

Perché è tanto difficile insegnare e imparare la chimica?

L'importanza del metodo scientifico

Franca Morazzoni

Abstract

Chemistry, although a fundamental science, is difficult to be taught and to be learned, much more than mathematics and physics. This paper discusses the origin of this difficulty, by describing four examples of the material structure and relating their structure to the chemical properties. They are the Lavoisier law, the atomic structure, the electron motion, the periodic table of Mendeleev. In all these examples the description either in terms of scientific method or of historic development suggests which order should be followed to make the approach to chemistry easier.

Parole chiave

Apprendimento della chimica, didattica della chimica, metodo scientifico.

Introduzione

Nella mia vita di docente di chimica ho incontrato allievi di ogni tipologia, da quelli universitari, per me più convenzionali, agli allievi delle università della terza età nel contesto delle azioni di terza missione universitaria, a quelli presenti episodicamente per ascoltare una mia presentazione. In tutti i casi ho raccolto l'impressione, a volte da loro direttamente comunicata, che non avessero mai appreso prima d'allora neppure l'alfabeto della chimica e si aspettassero di dover effettuare un grande sforzo di comprensione anche solo delle basi della disciplina. Sforzo non sempre gradito e a volte seguito, come conse-

guenza, dalla decisione di non dedicare altro tempo a questo studio. Tutto ciò accade meno spesso per le altre scienze dure, cioè matematica e fisica, in linea di principio non meno semplici della chimica.

Le difficoltà che si incontrano nello studio della chimica iniziano sin dalla scuola media superiore e probabilmente derivano da una non convincente presentazione degli obiettivi e dei metodi. In generale, infatti, gli allievi sono facilitati quando riescono a ritrovare nella realtà che li circonda riferimenti e motivazioni allo studio della disciplina. Nel caso della matematica, a vari livelli, vengono messi al corrente della possibilità di raffigurare quantitativamente il mondo reale, di conoscere la struttura degli enti matematici (funzioni), dello spazio loro associato e del movimento; il tutto unito a considerazioni di logica che ne facilitano la memorizzazione. La fisica presenta nozioni sull'equilibrio e il moto dei corpi, sull'energia, descritti attraverso lo strumento della matematica, concludendo con la fisica quantistica per la descrizione del moto delle particelle di piccole dimensioni. La chimica viene in genere presentata come lo studio della materia e delle sue trasformazioni, materia intesa come combinazione di elementi, e viene associata con difficoltà agli interessi quotidiani. Gli elementi chimici forniscono inoltre una descrizione frammentaria, con scarsi collegamenti tra l'uno e l'altro e sono associati a intrinseca difficoltà di apprendimento consapevole, il che costringe alla memorizzazione. Ben maggiore interesse potrebbe suscitare una descrizione strutturale della materia (declinata in atomi e molecole), mirata a evidenziare sia le proprietà degli individui chimici che le reazioni che li modificano a partire dalla loro struttura atomica. Questa opzione è infatti attualmente scelta dai moderni testi di chimica generale (Silberberg 2023⁵), che evidenziano la natura atomica e molecolare della materia e delle sue trasformazioni e forniscono una descrizione coordinata degli elementi e delle loro proprietà periodiche. È infatti necessario che il linguaggio elementare della chimica sia utilizzato per approfondire la conoscenza della natura (Balzani-Venturi 2012 e 2014).

In termini di un più agevole apprendimento della chimica, anche l'ordine storico della esposizione risulta essere importante, perché il conoscere cronologicamente l'origine delle teorie atomiche e molecolari e gli approfondimenti che si sono avvicendati negli anni, aiuta a porre in ordine logico la concatenazione dei concetti e chiarisce lo

sviluppo logico temporale seguito dalla mente umana. A questo proposito, dopo un periodo caratterizzato dalla alchimia, disciplina antenata della chimica quasi del tutto priva di collegamenti razionali tra sperimentazione e interpretazione strutturale della materia, durante l'illuminismo prende avvio la conoscenza scientifica in ambito chimico. Il primo risultato fondamentale è dovuto a Lavoisier, che applica il cosiddetto metodo scientifico proposto da Galileo. Galileo Galilei è considerato il padre del metodo scientifico sperimentale, un approccio che si basa sull'osservazione, la formulazione di ipotesi e la verifica attraverso esperimenti. Il suo metodo ha rivoluzionato il modo in cui si conduce la ricerca scientifica, passando da un approccio più filosofico e speculativo a uno più rigoroso e basato sulla verifica empirica. Seguendo la via indicata da Galileo, ogni descrizione della disciplina chimica sottolinea la propedeuticità tra l'osservazione dei fenomeni, l'ipotesi di interpretazione, le conferme sperimentali e conclusioni teoriche.

Si riporta nella fig. 1 lo schema del metodo scientifico. Nel prosieguo si cercherà di seguire questa traccia con alcuni significativi esempi, anticipando che si tratta della strada da seguire per un più semplice apprendimento della chimica. Il percorso prevede ovviamente sia didattica frontale che di laboratorio, integrati sulla base della docenza e delle risorse. Nel contesto attuale anche delle Tecnologie dell'Informazione e della Comunicazione.

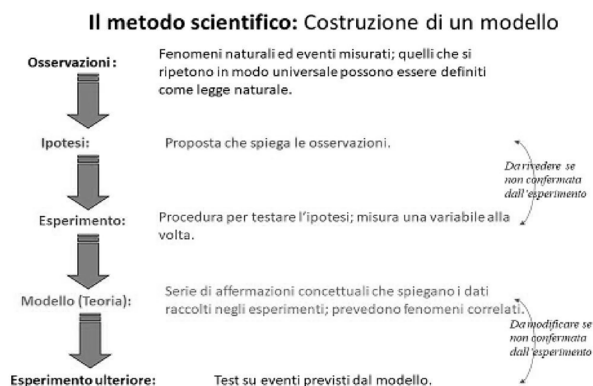


Fig. 1 – schema del metodo scientifico

Esempio n. 1: l'ipotesi dell'atomo indivisibile

La non divisibilità dell'atomo, cioè l'esistenza di un oggetto indivisibile, la cui associazione porti alla formazione di una porzione di materia, risale a una ipotesi del V secolo, a opera del filosofo Democrito. Questa è legata all'osservazione che la suddivisione di una porzione di materia non è senza limite, pena la negazione di esistenza della materia stessa. Si deve necessariamente ammettere l'esistenza di una quantità di materia di dimensioni minime, indivisibile e immutabile.

Questa definizione di atomo era a quei tempi non semplice da dimostrare a causa della mancanza di sperimentazione, primo requisito del metodo scientifico. Si dovettero attendere i risultati di A. Lavoisier (1770) per una proposta scientifica della natura atomica.

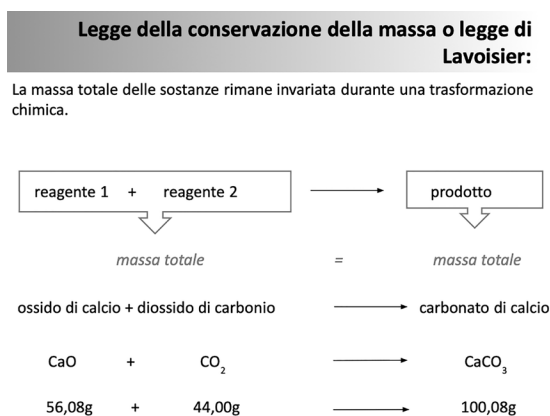


Fig 2 – osservazioni relative alla legge di Lavoisier

Dall'esperimento di Lavoisier descritto in fig. 2 deriva che in una reazione la massa si conserva e ciò implica la unicità e invariabilità degli atomi durante il processo. Queste conclusioni hanno come conseguenza che:

1. Tutta la materia è costituita da atomi;
2. Gli atomi di un elemento non possono essere convertiti in quelli di un altro elemento;
3. Gli atomi di un elemento sono identici nella massa e nelle altre proprietà e sono diversi dagli atomi di un altro elemento.

Esempio n. 2: La struttura degli atomi

La descrizione dell'atomo secondo Lavoisier non considera, né lascia intendere, una struttura fine della particella, attribuendole solo la proprietà macroscopica della massa. Del resto la sperimentazione in quei tempi non consentiva altro che la misura di grandezze macroscopiche. Si deve a J.J. Thomson (1897) l'esperimento di emissione dai metalli di raggi detti catodici, costituiti da particelle negative. Tali raggi erano invarianti con il metallo (catodo) da cui venivano emessi ed erano quindi una proprietà comune a tutti gli atomi emettitori (Fig. 3). A essi fu dato il nome di elettroni.

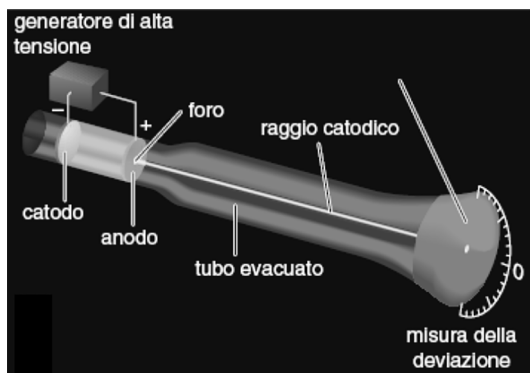


Fig. 3 – esperimento di Thomson

L'esistenza di particelle subatomiche con carica negativa condusse alla ricerca degli equivalenti con carica positiva, come richiesto dalla neutralità degli atomi. Ernest Rutherford (1908) diede una risposta al quesito sulla base delle deviazioni osservate per un flusso di particelle che attraversa una lamina d'oro (Fig. 4) e suggerì per l'atomo una struttura essenzialmente cava con un nucleo centrale molto piccolo a carica positiva ed elevata densità (Fig. 5).

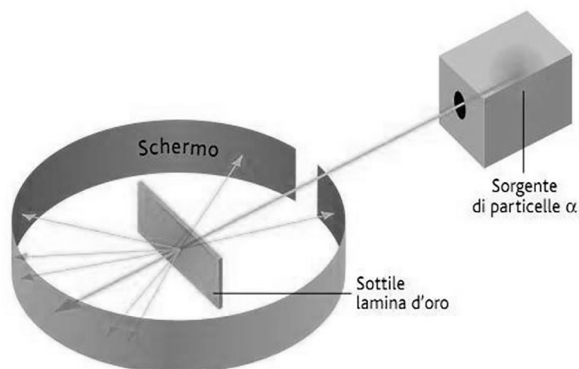


Fig. 4 – esperimento di Rutherford

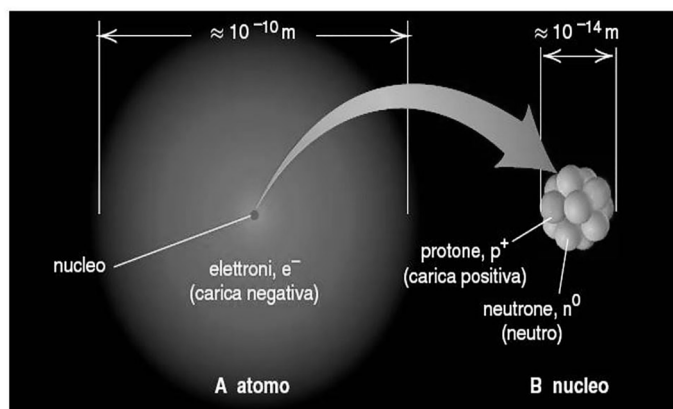


Fig. 5 – struttura atomica

Da quanto descritto appare evidente che, a partire dalla intuizione di Democrito, passando attraverso le sperimentazioni e le ipotesi di Lavoisier, Thomson e Rutherford, il metodo scientifico ha guidato la conoscenza della struttura atomica verso una formulazione assai più dettagliata e ulteriormente studiabile. Inoltre si è intrapresa la strada di considerare le sperimentazioni ciascuna il punto di partenza della successiva, quest'ultima non negando proprietà acquisite ma integrandole con altre più approfondite.

La natura delle particelle subatomiche era a questo punto nota, ma nulla si conosceva sull'energia che, associata agli elettroni, consentiva agli atomi di reagire e cambiare le loro caratteristiche chimiche. Solo agli inizi del XX secolo gli scienziati affrontarono lo studio del moto ed energia degli elettroni.

Esempio n. 3: Il moto degli elettroni

Seguendo le leggi della meccanica classica gli elettroni (aventi carica negativa) soggetti al campo gravitazionale del nucleo (avente carica positiva) dovrebbero avere un'energia associata al movimento. Con tale ipotesi ci si sarebbe atteso che la loro energia assumesse valori continui. Viceversa la sperimentazione (emissione di radiazione dell'atomo di idrogeno) mise in evidenza che per gli elettroni esistono livelli di energia discontinui e stazionari. È la teoria della struttura atomica dovuta a N. Bohr (1922), secondo la quale il modello atomico è costituito da un nucleo circondato da elettroni che orbitano in stati energetici discontinui e aventi energia costante (Fig. 6).

La spiegazione di Bohr delle tre serie di righe spettrali dell'atomo di H

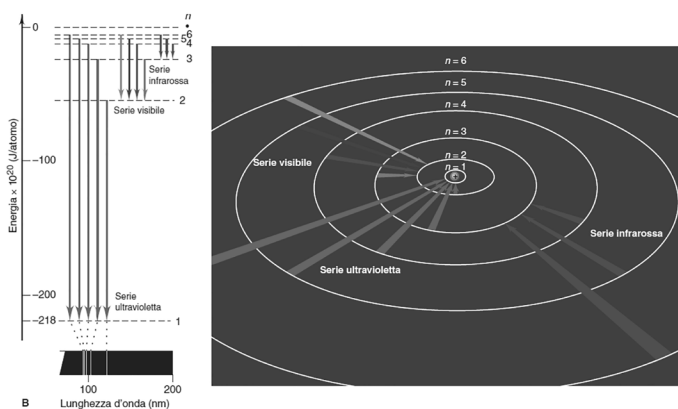


Fig. 6 – modello atomico di Bohr per l'atomo di idrogeno

La proposta di Bohr, nonostante si accordi con le emissioni di energia sperimentali dell'atomo di idrogeno, non fornisce un razio-

nale per la stazionarietà dell'energia degli stati, la quale, secondo la meccanica classica, con il moto dovrebbe diminuire e alla fine annullarsi. Inoltre i risultati sperimentali sono validi solo per le specie con un unico elettrone. Si tenga presente che in quegli anni erano note già la teoria dei quanti dovuta a Plank e l'effetto fotoelettrico dovuto a Einstein, a supporto dell'evidenza di energia quantizzata degli elettroni. A seguito della relazione tra materia ed energia proposta da Einstein, $E = mc^2$, prese corpo l'ipotesi che gli elettroni fossero contemporaneamente energia e materia e, essendo l'energia di natura ondulatoria, anche l'elettrone fosse una particella con moto ondulatorio. Questa affermazione condusse al moderno modello atomico secondo il quale gli elettroni non traslano, ma sono probabilisticamente collocati in uno spazio definito. Gli spazi di collocazione degli elettroni sono uguali per tutti gli atomi, ma differentemente occupati in dipendenza dal numero di elettroni presenti. Questi spazi prendono il nome di orbitali e hanno differenti forme spaziali (Fig. 7). La loro superficie racchiude il 90% di probabilità di trovare l'elettrone nei punti in essi compresi; le denominazioni che contraddistinguono gli orbitali sono s, p, d, f, g fino alla occupazione di tutti gli elettroni degli atomi conosciuti.

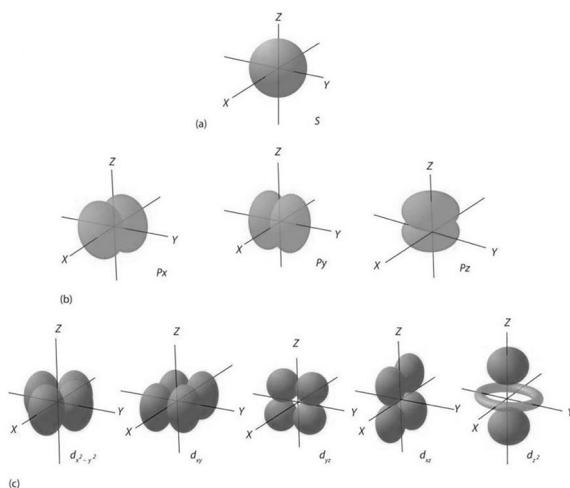


Fig.7 – descrizione geometrica degli orbitali s, p, d

L'evoluzione della teoria di Bohr, che proponeva una discontinuità dei livelli energetici, si coniuga con la localizzazione degli elettroni in differenti orbitali. L'energia di ciascuno di questi orbitali è quindi diversa e gli elettroni dei differenti atomi li occupano in ordine di energia crescente (Fig. 8).

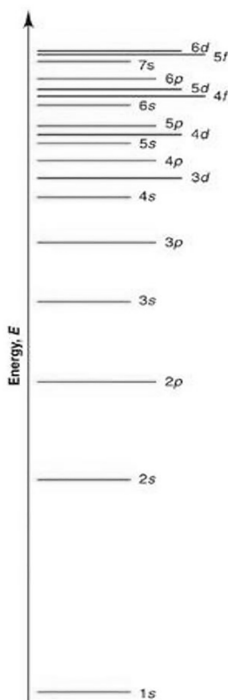


Fig. 8 – energie degli orbitali atomici s, p, d, f

Le differenze di comportamento chimico (di energia chimica) tra gli atomi sono prevedibilmente legate al differente posizionamento degli elettroni, da cui dipende anche la reattività dell'elemento chimico. Quindi la configurazione elettronica dell'atomo di un elemento dà indicazione sulle sue proprietà chimiche.

Esempio n. 4: La tavola periodica di Mendeleev

L'esempio è strettamente connesso alla distribuzione elettronica già discussa in quello precedente e costituisce un'evoluzione decisiva della primitiva tavola periodica di Mendeleev. Nel 1869 il chimico russo D. I. Mendeleev propose una organizzazione degli elementi fino ad allora noti, ponendoli in ordine di massa atomica crescente da sinistra a destra, e incolonnando uno sopra l'altro gli elementi con proprietà simili. Anche in questo caso il primo tentativo di associare a un atomo le sue proprietà si basava sulla massa. Considerando la tavola periodica di Mendeleev, posizionando gli elettroni, a partire dall'atomo di idrogeno, su orbitali a energia sempre più elevata (Fig. 8), passando da sinistra a destra con un intervallo di un elettrone, si ottiene un risultato sorprendente in termini di relazione proprietà-struttura (Fig. 9).

Period	1A (1)								8A (18)
	1	1 H 1s ¹	2A (2)	3A (13)	4A (14)	5A (15)	6A (16)	7A (17)	2 He 1s ²
	2	3 Li [He] 2s ¹	4 Be [He] 2s ²	5 B [He] 2s ² 2p ¹	6 C [He] 2s ² 2p ²	7 N [He] 2s ² 2p ³	8 O [He] 2s ² 2p ⁴	9 F [He] 2s ² 2p ⁵	10 Ne [He] 2s ² 2p ⁶
	3	11 Na [Ne] 3s ¹	12 Mg [Ne] 3s ²	13 Al [Ne] 3s ² 3p ¹	14 Si [Ne] 3s ² 3p ²	15 P [Ne] 3s ² 3p ³	16 S [Ne] 3s ² 3p ⁴	17 Cl [Ne] 3s ² 3p ⁵	18 Ar [Ne] 3s ² 3p ⁶

Fig. 9 – prime tre righe della tavola periodica

Infatti gli elementi incolonnati presentano un numero uguale di elettroni negli orbitali più esterni, 1s 2s 3s, suggerendo che la modalità con la quale questi elettroni interagiscono con altri elettroni di atomi differenti è uguale. L'esperienza dimostra che litio (Li) e sodio (Na) reagiscono con l'acqua in modo analogo:



Inoltre gli elementi nelle prime tre colonne si comportano da metalli e perdono facilmente i loro elettroni esterni; gli elementi delle colonne 5-9 sono semimetalli o isolanti e trattengono i loro elettroni. L'ottava casella contiene i cosiddetti gas nobili i quali reagiscono con

difficoltà perché avendo tutti gli orbitali pieni di elettroni sono molto stabili. Così la tavola di Mendeleev consente la predizione delle proprietà fisiche e chimiche degli elementi.

ELEMENTI DEI GRUPPI PRINCIPALI

metalli (gruppi principali)
metalli (transizione interna)
metalloidi
non metalli

ELEMENTI DEI GRUPPI PRINCIPALI

ELEMENTI DI TRANSIZIONE

ELEMENTI DI TRANSIZIONE INTERNA

lantanidi

attinidi

Fig. 10 – la tavola periodica di Mendeleev nella versione attuale

Ripercorrendo la strada da noi esposta ne deriviamo una facile opportunità di classificare gli elementi in metalli, non metalli, isolanti e di predire le reazioni chimiche che li caratterizzano. Anche le proprietà fisiche legate al comportamento degli elettroni vengono di conseguenza classificate.

Potremmo estendere la nostra analisi a numerosi altri aspetti della chimica che, seguendo il metodo scientifico, verrebbero meglio compresi e ritenuti, ad esempio il legame chimico, la forma delle molecole, l'organizzazione di atomi e molecole nei solidi, le dinamiche delle reazioni e da ultimo la trasformazione dell'energia chimica in altra tipologia di energia, ad esempio elettrica. Il percorso è quello del metodo scientifico che include ogni nuova acquisizione nella preesistente a formare un sapere unitario.

Conclusioni

I quattro esempi riportati mostrano che il percorso suggerito per rendere più efficace l'apprendimento della chimica segue l'ordine che

il metodo scientifico indica. Cioè parte da una osservazione sperimentale, legata a un'indagine di un fenomeno naturale, e si sviluppa attraverso successive ipotesi che interpretano l'origine della sperimentazione e ne elaborano una teoria. Il percorso fa uso di didattica sia frontale che laboratoriale. E' conveniente sottolineare che le ipotesi possono venire modificate e aggiornate nel tempo, in dipendenza dal confronto con nuovi risultati sperimentali. Lo studente potrebbe alla fine raggiungere la convinzione di essere lui stesso a predire il comportamento della materia e acquisire l'interesse ad ampliare lo studio della disciplina anche in ambito interdisciplinare. Lo studio della chimica potrebbe accantonare l'usuale tediosa enumerazione delle caratteristiche degli elementi e della loro reattività, e diventare invece espressione di una ricerca personale nei confronti di questa disciplina e del suo sviluppo. Ciò è in realtà comune anche alla matematica e alla fisica, che tuttavia coinvolgono meno nozionismo. In conclusione la scienza non è un'esperienza passiva, come guardare fuori dalla finestra, ma piuttosto un processo attivo che richiede impegno, studio, e ricerca. Si concentra sul valore dell'indagine scientifica e sull'importanza di non accontentarsi di semplici apparenze, ma di approfondire la comprensione dei fenomeni.

Bibliografia

Balzani, V., Venturi, M.

2012 *Chimica! Leggere e scrivere il libro della natura*, Scienza Express, Trieste.

Balzani, V., Venturi, M.

2014 *Reading and Writing the Book of Nature*, Royal Society of Chemistry, Cambridge.

Silberberg, M., Amateis, P.

2023⁵ *Chimica, la natura molecolare della materia e delle sue trasformazioni*, McGraw Hill Education, Milano (ed.orig. *Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change*, McGraw Hill Education, New York).