

L'atomo dà i numeri!

MARIARITA DEL MASCHIO
Scuola Media "F. Tomizza"
Istituto Comprensivo "G. Roli", Trieste
m.delmaschio@email.it

SUNTO

Il laboratorio qui descritto, svolto con allievi di scuola secondaria di primo grado (età 12-13 anni), è basato su attività interdisciplinari di matematica e chimica. Dopo aver introdotto la teoria atomica e il modello dell'atomo, si è parlato di numero atomico, di numero di massa e di peso atomico, soffermandosi sul concetto di media ponderata. Lo studio dell'atomo ha offerto lo spunto per introdurre il concetto di ordine di grandezza, le potenze con esponente negativo e la notazione scientifica dei numeri. Per concludere, il concetto di proporzionalità diretta è stato illustrato nell'ambito delle reazioni chimiche, con un semplice esperimento.

PAROLE CHIAVE

DIDATTICA DELLA MATEMATICA / MATHEMATICS EDUCATION; SCUOLA SECONDARIA DI PRIMO GRADO / MIDDLE SCHOOL; SCIENZE INTEGRATE / SCIENCE INTEGRATION; MATEMATICA / MATHEMATICS; CHIMICA / CHEMISTRY.

1. INTRODUZIONE

Il laboratorio che ho preparato assieme ai ragazzi della classe I D (a. sc. 2009/2010) della Scuola secondaria di primo grado "F. Tomizza" di Domio (Trieste) è stato la mia seconda esperienza nel mondo di "La matematica dei ragazzi".

La manifestazione si è svolta il 15 e 16 aprile 2010 presso l'Istituto comprensivo "G. Roli" di Trieste. Il lavoro di preparazione è cominciato, tuttavia, molto prima: a partire dal settembre 2009 sono iniziate le riunioni periodiche del Nucleo di Ricerca Didattica del Dipartimento di Matematica e Informatica¹ dell'Università di Trieste. Da parte mia la scelta dell'argomento da presentare era già stata maturata durante l'estate, e devo riconoscere che non è stato facile trovare un tema alla portata di allievi di "prima media", i veri protagonisti dell'esperienza.

Per sottolineare le potenzialità applicative della matematica, si è ritenuto di approfondire, in termini laboratoriali, alcuni concetti matematici, applicandoli a una disciplina affascinante come la chimica.

¹ Dal 2012: Dipartimento di Matematica e Geoscienze.

La durata della presentazione del laboratorio nel corso della manifestazione era fissata in 25-30 minuti per ogni gruppo di studenti ospiti e gli argomenti da trattare dovevano essere pensati “adattandoli” sia ai ragazzi che li presentavano, sia agli ospiti stessi. Anche sulla base di suggerimenti offerti da insegnanti di chimica delle Scuole secondarie di secondo grado, sono stati individuati alcuni argomenti che coinvolgessero sia la matematica che la chimica.

Gli argomenti di chimica scelti per la trattazione sono stati:

- la teoria atomica e il modello dell’atomo;
- il numero atomico e il numero di massa;
- la tavola periodica;
- gli isotopi;
- le reazioni chimiche;
- le leggi di Lavoisier, di Proust e di Dalton.

In relazione a questi, sono stati trattati i seguenti argomenti di matematica:

- le quattro operazioni aritmetiche;
- la media aritmetica e la media ponderata;
- l’elevamento a potenza;
- la notazione scientifica e l’ordine di grandezza dei numeri;
- la proporzionalità diretta.

Il laboratorio da presentare alla manifestazione è stato progettato in modo tale da essere articolato nelle cinque seguenti postazioni:

- L’atomo dà i numeri
- Isotopi e media ponderata

- La tavola periodica degli elementi
- Potenze e ordine di grandezza
- La proporzionalità in chimica

Gli allievi si sono divisi i compiti di ricerca del materiale, di preparazione dei cartelloni illustrativi e dei giochi da fare e, alla fine, di presentazione degli argomenti. Non si sono verificati particolari problemi: i ragazzi hanno messo in campo tutta la loro creatività e fantasia, per rendere i contenuti semplici da spiegare e immediati da comprendere.

2. PRIMA POSTAZIONE: L'ATOMO DÀ I NUMERI

Nella prima postazione veniva spiegato il termine *atomo* (dal greco *àtomos*, cioè non divisibile), inizialmente considerato come l'unità più piccola e indivisibile della materia. Successivamente, veniva introdotta brevemente la *teoria atomica della materia*, proposta da John Dalton agli inizi dell'Ottocento.

Si scendeva, poi, più nel dettaglio, andando a vedere da quali particelle subatomiche sia costituito l'atomo, quali caratteristiche tali particelle presentino e come sia stata scoperta la loro esistenza. La prima particella a essere individuata è stata l'*elettrone* nel 1897, durante esperimenti con il tubo catodico effettuati da Joseph John Thomson all'Università di Cambridge. Della scoperta della seconda particella, il *protone*, già intuita da Eugene Goldstein (nel 1885), fu attribuita la paternità a Ernest Rutherford (Premio Nobel per la Chimica nel 1908). Poiché il protone ha una massa 1836 volte superiore a quella dell'elettrone, i ragazzi hanno soprannominato gli elettroni "zanzarine".

L'ultima particella in ordine di scoperta è stata il *neutrone*, individuato nel 1932 da James Chadwick durante i suoi studi sulle radiazioni.

I ragazzi hanno riassunto le caratteristiche di massa e di carica delle tre particelle in una tabella, di seguito riportata (cfr. Tabella 1).

Tabella 1

	MASSA	CARICA
e ⁻ (elettrone)	$9,109\ 382\ 6(16)\cdot 10^{-31}$ kg	negativa (-)
p ⁺ (protone)	$1,672\ 621\ 71(29)\cdot 10^{-27}$ kg	positiva (+)
n (neutrone)	$1,674\ 927\ 29(28)\cdot 10^{-27}$ kg	/

Per comprendere il significato dei simboli usati, gli allievi hanno dovuto studiare sia la notazione esponenziale, sia le potenze con esponente negativo.

Veniva sottolineato il fatto che non è definita l'ubicazione precisa delle particelle più piccole, gli elettroni, e si considerano, invece, le probabilità di trovare tali particelle distribuite in vari livelli energetici nello spazio esterno al nucleo, costituito da protoni e neutroni. Si spiegavano anche i concetti di *numero atomico* e di *numero di massa*:

- il *numero atomico* (indicato con Z) è il numero di protoni presenti in un nucleo atomico (pari al numero degli elettroni nel caso di un atomo neutro);
- il *numero di massa* (indicato con A) è il numero totale dei nucleoni (cioè protoni e neutroni).

Si illustrava, quindi, un altro importante concetto della chimica, ossia quello di *valenza*, intesa come numero di elettroni che un atomo può cedere, acquistare o mettere in comune con gli altri atomi per raggiungere la condizione di stabilità.²

A questo scopo, due ragazzi si erano assunti il compito di ricercare e riassumere, in una griglia, per tutti gli elementi chimici, il numero di elettroni nel livello più esterno e la conseguente valenza di ciascuno.

Si proponeva quindi ai visitatori un gioco per stabilire il numero di neutroni di alcuni elementi (indicato con n), che si poteva calcolare con una semplice sottrazione: $A - Z = n$.

3. SECONDA POSTAZIONE: ISOTOPI E MEDIA PONDERATA

Si procedeva a definire il concetto di *isotopo*, ossia un atomo di uno stesso elemento chimico, e quindi con lo stesso numero atomico Z , ma con differente numero di massa A , dovuto a un diverso numero di neutroni presenti nel nucleo.

Ogni atomo può avere più isotopi; perciò il numero di massa che viene indicato nella tavola periodica degli elementi è la media ponderata che tiene conto dei vari isotopi. Questo risultato aveva creato grande sorpresa negli allievi, che avevano notato che il numero di massa non era un numero intero, ma un numero decimale, e non avevano capito come ciò fosse possibile, dato che il numero di particelle presenti in un atomo è un numero intero.

² Per un approfondimento in materia si vedano i paragrafi *La Regola dell'Ottetto* (in MAHAN 1983, pp. 532-534) e *Le eccezioni alla Regola dell'Ottetto* (in BROWN, LEMAY 1986, pp. 190-191).

È stato quindi necessario affrontare il concetto di *media*, confrontandone due tipi: la *media aritmetica* e la *media ponderata*. Ciò veniva illustrato come segue.

La *media aritmetica* M è data dalla somma dei dati divisa per il numero dei dati stessi:

$$M = \frac{x_1 + x_2 + \dots + x_n}{n} = \frac{\sum_{i=1}^n x_i}{n}$$

Nella *media ponderata* si considera anche il “peso” di ogni singolo dato:

$$M = \frac{x_1 \cdot p_1 + x_2 \cdot p_2 + \dots + x_n \cdot p_n}{p_1 + p_2 + \dots + p_n} = \frac{\sum_{i=1}^n x_i \cdot p_i}{\sum_{i=1}^n p_i}$$

Nel caso della massa atomica di ogni singolo elemento, si prende come “peso” del dato la percentuale con cui si trova in natura ciascun isotopo. In questa postazione, venivano proposti solo semplici esempi ed esercizi di calcolo di media aritmetica e di media ponderata.

4. TERZA POSTAZIONE: LA TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI

La postazione ha riscosso grande apprezzamento da parte degli allievi ospiti, per la sua realizzazione originale: si è, infatti, creata una tavola periodica “personalizzata” (cfr. Figura 1).

Figura 1. La tavola periodica della postazione 3.

La tavola periodica degli elementi è stata ideata nel 1869, in Paesi diversi e in maniera indipendente, dal chimico russo Dimitri Ivanovich Mendeleev (1834-1907) e dal fisico tedesco Julius Lothar Meyer (1830-1895). Essa si basava su un principio fondamentale: la *legge periodica*, secondo cui *le proprietà fisiche e chimiche degli elementi sono funzione periodica della grandezza del loro peso atomico*.

All'epoca dell'ideazione della tavola, erano noti solo 60 elementi chimici; Mendeleev procedette alla loro collocazione nella tavola, lasciando alcune caselle vuote, in previsione di elementi (e loro proprietà) non ancora scoperti. Elementi chimici (sia naturali che di sintesi) individuati successivamente hanno effettivamente riempito tali caselle, e le loro proprietà sono state confermate.

La tavola periodica realizzata dalla mia classe presentava 118 elementi, distinti da vari colori in base ai gruppi di appartenenza (metalli alcalini, metalli alcalino-terrosi, metalli di transizione, alogeni, gas nobili, lantanidi e attinidi).

Rispetto alle tavole periodiche che si trovano nei libri di chimica, si era ritenuto di aggiungere, per ogni elemento chimico, il numero di neutroni. Dato che ogni elemento presenta vari isotopi, nel calcolare il numero dei neutroni si era considerato l'isotopo le cui caratteristiche fossero più vicine al valore dato dalla media ponderata arrotondata alla seconda cifra decimale.

Accanto alla tavola periodica "personalizzata" i ragazzi avevano deciso di utilizzare anche un *grafico cartesiano* per rappresentare la relazione fra numero atomico Z (posto in ascissa) e numero di neutroni n (in ordinata).

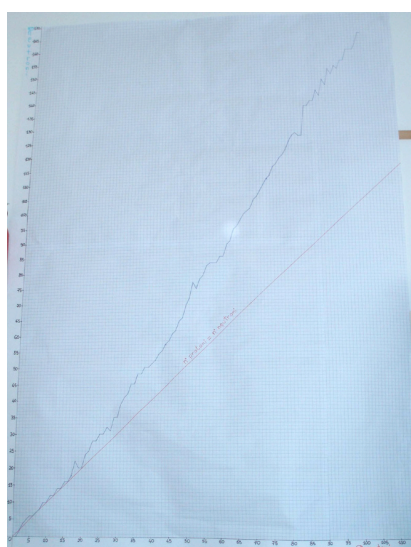


Figura 2. Il grafico della relazione tra Z e n .

Il grafico (cfr. Figura 2) mostrava come, per gli elementi compresi fino al numero atomico pari a 20, il numero di protoni sia circa uguale al numero di neutroni, mentre, con un numero atomico via via superiore, il numero di neutroni aumenti sempre più.

5. QUARTA POSTAZIONE: “POTENZE E ORDINI DI GRANDEZZA”

Per iniziare, veniva definito l'*elevamento a potenza* di un numero positivo a (*base*) all'*esponente* n (numero intero positivo).

Questo era introdotto in modo elementare come il prodotto di n fattori uguali ad a :

$$a^n = \underbrace{a \cdot a \cdot a \cdots a}_{n \text{ volte}}$$

Si considerava anche il caso di $n = 0$, ponendo: $a^0 = 1$, e si spiegava il significato delle potenze con esponente (intero) negativo. Si introducevano quindi il prodotto e il rapporto di due potenze con la stessa base.

I ragazzi mostravano poi ai visitatori come si possano calcolare facilmente le potenze di 10 con esponente intero positivo (ossia scrivendo 1 e aggiungendo tanti zeri quante sono le unità dell'esponente).

Le potenze erano già state trattate in classe: in questa postazione, si è voluto illustrare un esempio di scrittura di numeri molto grandi che utilizza le potenze, significativo per il tema trattato nel laboratorio, quale il *numero di Avogadro*:

$$6,02 \cdot 10^{23}$$

che rappresenta il numero di particelle (atomi, molecole o ioni) presenti in una *mole*.³

Se si scrivesse questo numero senza ricorrere alla *notazione scientifica*, verrebbe un bel “numerone”: 602.000.000.000.000.000.000

Nella presentazione si procedeva, quindi, definendo l'*ordine di grandezza di un numero* come potenza di 10 “più vicina” al numero stesso.

Se consideriamo, come esempio, il numero 12.000, risulta che

$$10.000 < 12.000 < 100.000$$

³ Per un approfondimento in merito si veda il paragrafo *Il concetto di mole* (in MAHAN 1983, pp. 19-20).

In notazione scientifica, si ha che:

$$10^4 < 1,2 \cdot 10^4 < 10^5$$

L'ordine di grandezza di 12.000 è quindi 10^4 .

È stato quindi costruito un cartellone per confrontare misure scritte in notazione scientifica, riportando esempi che facessero riferimento a conoscenze “alla portata di tutti”, e si è posto ai visitatori il quesito di trovare l'ordine di grandezza di alcune misure con il gioco intitolato: “Non c'è grandezza senza ordine”.

Si è così evidenziato che il rapporto, in un atomo, tra la dimensione del nucleo e la sua distanza dal primo livello di elettroni ha lo stesso ordine di grandezza del rapporto tra la dimensione di una palla da tennis posta al centro di un campo di calcio e la sua distanza dai bordi del campo.



Figura 3. Un cartellone della postazione 4.

6. QUINTA POSTAZIONE: LA PROPORZIONALITÀ IN CHIMICA

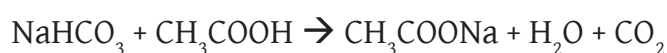
Qui veniva affrontato il concetto di *proporzionalità diretta*. Come è noto, due grandezze variabili si dicono *direttamente proporzionali* se il loro rapporto è costante.

Per semplicità, ciò si esemplificava dicendo che *due grandezze variabili si dicono direttamente proporzionali se al raddoppiare, triplicare, quadruplicare, ecc. (e al dimezzarsi, ecc.) della prima, segue il raddoppiare, triplicare, quadruplicare, ecc. (e il dimezzarsi, ecc.) dell'altra.*

Venivano spiegate, con semplici esempi, le tre leggi fondamentali della chimica:

1. La legge di Lavoisier: *In un sistema chimico isolato, la somma delle masse delle sostanze che effettivamente reagiscono tra loro è praticamente uguale alla somma delle masse delle sostanze che si formano nella reazione (“legge della conservazione della massa”)*⁴. Come esempio veniva considerata la reazione di fotosintesi clorofilliana.
2. La legge di Proust: *Quando due o più elementi si combinano tra loro per formare un composto, essi si combinano secondo proporzioni in massa definite e costanti (“legge delle proporzioni definite”)*⁵. Ad esempio, una molecola di acqua, H₂O, è sempre formata da due atomi di idrogeno, H, e da uno di ossigeno, O.
3. La legge di Dalton: *Le quantità in massa di un elemento che si combinano con la stessa quantità di un altro elemento per formare diversi composti stanno tra loro in rapporti espressi da numeri interi (“legge delle proporzioni multiple”)*⁶. Come esempio, si possono considerare gli ossidi di azoto.

Nel caso della chimica, si è mostrato il concetto di proporzionalità con un esperimento di *reazione sale-acido*:



dove NaHCO₃ indica il bicarbonato di sodio in soluzione, CH₃COOH l'acido acetico al 4%, CH₃COONa l'acetato di sodio, H₂O l'acqua e CO₂ l'anidride carbonica.

Si è verificato che, raddoppiando il quantitativo della soluzione di bicarbonato, si ottiene effettivamente il doppio del volume di CO₂.

⁴ CAMILLI, VALERI 1982, p. 44.

⁵ CAMILLI, VALERI 1982, p. 42.

⁶ CAMILLI, VALERI 1982, pp. 44-45.



Figura 4. Un cartellone della postazione 5.

7. CONCLUSIONE

Posso dire che la preparazione di questo laboratorio ha portato grandi soddisfazioni sia a me, sia ai miei allievi. In primo luogo, ci ha offerto la possibilità di ripassare alcuni concetti matematici e di vederli applicati a una disciplina affascinante come la chimica. Nella fase di presentazione, i ragazzi si sono dimostrati entusiasti di “fare da insegnanti”, spiegando non solo a loro coetanei, ma anche a bambini più piccoli, consolidando così la padronanza dei contenuti e del lessico disciplinare oltre alle competenze comunicative. “La matematica dei ragazzi” è stata un’esperienza che ha fatto capire ai miei allievi *come sia difficile insegnare*, ma anche come tale attività possa portare a notevoli risultati.

Infine desidero ringraziare Patrizia Dall’Antonia (docente di Chimica presso l’Istituto Tecnico “A. Volta” di Trieste), Laura Vasselli (docente di Lettere presso la Scuola Secondaria di primo grado “F. Tomizza” di Domio, Trieste) e i colleghi del Nucleo di Ricerca Didattica dell’Università di Trieste per i preziosi suggerimenti e consigli. E, ovviamente, i ragazzi della mia classe, i miei “attori protagonisti” della (ormai) ex I D della Scuola “F. Tomizza”.

BIBLIOGRAFIA

BROWN T. L., LEMAY H. E. JR.

1986, *Chimica. Centralità di una scienza*, Bologna, Zanichelli.

CAMILLI A., VALERI M.

1982, *I Fondamenti di Chimica secondo il metodo della ricerca scientifica ad uso dei Licei classici e scientifici*, Torino, Paravia.

MAHAN B. H.

1983, *Chimica*, Milano, Casa Editrice Ambrosiana.

PER APPROFONDIRE

BRADY J. E., HOLUM J. R.

1991, *Fondamenti di Chimica*, Bologna, Zanichelli.

SITI WEB CONSULTATI

DAYAH M.

1997, *Tavola periodica interattiva*, <<http://www.ptable.com/>>, sito consultato nel 2010.