da Mendeleev, la *Royal Society* riconobbe i suoi meriti assegnandogli la *Davy Medal* nel 1887. Nella *tab. 2* sono riportate le prime cinque ottave di Newlands.

Tab. 2 - Le ottave di Newlands.

H	Li	Be	B	C	N	O
F	Na	Mg	Al	Si	P	S
Cl	K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe
Co, Ni	Cu	Zn	Y	In	As	Se
Br	Rb	Sr	Ce, La	Zr	Di, Mo	Po, Ru

Mendeleev fu il primo scienziato a sfruttare a fondo la periodicità delle proprietà delle sostanze semplici e la concezione atomico/molecolare messa a punto con il contributo determinante di Avogadro e Cannizzaro. Egli non si limitò a organizzare le sostanze conosciute, come avevano fatto i suoi predecessori, ma utilizzò il concetto di periodicità per proporre modifiche ai valori delle masse atomiche di alcuni elementi; inoltre, stabilì la posizione di altri elementi non in base al peso atomico, che riteneva errato, ma in base a criteri di somiglianza delle proprietà chimiche. Infine, non esitò a lasciare vuote alcune caselle della sua tavola, prevedendo sia il peso atomico approssimato sia alcune proprietà che avrebbero dovuto possedere gli elementi, non ancora noti, candidati ad occupare tali caselle. Con grande preveggenza o intuizione egli scrisse, a proposito del fondamento teorico della propria tavola periodica: «Con molta probabilità, la causa [della legge di periodicità, come egli chiamava il fondamento della sua Tavola Periodica] è da cercare nel meccanismo interno degli atomi e delle molecole».

Il concetto di elemento

Il sistema di classificazione periodica, che è all'origine della tavola periodica, riposa sui concetti di *elemento* e di *atomo* che furono inizialmente concetti puramente metafisici e tali rimasero fin oltre la metà del XVII sec. Particolarmente interessante risulta essere l'evoluzione del concetto di elemento, non solo nel suo passaggio dalla sfera filosofica e metafisica a quella scientifica, ma anche nell'ambito dell'evoluzione del sapere chimico. I filosofi dell'antichità (cinesi, indiani, greci) designavano, con il termine *elemento*, ipotetiche entità immateriali che, combinandosi, avrebbero dato origine a tutti i corpi reali. Il numero di tali elementi fu fissato a quattro (*Fuoco, Acqua, Aria, Terra*) dal filosofo Empedocle

di Agrigento (V sec. a.C.) e definitivamente "istituzionalizzato" da Aristotele di Stagira (IV sec. a.C.), secondo il quale i corpi materiali sarebbero costituiti da combinazioni in svariate proporzioni dei quattro elementi che non esistono mai in natura allo stato puro. Essi sono instabili e si combinano e si disaggregano continuamente tra loro, in relazione alle qualità primarie che possiedono:

Elemento	Coppia di qualità primarie
Terra	Secco-Freddo
Acqua	Freddo-Umido
Aria	Umido-Caldo
Fuoco	Caldo-Secco

Solo nel 1661, nella sua opera principale, *The Sceptical Chymist*, Robert Boyle mise in discussione il concetto che i filosofi avevano degli elementi, facendo notare che – intesi in quel modo – la loro esistenza non era corroborata da alcuna evidenza sperimentale. Egli sosteneva il primato dell'osservazione empirica e del pensiero razionale sulla speculazione metafisica, affermando che «soltanto l'esperienza è determinante, mai l'asserzione non dimostrata» e criticando «le spiegazioni [dei filosofi] fatte assai più di concetti e di sottigliezze logiche e metafisiche, che di osservazioni e considerazioni fisiche basate sui principi e i fenomeni della natura». In queste proposizioni è implicita l'idea che l'essere umano possa pervenire a conoscere il funzionamento della natura a partire dallo studio razionale di oggetti, eventi e situazioni. In tal senso, Boyle fu il primo a considerare la sperimentazione chimica non più a partire da idee preconcepite (come quelle di pietra filosofale o di elisir di lunga vita degli alchimisti), ma dall'osservazione dei risultati dell'effettiva evoluzione delle sostanze nel corso di una trasformazione chimica. Il che non esclude che egli fosse del tutto immune da concezioni tipiche del suo tempo: per esempio, sosteneva la natura composta dei metalli e credeva nella possibilità della loro trasmutazione⁴.

Nei circa cento anni che separano Boyle da Lavoisier, si affermò gradualmente, grazie ad un elevato numero di studi sperimentali, l'idea che le sostanze semplici (i corpi semplici) sono le entità di base di una specie di "gioco di costruzione" dei corpi composti; questi risultano formati non più dai quattro elementi dei filosofi in proporzioni variabili e difficilmente quantificabili, ma da sostanze (corpi puri) semplici identificabili e presenti in proporzioni misurabili in modo accurato. Ecco cosa scriveva Antoine Laurent Lavoisier nel suo *Trattato di Chimica Elementare* (1789):

⁴ J.I. Solov'ev, *L'evoluzione del pensiero chimico*, Mondadori, Milano 1976, p. 36.

«Se, con il termine elementi, intendiamo designare le molecole semplici e indivisibili che compongono i corpi, è probabile che non li conosciamo: se, al contrario, noi attacchiamo al nome di **elementi** o di principi dei corpi l'idea del **termine ultimo al quale perviene l'analisi**, tutte le sostanze che non siamo ancora riusciti a decomporre con alcun mezzo, sono per noi degli elementi; questo però non significa che noi abbiamo la certezza che tali corpi, che noi consideriamo semplici, non siano composti essi stessi di due o anche più principi».

Lavoisier usa il termine *elemento* come sinonimo di *sostanza semplice* (o corpo puro semplice); come sovente avviene nelle scienze, esprime idee nuove ricorrendo a termini ben noti, che assumono un significato del tutto nuovo e diverso da quello che avevano in precedenza. Il sapere chimico non si è fermato, però, a Lavoisier, il quale pensava e concettualizzava a livello macroscopico, ossia nell'ambito delle sostanze manipolabili e quantificabili. All'inizio del XIX secolo, Dalton introdusse l'ipotesi che ogni sostanza composta sia il risultato dell'assemblaggio di particelle di sostanze semplici, che egli chiamò *atomi*, indivisibili, indeformabili e con massa caratteristica. Nel periodo che va dagli inizi del 1800 al 1860, il sapere chimico fu oggetto di una rivoluzione culturale che spostò la concettualizzazione degli oggetti e dei fenomeni chimici dal registro macroscopico delle sostanze a quello microscopico degli atomi e delle molecole. I protagonisti di questo cambiamento furono, oltre a Dalton, scienziati quali Richter, Proust, Gay-Lussac, Ampère, Berzelius, Avogadro e Cannizzaro, grazie ai quali furono definiti i concetti di atomo e di molecola e si stabilirono i valori delle masse atomiche relative. Con il passaggio al registro di concettualizzazione *microscopico atomico/molecolare*, il concetto di elemento assume un nuovo significato, come risulta evidente da quanto scriveva Mendeleev:

«Anche se, fino a Laurent e Gerhardt, i termini molecola, atomo, equivalente sono stati usati indifferentemente uno al posto dell'altro, e anche se oggi confondiamo spesso le espressioni **sostanza semplice e elemento**, tuttavia ciascuna di esse ha un significato ben preciso che è importante tenere presente al fine di evitare confusioni tra i termini usati in filosofia chimica. Una sostanza semplice è qualcosa di materiale, metallo o metalloide, dotato di proprietà fisiche e che mostra determinate proprietà chimiche. All'espressione sostanza semplice corrisponde [nel registro esplicativo, modellistico] l'idea di molecola. Occorre, al contrario, usare il termine elemento per caratterizzare le particelle elementari che formano le sostanze e che determinano il loro comportamento dal punto di vista chimico e fisico. Il termine elemento richiama l'idea di atomo»⁵.

«[*gli elementi*] non vanno soggetti a varietà e trasformazioni reciproche e appaiono, stando almeno alle attuali risultanze, **l'essenza immutabile di una sostanza** che invece muta (sotto il profilo chimico, fisico e meccanico), essenza che entra a far parte sia dei corpi semplici sia di quelli composti. Questa concezione ci presenta gli elementi chimici come qualcosa di

astratto, dato che non siamo in grado in particolare né di vederli, né di sapere alcunché relativamente ad essi»⁶.

Mendeleev ricorre ad un concetto filosofico, quello di *essenza* di un ente, per distinguere l'invariante che rimane inalterato nel corso delle trasformazioni fisiche, chimiche e meccaniche delle sostanze. Dal momento che si erano introdotti i concetti di atomo e di molecola, non era più possibile equiparare l'elemento alla sostanza semplice: l'elemento idrogeno diventa l'essenza specifica della sostanza semplice idrogeno, dell'atomo e della molecola di idrogeno. La convinzione che esista, per ogni sostanza semplice, un'essenza immutabile portò Mendeleev a respingere le idee avanzate da Pierre e Marie Curie sulla radioattività. Egli si oppose risolutamente all'idea di trasformazione di una sostanza semplice in un'altra per *trasmutazione nucleare* e nel 1902 propose una spiegazione della radioattività «tanto ingegnosa quanto delirante», nella quale faceva intervenire l'attrazione esercitata sull'etere dagli atomi con massa elevata; quello stesso etere che Einstein spedì in soffitta qualche anno dopo⁷.

In conseguenza degli interrogativi che gli studiosi si posero sulla struttura degli atomi e per spiegare l'esistenza degli isotopi, furono introdotte le formule elettroniche (strutture di Lewis e configurazioni elettroniche) e le variazioni nella composizione elettronica e nucleare. Si passò così ad un nuovo registro di concettualizzazione, quello *microscopico subatomico o nucleoelettronico*, caratterizzato dallo sviluppo di un punto di vista elettrico della materia. I contributi più significativi furono quelli di Richard Abegg, di Henry Gwyn Jeffreys Moseley e di Gilbert Newton Lewis. Il primo propose (1913) una correlazione tra la tavola periodica di Mendeleev e la struttura elettronica degli atomi, facendo riferimento soprattutto agli elettroni di valenza; il secondo, grazie alla determinazione degli spettri X delle specie atomiche, introdusse il concetto di *numero atomico* che rappresenta il numero di cariche positive del nucleo di un atomo; infine, Lewis sistematizzò i nuovi concetti nell'opera *Valence and the Structure of Atoms and Molecules* (1923) dove propose il concetto di *electron pair-bond* (legame di coppia di elettroni). In seguito all'introduzione di questo terzo livello di concettualizzazione, il concetto di elemento ha assunto il suo attuale significato, diverso da quello che aveva sia alla fine del XVIII sec., quando i chimici ragionavano a livello macroscopico, sia alla fine del XIX sec., quando già disponevano dei concetti di atomo e di molecola.

Se consideriamo, per esempio, la sostanza semplice diidrogeno

⁵ D. Mendeleev, *La legge della periodicità degli elementi chimici* (1871), in *Il sistema periodico degli elementi* (a cura di S. Tagliagambe), Teknos Edizioni, Roma 1994, p. 27.

⁶ *Ibid.*, p. 129.

⁷ S. Ortoli, N. Witkowski, *La baignoire d'Archimède*, Editions du Seuil, Paris 1996, p. 85.

geno, lo ione idrogeno, le sostanze composte metano ed etano, nessuno può negare che in tutte queste specie chimiche sia presente l'elemento idrogeno. Ciò che ci permette di sostenere questa affermazione è il fatto che, in tutte queste specie chimiche, è presente non già l'atomo di idrogeno⁸, ma il **nucleo dell'atomo di idrogeno**. Di conseguenza, il significato del termine elemento è legato al nucleo; gli attributi fondamentali del concetto di elemento sono, dunque, i seguenti: un *nome*; un *simbolo*; una *posizione* nella Tavola Periodica; un *numero atomico*⁹. I nuclei si differenziano per il *numero atomico* e per il *numero di massa*; nuclei aventi lo stesso numero atomico e diverso numero di massa occupano lo stesso posto nella Tavola Periodica. Quindi, in una stessa casella possono trovarsi varietà diverse dello stesso elemento, varietà chiamate **isotopi** (termine derivato dal greco dove ha il significato di «stesso luogo»); ciò che li distingue è il numero di massa. In conclusione si può affermare che **con il termine elemento si designa una classe di nuclei aventi tutti lo stesso numero atomico**. Ciò che accomuna e caratterizza i nuclei degli isotopi di uno stesso elemento è il numero atomico: un numero non è un oggetto macroscopico, un ente materiale, ma un'idea, un ente formale. L'espressione «una classe di nuclei» indica una categoria che, in quanto tale, non può essere pensata come un oggetto reale; si tratta piuttosto di un «oggetto mentale» che serve per mettere ordine tra cose che si ritiene esistano in natura.

A proposito della configurazione elettronica, i chimici sono soliti distinguere tra *elettroni di legame* (o di *valenza*) e *elettroni del nocciolo*: i primi sono quelli del guscio (*shell*) più esterno che entrano in gioco nei legami chimici primari; i secondi

sono tutti gli altri che costituiscono, insieme al nucleo, il cosiddetto nocciolo (*core*). Se si introduce questa ulteriore distinzione, funzionale alla modellizzazione dei legami chimici con il modello di atomo proposto da Lewis, la struttura gerarchica della chimica può essere così rappresentata (fig. 1). Giunti a questo punto, possiamo porci qualche interrogativo non banale sul significato del termine *elemento* nella espressione «*Tavola Periodica degli Elementi*» e sulla pertinenza delle informazioni che abitualmente accompagnano la tavola periodica. Per rispondere a tali interrogativi, si esaminano dapprima i tipi di informazioni fornite con le tavole periodiche; in seguito, si discuterà la pertinenza di tali informazioni alla luce del significato che si è attribuito al concetto di elemento.

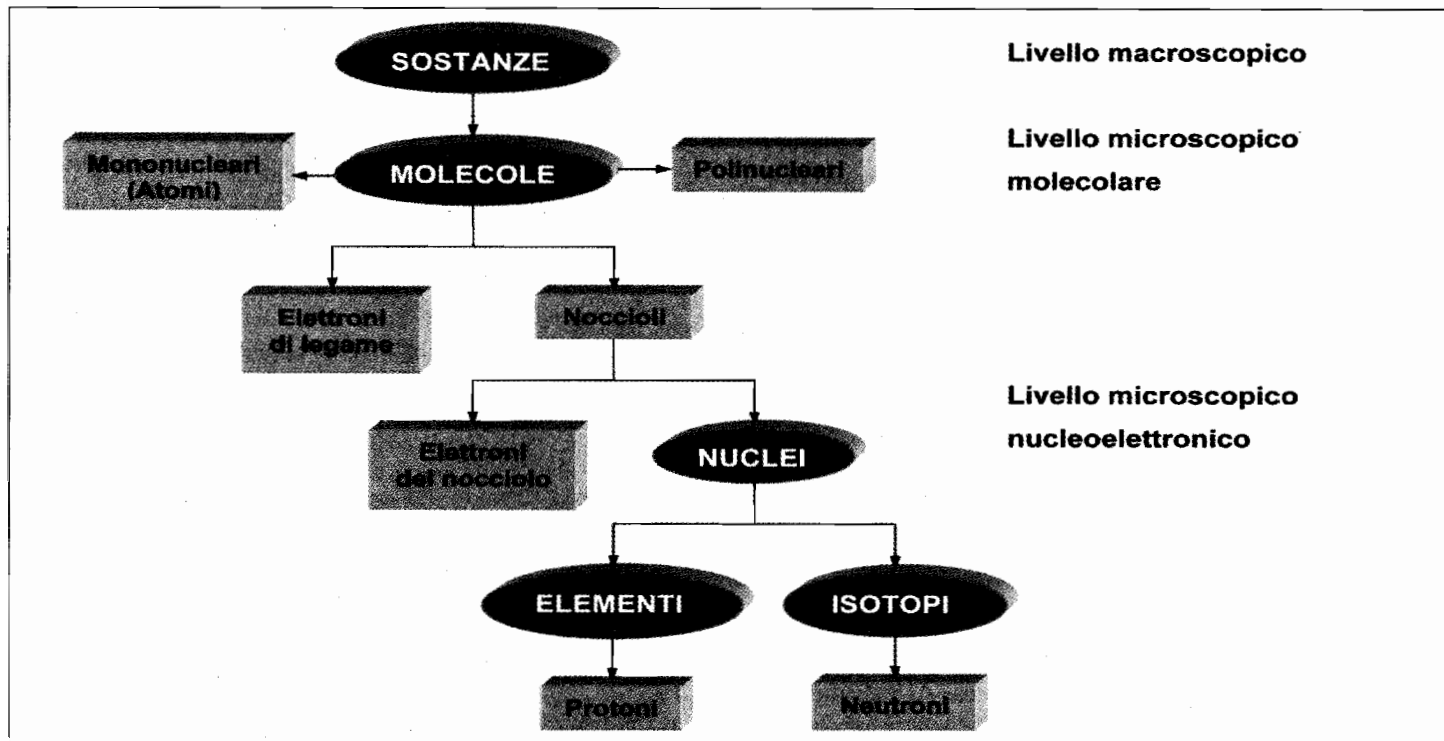
Tavole periodiche e informazioni

Le informazioni che accompagnano le tavole periodiche sono a volte molto scarse e a volte molto ricche. In questo paragrafo sono presentati alcuni esempi relativi a tavole che figurano nei testi di chimica per la scuola secondaria e per l'università, ed a tavole da consultazione. Si assume come riferimento la casella relativa all'idrogeno.

⁸ Quando un atomo si combina con altri atomi dello stesso elemento o di elementi diversi perde la propria individualità, in quanto mette in comune con altri atomi (uno o più) una parte dei propri elettroni.

⁹ A. Regis, *Ma cosa è un elemento?*, Atti del XII Congresso Nazionale della Divisione di Didattica della Società Chimica Italiana, Trieste 7/10 novembre 2001, pp. 133-138.

Fig. 1 - La struttura gerarchica della chimica di base.



TESTI PER LA SCUOLA SECONDARIA

Testo 1, per il corso di chimica del biennio¹⁰. All'interno del volume è riportata una tavola periodica con caselle come quella a lato riportata. Le informazioni reperibili in ogni casella sono: simbolo dell'elemento e numero atomico.

H
1

Nell'ultima pagina del libro è riportata una tavola periodica con le seguenti informazioni: nome, numero atomico, simbolo, peso atomico (*u*), numeri di ossidazione, temperatura di fusione (°C), temperatura di ebollizione (°C), energia di ionizzazione (*kJ/mol*) e elettronegatività (secondo Pauling).

idrogeno	
1	259
H	253
	1312
1,008	2,1
	-1+1

Testo 2, per il corso di scienze della materia nel biennio¹¹. La tavola periodica che si trova all'interno del volume porta le seguenti informazioni: numero atomico (*Z*), massa atomica (*Ar*), simbolo e nome dell'elemento. Nell'ultima pagina è riportata una versione analoga.

1
1,006
H
idrogeno

Testo 3, per il corso di scienze della materia nel biennio¹². All'interno del volume è riportata una tavola periodica con le seguenti informazioni: simbolo dell'elemento e numero atomico.

H
1

Nell'ultima pagina è possibile trovare una versione della tavola periodica molto più ricca di informazioni: nome, numero atomico, simbolo, massa atomica (*u*), temperatura di fusione (°C), temperatura di ebollizione (°C), energia di ionizzazione (*kJ/mol*), elettronegatività (secondo Pauling), densità (*g cm⁻³*).

idrogeno	
1	259
H	253
	1312
1,008	2,1
	0,0899

Testo 4, per il corso di chimica nel triennio¹³. Le caselle della tavola periodica che si trova all'interno del volume sono come quella a lato riportata. Le informazioni reperibili in ogni casella sono: numero atomico, nome, massa atomica relativa, punto di fusione (°C), punto di ebollizione (°C), simbolo, elettronegatività, densità, stati di ossidazione e struttura elettronica. Al volume è allegata una tavola periodica extratesto identica.

1	H
Idrogeno	
1,0079	2,1
-259,14	0,0899
-252,5	-1,1
	1s ¹

TESTI UNIVERSITARI

In tre testi¹⁴ le informazioni riportate in ogni casella sono: numero atomico, massa atomica, simbolo chimico e nome dell'elemento. Un altro testo¹⁵ riporta, in ogni casella: numero atomico, simbolo chimico e configurazione elettronica dello stato fondamentale.

1
H
1s ¹

TABELLE DA CONSULTAZIONE

In una tabella¹⁶, le informazioni sono suddivise in due serie di caselle. *Prima serie*: numero atomico, punto di fusione (°C), punto di ebollizione (°C), densità (*g cm⁻³*), peso(?) atomico, stati di ossidazione, simbolo e configurazione elettronica (più il nome). *Seconda serie*: simbolo, raggio atomico (*pm*), raggio covalente (*pm*), raggio ionico (*pm*), volume atomico (*cm³ mol⁻¹*), stati di ossidazione negli ossidi, proprietà acido base, struttura cristallina, elettronegatività (Pauling), energia di prima ionizzazione (*kJ mol⁻¹*), calore di fusione – più correttamente si dovrebbe indicare entalpia di fusione – (*kJ mol⁻¹*), calore di vaporizzazione – più correttamente si dovrebbe indicare entalpia di vaporizzazione – (*kJ mol⁻¹*), conducibilità termica a 25 °C (*W m⁻¹ K⁻¹*), resistività elettrica a 20 °C (*μΩ cm*), calore specifico a 20 °C (*J g⁻¹ K⁻¹*). In un'altra tabella¹⁷, le informazioni sono suddivise in quattro serie. *Prima serie: proprietà chimiche 1*, così indicate in legenda: numero atomico, elettronegatività, comportamento acido-base, massa atomica, stati di ossidazione, simbolo, struttura elettronica e nome. *Seconda serie: proprietà chimiche 2*, così indicate in legenda: numero atomico, energia di prima ionizzazione (*kJ mol⁻¹*), affinità elettronica (*kJ mol⁻¹*), raggio ionico (*pm*), simbolo, raggio atomico (*pm*), nome e composizione isotopica (atomi %). *Terza serie: proprietà fisiche 1*, così indicate in legenda: numero atomico, abbondanza in natura (*ppm*), temperatura di fusione (°C), temperatura di ebollizione

10 F. Bagatti, E. Corradi, A. Desco, C. Ropa, *Chimica*, Zanichelli, Bologna 2003, pp. 178, 179 e l'ultima.

11 U. Amaldi, *Le scienze della materia e dell'energia*, Zanichelli, Bologna 1996, p. 461 e l'ultima.

12 G. Ruffo, *Scienza della materia*, Zanichelli, Bologna 2003, p. 12 e l'ultima.

13 E. Giamello, L. Battezzati, V. Bolis, B. Fubini, *Atomi Molecole Materiali*, Loescher, Torino 1998, p. 89 e interno copertina.

14 (a) P.W. Atkins, *Chimica generale*, Zanichelli, Bologna 1995; (b) J.W. Moore et al., *Chimica*, Zanichelli, Bologna 2002; (c) M.S. Silberberg, *Chimica*, McGraw-Hill, Milano 2004.

15 N.N. Greenwood, A. Earnshaw, *Chimica degli elementi*, Piccin, Padova 1991, vol I, p.1.

16 R. Barbucci (a cura di), *Tavola periodica e proprietà degli elementi*, Morelli V. Editore, Roma 1993.

17 *Compendio di tavole periodiche* (a cura di A. Clerici, S. Morrocchi), Italian Polytechnic Press, Milano 2003.

(°C), simbolo, struttura cristallina, densità ($g\ cm^{-3}$), volume molare ($cm^3\ mol^{-1}$), temperatura critica e nome. *Quarta serie: proprietà fisiche 2*, così indicate in legenda: numero atomico, calore specifico a 25 °C ($J\ g^{-1}\ K^{-1}$), entalpia di fusione a 25 °C ($kJ\ mol^{-1}$), entalpia di vaporizzazione a 25 °C ($kJ\ mol^{-1}$), simbolo, nome, resistività elettrica ($10^8\ \Omega\ m$) a 20 °C, conducibilità termica a 25 °C ($W\ m^{-1}\ K^{-1}$), applicazioni e anno di scoperta.

Dagli esempi risulta una notevole disparità nel numero e nel tipo di informazioni associate alla tavola periodica. Da cosa dipendono queste differenze? Dalle inclinazioni personali di chi ha elaborato la tavola, da esigenze editoriali, dal caso, da scelte di natura concettuale? Chi ha ragione? Gli autori che abbondano di informazioni o quelli che propongono tavole periodiche poche di dati? Per rispondere a questi interrogativi, è opportuno fare riferimento all'evoluzione del concetto di elemento schematizzata nel paragrafo precedente.

Tavola periodica e registri di concettualizzazione

In senso stretto, la "tavola periodica degli elementi" dovrebbe fornire informazioni relative unicamente agli elementi, che, come si è visto, sono: nome, simbolo, numero atomico e posizione nella tavola periodica. Con il termine elemento non si fa riferimento a qualcosa che appartiene al registro macroscopico della chimica, né a qualcosa che appartiene al registro microscopico atomico/molecolare. Un elemento non è né una sostanza semplice, né un atomo, né una molecola: quindi nella tavola periodica degli elementi non dovrebbero figurare informazioni relative alle sostanze, agli atomi e alle molecole. Tuttavia l'andamento regolare e la periodicità delle proprietà riguarda non tanto i nuclei (ossia gli elementi propriamente detti), quanto piuttosto gli atomi (volume atomico, raggio atomico, raggio ionico, elettronegatività, ecc.), le sostanze semplici e quelle composte analoghe (cloruri, ossidi, ecc.), tanto è vero che Mendeleev elaborò il concetto di periodicità proprio facendo riferimento alle sostanze semplici e composte, e ad alcune loro proprietà macroscopiche. Quindi, la tavola periodica è uno strumento agevole per mettere in evidenza andamenti regolari e periodici nelle proprietà di entità chimiche che appartengono ai differenti registri di concettualizzazione della chimica: quello macroscopico delle sostanze; quello microscopico atomico/molecolare; quello microscopico subatomico o nucleoelettronico. Per fare fronte alla duplice esigenza di rispettare il rigore concettuale e facilitare l'accesso all'informazione, sarebbe consigliabile limitarsi a chiamarla "tavola periodica": in questo modo cadrebbe la limitazione imposta dal riferimento al concetto di elemento. Si potrebbero allora riunire, in una stessa casella, informazioni diverse, distinguendole però chiaramente nei tre livelli di concettualizzazione.

Al livello macroscopico delle sostanze afferiscono soprattutto proprietà fisiche quali: densità (massa volumica), temperatura di fusione, temperatura di ebollizione, volume molare, conducibilità termica, entalpia di fusione, entalpia di vaporizzazione, ecc.

Al livello microscopico degli atomi si riferiscono proprietà quali: massa atomica relativa, raggio atomico, volume atomico ecc.

Al livello microscopico nucleoelettronico competono, oltre alle proprietà già ricordate, il numero di massa, la configurazione elettronica, i tipi di legame, ecc.

Nella tab. 3 sono ripartite, nei tre registri di concettualizzazione, le proprietà che sono riportate nelle tabelle periodiche in circolazione. L'utilizzo consapevole dei vari registri – da parte degli insegnanti – potrebbe tornare utile anche per evitare l'instaurarsi ed il diffondersi di idee difformi, come quella di attribuire alle molecole le proprietà delle sostanze (la molecola d'acqua bolle a 100 °C), oppure per capire come mai è importante usare il termine diidrogeno per indicare la sostanza semplice idrogeno, riservando il termine idrogeno per indicare l'elemento¹⁸.

Tab. 3 – La distinzione delle proprietà nei tre livelli di concettualizzazione.

Registro macroscopico
Sostanze semplici: nome, posizione nella tavola periodica, temperatura di fusione, temperature di ebollizione, temperatura critica, entalpia di fusione, entalpia di vaporizzazione, calore specifico, volume molare, densità, conducibilità termica, resistività elettrica.
Registro microscopico
Molecole mononucleari (es: Na) o polinucleari (es: H ₂): nome, posizione nella tavola periodica, simbolo o formula (H ₂), raggio ionico, massa atomica relativa, raggio atomico, energia di prima ionizzazione, affinità elettronica, ¹⁹ elettronegatività, struttura cristallina ²⁰ , configurazione elettronica ²¹ .
Registro nucleoelettronico
Struttura nucleoelettronica: posizione nella tavola periodica, nome, simbolo, numero atomico, numero di massa, composizione isotopica ²² .

18 Lo stesso dicasi per diossigeno, diazoto, dicloro ecc.

19 Sebbene la misurazione di queste energie sia riferita ad una mole di atomi e quindi ad una mole di elettroni, le definizioni di energia di ionizzazione e di affinità elettronica fanno riferimento all'atomo neutro; tali proprietà vanno, dunque, inserite nel registro microscopico molecolare.

20 Anche la struttura cristallina determina l'aspetto e le proprietà macroscopiche di una sostanza (punto di fusione, punto di ebollizione, densità,...), essa riguarda la disposizione relativa degli atomi, molecole, o ioni a livello atomico-molecolare; pertanto è una caratteristica da inserire nel registro microscopico.

21 La configurazione elettronica qui riportata è quella attribuita all'atomo neutro, quella cioè che viene correlata alle altre proprietà periodiche: preferiamo inserirla nel livello microscopico atomico-molecolare, poiché, facendo riferimento all'esempio proposto, gli ioni dell'elemento idrogeno non possiedono la configurazione elettronica indicata.

22 La composizione isotopica distingue gli atomi sulla base della diversa quantità di neutroni presenti in nuclei aventi lo stesso numero atomico; il registro a cui fare riferimento è, quindi, quello nucleoelettronico.

	Idrogeno		Nome dell'elemento
L. NUCLEO ELETTRONICO	H	1	Simbolo e numero atomico
L. MICROSCOPICO	H ₂	2,1	Simbolo o formula ed elettronegatività (secondo Pauling)
	1,008	37	Massa atomica relativa e raggio atomico (<i>pm</i>)
L. MACROSCOPICO	1312,0	1s ¹	Energia prima ionizzazione (<i>kJ mol⁻¹</i>) e configurazione elettronica
	diidrogeno	0,0899	Nome della sostanza semplice e densità (<i>g cm⁻³</i>)
	-259,14	-252,5	T. di fusione (°C) e T. di ebollizione (°C)

Fig. 2 - Esempio di casella della tavola periodica rivista.

Alla luce di quanto è emerso, si possono prospettare due eventualità. La prima consiste nel realizzare un sistema periodico puro, il quale dovrebbe essere chiamato "**Tavola degli elementi**", in cui le informazioni riguardano *unicamente gli attributi specifici degli elementi*, e quindi nelle relative caselle dovremmo inserire solo un *nome*, un *simbolo* e un *numero atomico*.

In tal caso, non sarebbe più possibile far apprendere ai nostri alunni il *concetto di periodicità*; infatti, in nessun modo sarebbe agevole, ad esempio, correlare la configurazione elettronica all'andamento dei raggi atomici. La seconda possibilità, che consentirebbe di risolvere il problema appena discusso, prevede l'uso di una "**Tavola periodica**" nella quale le varie informazioni siano distinte in modo inequivocabile tra i diversi livelli di concettualizzazione; in

tal modo, sebbene non possa più dirsi "*degli elementi*", perché vi sarebbero anche informazioni sulle sostanze semplici, può essere efficacemente utilizzata per la discussione del *concetto di periodicità*.

Al fine di insegnare la chimica rispettando la logica della disciplina e di evitare che gli studenti, come spesso accade, parlino della "conducibilità elettrica dell'atomo d'oro" o della "temperatura di ebollizione della molecola di diossigeno", veri e propri errori concettuali, è necessario insegnare a distinguere – in modo netto e preciso – il livello di concettualizzazione a cui si riferiscono le varie informazioni della tavola periodica. In tal senso, sarebbe opportuno adottare tavole periodiche contenenti caselle analoghe a quelle della *fig. 2*.

Ezio Roletto, Alberto Regis, Marco Ghirardi