

## CHIMICA QUANTITATIVA, STECHIOMETRIA E MOLE: QUALE APPROCCIO PRIVILEGIARE NELLA SCUOLA SECONDARIA DI SECONDO GRADO?

Come rendere la chimica quantitativa più comprensibile e significativa.

ANTONIO TESTONI\*

La chimica quantitativa è comunemente associata al concetto di mole. In particolare, la Stechiometria e la Mole sono due tematiche talmente interconnesse, che è convinzione generale che non si possa trattare l'una (la stechiometria) senza prima aver introdotto l'altra (la mole). Altrettanto condivisa è la consapevolezza, in quanto suffragata da numerosissime ricerche, della difficoltà di comprensione del concetto di mole, in particolar modo da parte degli studenti della scuola secondaria di secondo grado, che si trovano ad affrontare per la prima volta, questi argomenti.

Da parecchi anni si discute sull'opportunità di affrontare o meno questa tematica. Il confronto è fra una posizione minoritaria che sostiene come il concetto di mole non sia adatto a "studenti che frequentano un corso iniziale di chimica" considerando **"una perdita di tempo cercare di insegnare il concetto di mole a soggetti che non sono in grado di pensare in termini di atomi..."**<sup>1</sup> ed i più, che invece intendono la chimica fondamentalmente come una disciplina quantitativa, in cui le misure hanno una notevole importanza. Del resto la mole è una delle sette unità fondamentali del Sistema Internazionale e **"i chimici la usano ogni giorno, in quanto si tratta dell'unità più appropriata per i calcoli stechiometrici"**<sup>2</sup> per cui si ritiene che chiunque affronti lo studio della chimica non possa fare a meno di conoscerla e utilizzarla.

Noi siamo del parere che i calcoli stechiometrici (elementari), non solo possano, ma debbano essere affrontati in un corso di chimica di base. Pensiamo, invece, che gli aspetti quantitativi della chimica debbano essere affrontati tralasciando, *inizialmente*, la trattazione del concetto di mole.

L'idea che non si possa trattare la chimica quantitativa senza invocare la mole non tiene nel dovuto conto la storia della chimica ed in particolare lo sviluppo dell'ipotesi atomistica avvenuta durante l'ottocento. Di mole ne parla Ostwald nel 1899<sup>3</sup> e prima di allora la chimica non era

sicuramente solo qualitativa o descrittiva, tutt'altro! A conferma di ciò, ricordiamo che la prima tabella dei pesi atomici venne stilata agli inizi dell'800 da Dalton, il quale li calcolò seguendo un procedimento geniale, che rappresenta ancora oggi un percorso esemplare per avvicinare gli studenti al cuore della chimica, cioè al mondo degli atomi, delle molecole e delle formule. Riuscire a determinare proprietà atomiche, come il peso atomico, ricorrendo a semplici procedure, è molto importante, specialmente quando viene chiesto al ragazzo un notevole sforzo di astrazione, per immaginare un mondo così diverso, distante e soprattutto invisibile. Difficoltà non molto diverse da quelle che i chimici di inizio ottocento si trovarono ad affrontare: **"Leggere Dalton, leggere degli atomi, mi fece scivolare in una sorta di rapimento... avevo la sensazione che, usando l'immaginazione come un microscopio, mi fosse consentito di vedere un mondo in miniatura, un mondo elementare, migliaia di miliardi di volte più piccolo del nostro... All'inizio dell'800 occorsero un'immaginazione e un coraggio enormi per ipotizzare l'esistenza di entità così completamente fuori della portata di qualsiasi dimostrazione empirica praticabile all'epoca"**<sup>4</sup>.

Proprio per superare queste difficoltà, troppo spesso sottovalutate, è necessario innanzitutto dedicare il dovuto tempo alla costruzione del modello atomistico daltoniano. Modello che, agli occhi del ragazzo, deve mostrarsi non solo comprensibile e plausibile, ma anche **utile**.

Le reazioni chimiche bilanciate e i relativi calcoli stechiometrici, senza "l'appesantimento" della mole, offrono un terreno particolarmente adatto e fecondo, per prendere confidenza con il modello atomistico. I semplici calcoli stechiometrici richiedono conoscenze matematiche elementari e i relativi riscontri sperimentali **non** necessitano di attrezzature e di abilità particolarmente raffinate. Del resto, già dagli anni 1826-1831<sup>5</sup>, quando ancora sui pesi atomici e sulle formule vi erano molte incertezze, il modello atomico veniva utilizzato per la risoluzione di semplici problemi stechiometrici, seguendo procedure basate sulla nascente teoria atomistica e sul concetto di peso atomico, così come era stato definito da Dalton. Resta ben inteso che non ci si deve preoccupare eccessivamente per quelle formule e per quei pesi atomici, che oggi consideriamo "sbagliati", ma che costituirono un riferimento importante per coloro che iniziarono un percorso che a poco a poco si affinò, fino a giungere alla perfezione

\*ITI "Copernico-Carpeggiani" Ferrara E-mail: ajteston@tin.it

della moderna rappresentazione atomico/molecolare. Ciò che più importa sono i procedimenti e le strategie che vennero messe in campo dai Dalton, dai Berzelius, dagli Avogadro, dai Cannizzaro ..., per raccordare molecole, formule e sostanze. Il riconoscimento di questa storicità, dal punto di vista didattico, è fondamentale, perché se viene a mancare l'ambito più concreto, proprio del canone interpretativo classico, ben difficilmente il ragazzo riuscirà a collegare il livello macro con quello micro e a comprendere il significato delle formule: "Dai tempi di Dalton, cioè da due secoli, la chimica fa uso di due livelli di descrizione della materia: il livello *macroscopico*, o fenomenologico, delle proprietà e delle trasformazioni delle sostanze, e il livello *microscopico* (o più esattamente submicroscopico) degli atomi e delle molecole. I chimici si sono da tempo adattati a questa duplicità di livelli, sviluppando una *forma mentis* che consente loro di passare con naturalezza da un livello all'altro pur tenendoli ben *distinti*. Ma ciò non è affatto ovvio per gli studenti che si avvicinano per la prima volta alla chimica, specialmente se sono molto giovani..." soprattutto quando "l'insegnamento è fortemente sbilanciato a favore del livello microscopico come avviene molto spesso nelle scuole italiane ..."<sup>6</sup>

Mantenere distinti ma non separati i due livelli, far comprendere il significato e l'utilità, dal punto di vista chimico, della rappresentazione microscopica della materia (atomi, molecole, formule) rappresentano le difficoltà maggiori dell'insegnamento/apprendimento della chimica. Per cui, *invece di affannarsi e dedicare molto tempo all'insegnamento di un concetto così ostico come la mole (spesso con dubbi risultati), non sarebbe più proficuo recuperare, in chiave didattica, quel tipo di argomentazioni e di strategie proprie della chimica classica, che hanno permesso l'affermarsi del modello atomico/molecolare?*

Riportiamo, a titolo di esempio, due schede tratte da una dispensa<sup>7</sup> utilizzata in dodici classi di un biennio ITI, che seguono una programmazione relativa all'insegnamento della chimica centrata su questo approccio. Tralasciamo volutamente il contesto all'interno del quale queste esemplificazioni trovano la loro collocazione ideale, per focalizzare l'attenzione solo sugli aspetti quantitativi, che sono l'oggetto di questo lavoro.

### Il peso atomico, concetto costitutivo dell'atomismo Daltoniano

"... Il passaggio dalla composizione elementare delle sostanze composte al peso atomico degli elementi componenti costituisce il fondamento della teoria atomistica di Dalton. Ci proponiamo di illustrare il ragionamento di Dalton con un esempio di particolare rilevanza, la determinazione del peso atomico dei costituenti dell'acqua, la cui composizione (costante) in peso era rappresentata dai valori 87.4% per l'ossigeno e 12.6% per l'idrogeno, stabilita alcuni anni prima da Gay Lussac ed Humboldt... Tale ragionamento può essere schematizzato in 5 punti:

1. il punto di partenza consiste nell'ipotizzare che una data quantità di acqua sia costituita da un numero finito, seppur grande, di particelle piccolissime (molecole);
2. la seconda ipotesi consiste nel supporre che le molecole di acqua siano tutte uguali. Questa ipotesi è una conseguenza del fatto che l'acqua risulta avere una composizione costante; questa seconda ipotesi, che Dalton

applica a tutte le sostanze composte, è strettamente connessa alla legge di Proust;

3. consideriamo una quantità finita di acqua, per esempio 100g :

$$\text{acqua}(100\text{g}) = \text{ossigeno}(87.4\text{g}) + \text{idrogeno}(12.6\text{g})$$

Indichiamo con  $p$  le molecole corrispondenti a 100g di acqua ed effettuiamo i seguenti rapporti:

$$100 \text{ g/p} = 87.4 \text{ g/p} + 12.6 \text{ g/p}$$

Qual è il significato di questi rapporti? Mentre il primo rapporto corrisponde al peso di una molecola di acqua, gli altri due indicano soltanto il peso rispettivamente dell'ossigeno e dell'idrogeno contenuti in una molecola di acqua. Se  $p$  non è noto, non è possibile ricavare questi valori (e questa situazione caratterizzò la chimica ottocentesca durante tutta la rigogliosa fase di costruzione dei principi fondamentali della chimica classica), ma è possibile comunque ricavare informazioni di grandissima importanza; si può innanzi tutto determinare, con una semplice operazione il rapporto in peso tra l'ossigeno e l'idrogeno contenuti in una molecola d'acqua.

$$\frac{87.4 \text{ g/p}}{12.6 \text{ g/p}} = \frac{87.4 \text{ peso ossigeno contenuto in una molecola d'acqua}}{12.6 \text{ peso idrogeno contenuto in una molecola d'acqua}}$$

Siamo già arrivati ad una prima affermazione di grande rilevanza: la composizione macroscopica dell'acqua (e più in generale di tutte le sostanze composte) coincide con la composizione molecolare. Vi è però una differenza sostanziale: mentre a livello macroscopico i due numeri che indicano la composizione hanno delle ben definite dimensioni, a livello molecolare, non conoscendo  $p$ , è soltanto un rapporto fra numeri.

4. Il passaggio successivo consiste nell'attribuzione all'acqua di una determinata formula. Dalton, in base al principio della massima semplicità<sup>8</sup>, ipotizzò che la molecola d'acqua fosse costituita da un atomo di ossigeno ed uno di idrogeno.

5. Al punto 3 avevamo ricavato che:

$$\frac{87.4}{12.6} = 6.93 = \frac{\text{peso ossigeno in una molecola d'acqua}}{\text{peso idrogeno in una molecola d'acqua}}$$

Con l'ipotesi formulata al punto 4 si può effettuare questo passaggio:

$$6.93 = \frac{\text{peso dell'atomo di ossigeno}}{\text{peso dell'atomo di idrogeno}}$$

approssimando 6.93 a 7 si ottiene:

$$\text{peso dell'atomo di ossigeno} = 7 \times \text{peso dell'atomo di idrogeno}$$

È proprio l'atomo di idrogeno (il più leggero) che viene preso da Dalton come riferimento dei pesi atomici;

### **il peso atomico dell'idrogeno viene assunto per convenzione 1**

quindi il peso atomico dell'ossigeno risulta essere 7.

Il peso atomico di un elemento è quindi un numero relativo che indica quanto pesa l'atomo dell'elemento in relazione all'atomo di idrogeno considerato come unità..."

### **Le titolazioni acido/base**

"... Un problema di grande importanza, che si presenta spesso, consiste nel determinare, in un dato campione, la quantità di una specifica sostanza in esso presente. Ad esempio, per il latte e l'aceto di vino la legge prevede che, per essere commercializzati, debbano contenere una determinata quantità, rispettivamente, di acido lattico e di acido acetico.

*Com'è possibile verificare che il prodotto posto in commercio rientra nei limiti imposti dalla legge?*

In questi casi, il chimico ricorre ad una analisi particolare - anch'essa prevista dalla legge - che prende il nome di titolazione acido/base ...

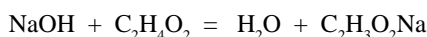
Conoscendo la quantità di base che ha reagito, come possiamo risalire alla quantità dell'acido?

Ammettiamo, ad esempio, di aver impiegato 10 ml di una soluzione di idrossido di sodio (4g/l) per neutralizzare l'acido acetico presente in 1 ml di aceto. Sono stati quindi necessari 0.04 grammi di idrossido di sodio puro per neutralizzare tutto l'acido presente in 1ml di aceto.

Calcoliamo i pesi atomici dell'acido acetico e della soda caustica (Na=23; O=16; C=12; H=1) :

PM(NaOH) = 40 ; PM(C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>O<sub>2</sub>) = 64 ;

La reazione che avviene è la seguente:



Bilanciamo la reazione per ricavare i rapporti di reazione. Il rapporto di reazione NaOH/C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>O<sub>2</sub> è 1/1, quindi il numero di molecole di NaOH che hanno reagito è uguale al numero di molecole di acido acetico presente. Noi non conosciamo il numero di queste molecole, ma, dai pesi molecolari, sappiamo che una molecola di acido acetico ha una massa che è 64/40 = 1.6 volte quella di NaOH. Di conseguenza, visto che il numero di molecole di acido è uguale a quello della base, anche la massa complessiva di acido acetico risulterà 1.6 volte quella di NaOH, cioè 1.6x0.04g=0.064 grammi.

Passiamo all'aspetto operativo e vediamo come procedere per *determinare la quantità di base strettamente necessaria per neutralizzare l'acido ...*"

Questi sono solo alcuni dei tanti esempi, che si possono (devono) portare in un **corso introduttivo** di chimica. Procedere in questo modo, comporta l'innegabile vantaggio di centrare l'attenzione su quegli **aspetti atomico/molecolari** propri della chimica classica, che hanno un'enorme importanza, non solo storica, ma anche didattica, nel costruire un mondo che è stato, prima di tutto, immaginato e dove i punti di contatto con la realtà sono tutt'altro che ovvi e intuitivi. È vero che ormai si hanno a disposizione strumenti che ci permettono di "vedere" le molecole, ma non dobbiamo dimenticare che questi sono stati realizzati quando già le molecole erano state inventate e "viste" dall'intellet-

to umano. Senza questo straordinario atto creativo, nessuno strumento avrebbe portato l'uomo a pensare la materia in termini molecolari. Ciò non può essere ignorato nell'insegnamento della chimica, soprattutto in una situazione di grave e preoccupante disaffezione degli studenti nei confronti delle discipline scientifiche, percepite, troppo spesso, fredde e noiose<sup>9</sup>. Tenere nella dovuta considerazione questioni del tipo "Come facciamo a sapere che...? Perché crediamo che...? Quali sono le prove per...?"<sup>10</sup> e, più in generale, gli aspetti culturali, storici e filosofici delle scienze, riteniamo che sia ormai una condizione irrinunciabile per un cambiamento nell'insegnamento delle scienze che si rende, ora più che mai, necessario.<sup>11,12</sup>

### **Bibliografia e note**

- 1) H.Bent, *Should the mole concept be X-rated?* J. Chem. Educ., 62, 59, 1985 op. citata in: E.Roletto, A.Regis, G. Albertazzi, *Costruire il concetto di mole*, CnS, 5, 148, 2003
- 2) G.Gorin, *Should we teach the Mole?* J. Chem. Educ., 62, 192, 1985 op. citata in: E.Roletto, A.Regis, G. Albertazzi, *Costruire il concetto di mole*, CnS, 5, 148, 2003
- 3) F.Turco, L.Cerruti, *Mole e quantità di sostanza*, CnS, 5,147, 2002
- 4) O.Saks, *Zio Tungsteno. Ricordi di un'infanzia chimica*, Adelphi, Milano, 171, 2002
- 5) J.I. Solov'ev, *L'evoluzione del pensiero chimico dal '600 ai nostri giorni*, Mondadori, 1976, Milano. Le reazioni chimiche bilanciate e i relativi calcoli stechiometrici compaiono per la prima volta nei testi di chimica proprio in quegli anni.
- 6) P.Mirone, *Perché la chimica è difficile*, CnS, 3, 67, 1999
- 7) C.Fiorentini, E.Aquilini, D.Colombi, A.Testoni, *Dispensa di Chimica per la scuola secondaria di secondo grado*, CIDI, Firenze.
- 8) Secondo questo principio la molecola di una qualsiasi sostanza dovrebbe essere costituita dai numeri più semplici possibili di atomi degli elementi costituenti. Non essendo possibile determinare sperimentalmente il numero di atomi in una molecola, inizialmente si dovette procedere per ipotesi, accettando quella più semplice (principio della massima semplicità), che fosse in accordo con le osservazioni sperimentali. Questo rappresenta sicuramente uno dei punti più problematici, ma anche più fecondi, della nascente ipotesi atomistica, che non svilupperemo perché non rientra fra le finalità di questo lavoro.
- 9) J. Bruner, *La cultura dell'educazione*, Feltrinelli Editore, 140, 1997
- 10) A.B.Arons, *Guida all'insegnamento della fisica*, Zanichelli, Bologna, 1992, 400
- 11) C.Bernardini, *Il brutto anatroccolo*, Insegnare, 9, 2005: "Io e i miei colleghi abbiamo un difetto grave, condiviso da troppi: viviamo nel presente e consideriamo il passato obsoleto, quasi spazzatura. Come se le idee e i risultati più importanti fossero solo gli ultimi. Come se il contenuto culturale di una storia sofferta fosse pressoché nullo. No, amici e colleghi, è un errore, anche grave ... Via! Un piccolo sforzo: **recuperiamo almeno la nostra storia**. Poi bisognerà studiare il modo di costruire una didattica delle scienze a misura di adolescenti."
- 12) S.Sjøberg (University of Oslo), "Science and Technology Education – Current Changes and Possible Solutions", in Jenkins, Edgar (ed. 2002), *Innovations in Science and Technology Education*, Vol. VIII Paris, UNESCO: "Maggior attenzione dovrebbe essere data agli aspetti culturali, storici e filosofici della Scienza e della Tecnologia nel tentativo di presentarle come attività umane. Questa maggiore attenzione può favorire l'interesse per queste discipline da parte di quegli studenti che tentano di attribuire '**significato**' ai loro studi, piuttosto che acquisire informazioni sui fatti e spiegazioni preconfezionate e rigide dei fenomeni naturali."