

La teoria atomistica di Dalton: un percorso didattico

Eleonora Aquilini

Bertinoro, 2-4 settembre 2022

“E’ curioso: duemila anni prima Pitagora aveva proclamato che il numero è l’essenza di tutte le cose e la Bibbia aveva insegnato che Dio aveva fondato il mondo sopra <il numero, il peso, la misura>. Tutti l’hanno ripetuto, nessuno l’ha creduto. Perlomeno, nessuno fino a Galileo l’ha preso sul serio. Nessuno ha mai tentato di definire, questi numeri, questi pesi, queste misure. Nessuno si è mai provato a contare, pesare, misurare.

O più esattamente, nessuno ha mai cercato di superare l'uso pratico del numero, del peso, della misura, nell'imprecisione della vita quotidiana - contare i mesi e le bestie, misurare le distanze e i campi, pesare l'oro e il grano, per farne un elemento di sapere preciso."

(Koyré, Dal mondo del pressappoco all'universo della precisione")



[Alexandr Vladimirovich Koyra]

Alexandre Koyré

Taganrog, Russia 1892

Parigi 1964

Filosofo della Scienza



E' curioso: duemila anni prima Pitagora aveva proclamato che il numero è l'essenza stessa delle cose, e la Bibbia aveva insegnato che **Dio aveva fondato il mondo sopra "il numero, il peso, la misura"**. Tutti l'hanno ripetuto, nessuno l'ha creduto. Per lo meno, nessuno fino a Galileo, che l'ha preso sul serio."

Alexandre Koyré, *Dal mondo del pressappoco all'universo della precisione*, Piccola Biblioteca Einaudi, 2000, pp. 134, € 16,00

Due riflessioni:

- Noi insegnanti di scienze dobbiamo attraversare con gli alunni il mondo del pressappoco e accompagnarli nel mondo della precisione.
- Qual è il ruolo della *misura* nella scienza?

Il significato rivoluzionario della teoria atomistica di Dalton nel 1808 consiste nella formulazione di un concetto di atomo strettamente connesso alla scienza chimica a lui contemporanea.

Si stabilisce una relazione precisa tra la **composizione costante** dei composti ed il valore del **peso atomico** degli elementi costituenti.

L'atomo è contraddistinto dalla proprietà fondamentale del peso atomico

.. “se attribuiamo il nome di elementi o di principi l’idea del termine ultimo al quale arriva l’analisi, tutte le sostanze che non siamo stati capaci ancora di decomporre in alcun modo, sono per noi degli elementi” ...

Lavoisier non tentò mai di approfondire il concetto di elemento dal punto di vista della teoria atomica.

Dopo Lavoisier la determinazione della composizione quantitativa delle sostanze, diventò uno dei compiti più importanti della chimica; in questo modo si realizzò la matematizzazione della scienza chimica: la grandezza da misurare era il peso....

Problema: nella formazione dei composti chimici viene sempre osservata la costanza ponderale della composizione?

Nel **1799 Proust** in un articolo dedicato alla composizione dell'ossido rameico, enunciò per la prima volta, **la legge delle proporzioni definite**, secondo la quale tutte le sostanze hanno composizione costante.

Dalton riteneva che gli elementi lavoisieriani fossero veramente sostanze non più decomponibili perché pensava che:

- 1) Ciascun elemento fosse costituito da **atomi tutti uguali**
- 2) **l'analisi chimica** (composti → elementi) è soltanto in grado di separare gli atomi costituenti, ma non effettuare nessuna modificazione degli elementi

3) **La sintesi chimica** (elementi \longrightarrow composti)

non consiste che nella unione di atomi

4) Gli atomi degli elementi sono **immodificabili** e quindi le reazioni chimiche, durante le quali si ha formazione di nuove sostanze, non consistono nella creazione di nuova materia; **durante le reazioni chimiche non si ha altro che la separazione e la riunione di atomi preesistenti**

- 5) Ogni atomo ha una sua massa (peso) ed è possibile ricavare la massa relativa (peso atomico) degli atomi dal dato macroscopico della composizione elementare.
- 6) Il passaggio dalla composizione elementare delle sostanze al peso atomico degli elementi componenti costituisce il fondamento della nuova teoria

Dalton prende in esame l'acqua di cui si conosceva la composizione ponderale in idrogeno e ossigeno e che considera formato da una parte di idrogeno e una di ossigeno.

Si applica il principio della massima semplicità

Acqua (100g) \longrightarrow ossigeno (87,4g) + idrogeno (12.6g)

p = molecole corrispondenti a 100 g di
acqua

100 g/p \longrightarrow 87,4 g/p + 12,6 g/p

87,4 g/p : 12.6 g/p = 87,4:12.6

peso ossigeno contenuto in una molecola d'acqua
diviso il peso idrogeno contenuto in una molecola
d'acqua

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

Approssimando 6.93 a 7:

Peso dell'atomo di ossigeno = 7x peso atomo di idrogeno

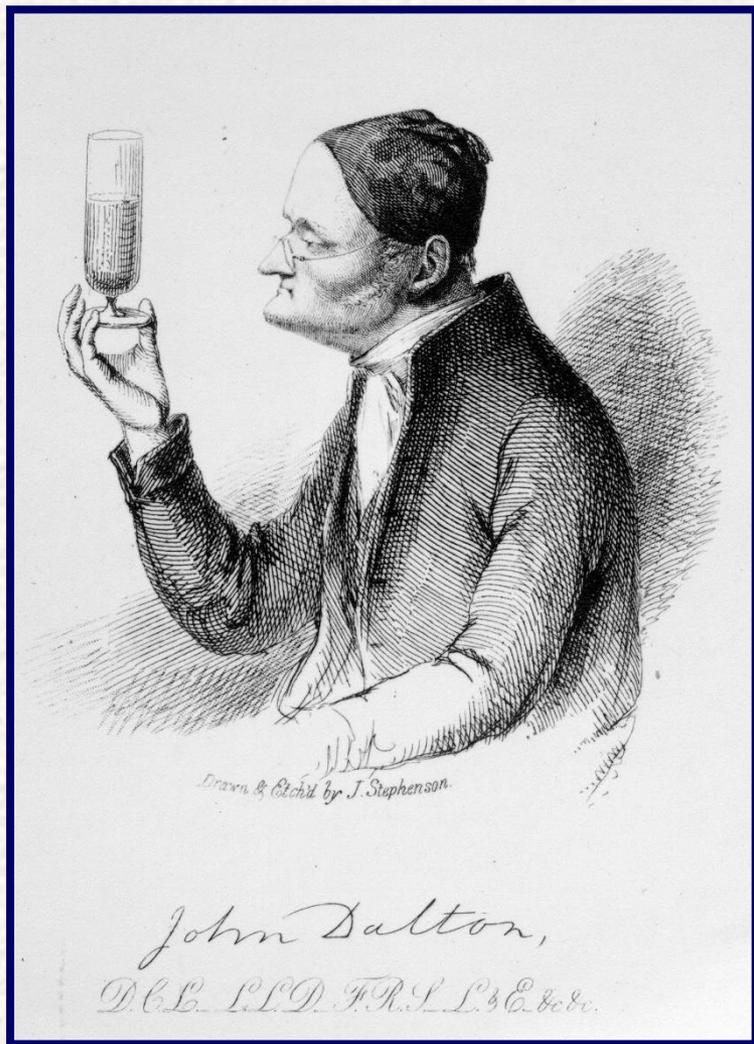
IL PRINCIPIO DELLA MASSIMA SEMPLICITA'

Dalton non avendo a disposizione nessuno strumento concettuale per stabilire la formula delle sostanze si basò sul principio della massima semplicità.

Secondo questo principio la molecola di qualsiasi sostanza composta dovrebbe essere costituita dai numeri più semplici possibili di atomi degli elementi costituenti.

Dalton assegnò il peso atomico a molti altri elementi e pubblicò la tavola dei pesi atomici. Molti erano sbagliati per:

- L'imprecisione delle composizioni
- L'imprecisione del peso atomico attribuito all'ossigeno
- L'applicazione costante del principio della massima semplicità



John Dalton (1766-1844)

*A New System of Chemical
Philosophy, Manchester 1808*

ELEMENTS.

	Hydrogen.	1		Strontian	46
	Azote	5		Barytes	68
	Carbon	5		Iron	50
	Oxygen	7		Zinc	56
	Phosphorus.	9		Copper	56
	Sulphur	13		Lead	90
	Magnesia	20		Silver	190
	Lime	24		Gold	190
	Soda	28		Platina	190
	Potash	42		Mercury	167

LEGGE DELLE PROPORZIONI MULTIPLE

	carbone	ossigeno
Anidride carbonica	28%	72%
Ossido di carbonio	44%	56%

	carbone	ossigeno
Anidride carbonica	44	$56 \times 2 = 113,14$
Ossido di carbonio	44	56

$$28 : 72 = 44 : X$$

IL PROBLEMA DELLA FORMULA MOLECOLARE

	carbone	ossigeno	formula
Anidride carbonica	44	113.14 (56x2)	CO ₂
Ossido di carbonio	44	56	CO

L'altra possibilità è quella di attribuire la formula più semplice (CO) all'anidride e mantenere fissa la quantità di ossigeno.

IL PROBLEMA DELLA FORMULA MOLECOLARE

carbone ossigeno formula

Anidride carbonica	28	72	CO
Ossido di carbonio	56.57 (28 x 2)	72	C ₂ O

$$44 : 56 = x : 72$$

IL PROBLEMA DELLA FORMULA MOLECOLARE

	carbono	ossigeno	formula
Anidride carbonica	44	113.14 (56 x 2)	CO ₂
Ossido di carbonio	44	56	CO

--Anidride carbonica	28	72	CO
Ossido di carbonio	56.57 (28 x 2)	72	C ₂ O

Dalton attribuì all'anidride carbonica la formula ternaria perché aveva p.s. maggiore dell'ossido di carbonio

IL PROBLEMA DELLA FORMULA MOLECOLARE

Peso specifico = peso / volume

Peso specifico anidride > peso specifico ossido

Confrontando volumi uguali, ogni molecola di anidride pesa di più di ogni molecola di ossido

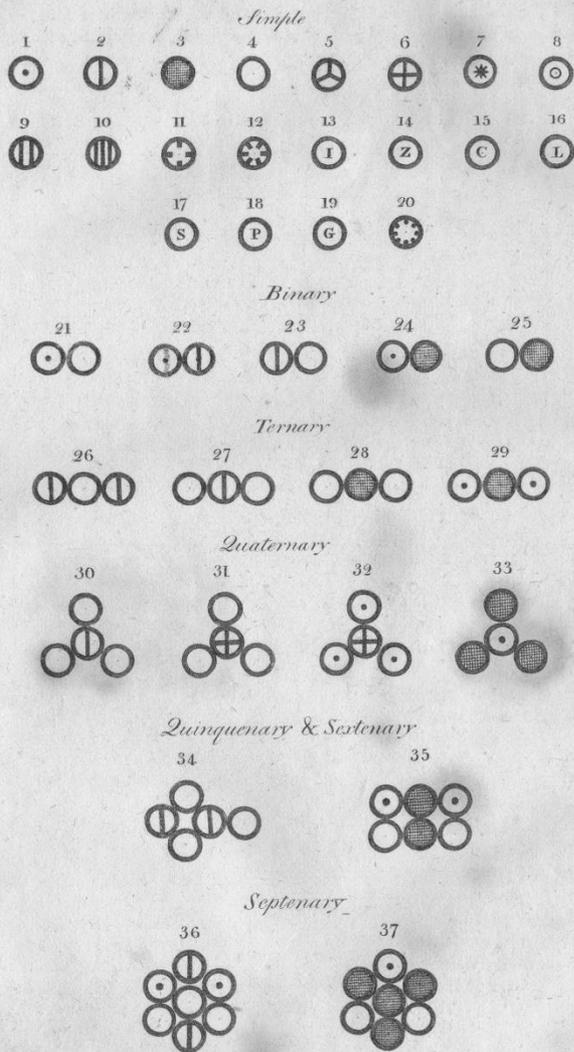
Pa carbonio 5,4

Pa ossigeno 7

Nella coppia CO₂ e CO: $(5,4 + 14) > (5,4 + 7)$

LEGGE DELLE PROPORZIONI MULTIPLE

Le quantità di un elemento che si combinano con una quantità fissa dell'altro stanno fra di loro in rapporti espressi da numeri interi piccoli (1:2; 2:3, 2:5...)



Hach. Sc.

PLATE IV. This plate contains the arbitrary marks or signs chosen to represent the several chemical elements or ultimate particles.

Fig.		Fig.		
1	Hydrog. its rel. weight	11	Strontites	46
2	Azote, - - - - -	5	Barytes	68
3	Carbone or charcoal, -	5	Iron	38
4	Oxygen, - - - - -	7	Zinc	56
5	Phosphorus, - - - - -	9	Copper	56
6	Sulphur, - - - - -	13	Lead	95
7	Magnesia, - - - - -	20	Silver	100
8	Lime, - - - - -	23	Platina	100
9	Soda, - - - - -	28	Gold	140
10	Potash, - - - - -	42	Mercury	167
21.	An atom of water or steam, composed of 1 of oxygen and 1 of hydrogen, retained in physical contact by a strong affinity, and supposed to be surrounded by a common atmosphere of heat; its relative weight =	8		
22.	An atom of ammonia, composed of 1 of azote and 1 of hydrogen	6		
23.	An atom of nitrous gas, composed of 1 of azote and 1 of oxygen	12		
24.	An atom of olefiant gas, composed of 1 of carbone and 1 of hydrogen	6		
25.	An atom of carbonic oxide composed of 1 of carbone and 1 of oxygen	12		
26.	An atom of nitrous oxide, 2 azote + 1 oxygen	17		
27.	An atom of nitric acid, 1 azote + 2 oxygen	19		
28.	An atom of carbonic acid, 1 carbone + 2 oxygen	19		
29.	An atom of carburetted hydrogen, 1 carbone + 2 hydrogen	7		
30.	An atom of oxynitric acid, 1 azote + 3 oxygen	26		
31.	An atom of sulphuric acid, 1 sulphur + 3 oxygen	34		
32.	An atom of sulphuretted hydrogen, 1 sulphur + 3 hydrogen	16		
33.	An atom of alcohol, 3 carbone + 1 hydrogen	16		
34.	An atom of nitrous acid, 1 nitric acid + 1 nitrous gas	31		
35.	An atom of acetous acid, 2 carbone + 2 water	26		
36.	An atom of nitrate of ammonia, 1 nitric acid + 1 ammonia + 1 water	33		
37.	An atom of sugar, 1 alcohol + 1 carbonic acid	35		

I composti dell'azoto

	peso specifico	composizione in peso		rapporti atomici		formula	
gas nitroso	1.102	46,6	:	53,4	6,1:	7	NO
		44,2	:	55,8	5,5:	7	
		42,23	:	57,7	5,1:	7	
Ossido nitroso	1,614	63,5	:	36,5	2x 6,1:	7	N ₂ O
		62	:	38	2X 5,7:	7	
		61	:	39	2x 5,4:	7	
Acido nitrico	2,444	29,5	:	70,5	5,8	: 7x 2	NO ₂
		29,6	:	70,4	5,9	: 7x2	
		28	:	72	5,4	: 7,2	

LE MISURE CHE VALORE HANNO?

I valori delle composizioni in tabella sono abbastanza differenti e la conclusione sensata che si dovrebbe trarre è che queste sostanze costituiscono una confutazione della legge di Proust

Dalton è convinto che i composti abbiano composizione costante...e se apparentemente le cose non stanno così, ciò è dovuto alla mancanza di accuratezza sperimentale o comunque a difficoltà connesse all'esecuzione dell'analisi

All'inizio del XIX secolo i chimici non sapevano come effettuare analisi quantitative che ponessero in evidenza le proporzioni multiple. Nel 1850 avevano imparato, ma solo facendosi guidare dalla Teoria di Dalton. Conoscendo quali risultati si dovessero attendere dalle analisi chimiche, i chimici furono in grado di escogitare tecniche che permettessero di ottenerli. Di conseguenza i manuali di chimica possono ora affermare che le analisi quantitative confermano l'atomismo di Dalton e dimenticano che, storicamente, le tecniche analitiche importanti sono basate sulla stessa teoria che, si dice, essi confermino.

Prima che la teoria di Dalton fosse enunciata, le misure non davano gli stessi risultati.

I numeri raccolti senza una qualche conoscenza delle regolarità da attendersi non sono quasi mai significativi di per sé. Quasi certamente essi restano solo dei numeri. Questi esempi posso mostrare il motivo per il quale nuove leggi della natura vengono molto raramente scoperte esaminando semplicemente i risultati delle misure fatte, senza conoscenze precedenti di queste leggi

(Kuhn, La tensione essenziale)

La teoria di Dalton che permette di passare da una caratteristica **macroscopica quantitativa** (la composizione in peso di una sostanza) ad una proprietà **microscopica quantitativa** (**il peso atomico**) consiste in un ragionamento ipotetico deduttivo.

Perché i composti hanno composizione costante?

Se gli atomi esistono e sono tutti uguali per uno stesso elemento e se ogni composto è costituito da un numero grande ma finito di molecole tutte uguali (ogni molecola contiene lo stesso numero di atomi) è evidente che la composizione macroscopica non può che essere costante e non può che coincidere con la composizione molecolare.

Gay – Lussac e Humboldt determinano il rapporto di combinazione in volume tra idrogeno e ossigeno nell'acqua: $2 : 1$

Legge di Gay-Lussac : i gas si combinano secondo rapporti in volume di numeri interi e piccoli e le sostanze che si ottengono, se sono gassose, hanno anch'esse un rapporto in volume espresso da numeri interi e piccoli.

Nel 1819 Dulong e Berzelius determinarono la composizione dell'acqua in modo molto più preciso (11,1% di idrogeno e 88,9% di ossigeno) e considerando il rapporto 2:1 fra idrogeno e ossigeno, si ottiene 16,01 per il peso atomico dell'atomo di ossigeno

$8.005 = \text{peso atomo di ossigeno} / 2 \text{ peso atomo idrogeno}$

Acqua 100 g \longrightarrow idrogeno 11,1 g + ossigeno 88,9 g

p molecole

2 p atomi H

p atomi O

$100 \text{ g} / p =$ peso di 1 molecola di acqua

$11,1 \text{ g} / 2p =$ peso di 1 atomo di idrogeno

$88,9 \text{ g} / p =$ peso di 1 atomo di ossigeno

$(88,9 \text{ g} / p) : (11,1 \text{ g} / 2p) = 16,01$

La teoria atomica non aspettò per nascere che tutte le leggi empiriche sulle proporzioni fossero conosciute in modo indipendente ed enunciate con precisione, al contrario fu essa che ne fece indovinare e scoprire la maggior parte, fu essa che ne fece apprezzare il valore del poco che prima si conosceva su questo soggetto, fu essa infine che prestò il linguaggio per esprimere tutte queste leggi"

S. Cannizzaro, Sui limiti e sulla forma dell'insegnamento teorico della chimica, Gazzetta Chimica Italiana, 1872, II, 40