



ANTONELLA MARIA MAGGIO, ROBERTO ZINGALES
UNIVERSITÀ DI PALERMO
ANTONELLA.MAGGIO@UNIPA.IT
ROBERTOZINGALES@OUTLOOK.IT

PESI ATOMICI CORRETTI E SISTEMA PERIODICO

Il lungo e travagliato percorso verso la determinazione dei pesi atomici degli elementi riflette le difficoltà incontrate nel comprendere e descrivere la composizione microscopica della materia. Tra l'ipotesi atomica di Dalton e il metodo semplice e certo di Cannizzaro per calcolare, dai dati sperimentali, i pesi atomici corretti, è trascorso più di mezzo secolo.

La scoperta della *Legge di periodicità* da parte di D.I. Mendeleev (1869) ha rappresentato la conclusione del lungo processo di ricerca di un criterio di classificazione in chimica e l'inizio di quello di razionalizzazione di proprietà e relazioni reciproche fra gli elementi, ampliandone il numero e favorendo la formulazione di ipotesi sulla struttura atomica.

Il criterio di classificazione adottato da Mendeleev era basato sulla concezione di elemento come *qualcosa* che si mantiene immutato quando variano le proprietà dei corpi semplici e quando essi si trasformano nei loro composti. Ben diverso era il corpo semplice, definito da A.L. Lavoisier (1789) come il termine ultimo dei processi di decomposizione chimica. Come altri prima di lui, Mendeleev individuò nel peso atomico la sola caratteristica numerica sperimentalmente accessibile di questo *qualcosa*: “[...] il valore del peso atomico è una quantità che non si riferisce allo stato momentaneo di una sostanza semplice, ma piuttosto appartiene a una porzione materiale di essa, una porzione che ha in comune con la sostanza semplice libera e con tutti i suoi composti. [...] Il peso atomico non appartiene al carbone o al diamante, ma piuttosto al carbonio” [1]. Per questo motivo, decise di ordinare gli elementi secondo il loro peso atomico crescente, anche perché, grazie a una migliore comprensione dei concetti fondanti della chimica, quali quelli di atomo e molecola, e alle procedure elaborate da Gerhardt e Cannizzaro, *basate su metodi saldi e indubitabili* [1], esso aveva finalmente acquistato solidità concettuale e correttezza numerica. Il concetto di atomo era stato, per almeno 2000

anni, al centro delle dispute filosofiche sulla costituzione microscopica della materia; J. Dalton ebbe il merito di avergli dato consistenza scientifica e di aver cercato di caratterizzarlo numericamente attraverso la determinazione dei pesi atomici, basata su grandezze macroscopiche, accessibili sperimentalmente (1803). Giustificata la costanza dei rapporti di combinazione (J.B. Richter, 1794) e di composizione (J.L. Proust, 1801) con l'ipotesi dell'indivisibilità delle particelle ultime (atomi), propose di usare questi rapporti per determinare i pesi relativi di ciascun atomo, rispetto ad un adeguato riferimento. Questa operazione era fondata sull'assunto non dimostrato che gli atomi si combinassero prevalentemente nel rapporto 1:1. Purtroppo, avendo scelto come riferimento l'atomo di idrogeno, che spesso si combina in rapporti diversi, ottenne valori non corretti per alcuni elementi, come mostrato in Fig. 1.

D'altro canto, un metodo alternativo per determinare i pesi atomici degli elementi gassosi era fornito dal *principio di Avogadro* (1811), il quale, prevedendo la presenza di un egual numero di particelle in volumi eguali di gas differenti, nelle stesse condizioni di temperatura e pressione, faceva coincidere il rapporto tra le densità di due gas con quello dei pesi delle loro particelle elementari (o costituenti).

Tuttavia, la teoria del *dualismo elettrochimico* di J.J. Berzelius (1814) e la diffusa convinzione che, per ciascun elemento, la particella integrante dovesse coincidere con quella elementare, portarono a rigettare l'ipotesi che due atomi dello stesso elemento potessero unirsi per formare particelle bi- o



	1803	1805	1808
Idrogeno	1	1	1
Ossigeno	5,66	5,5	7
Azoto	4	4,2	5
Carbonio	4,5	4,3	5
Acqua	6,66	6,5	
Ammoniaca	5	5,2	
Gas nitroso (ossido di azoto, NO)	9,66	9,3	
Ossido Nitroso (protossido di azoto N ₂ O)	13,66	13,7	
Acido nitrico (NO ₂)	15,32	15,2	
Zolfo	17	14,4	13
Acido solforoso (SO ₂)	22,66	19,9	
Acido solforico (SO ₃)	28,32	25,4	
Acido carbonico (CO ₂)	15,8	15,3	
Ossido di carbonio (CO)	10,2	9,8	
Fosforo		7,2	9
Idrogeno fosforato (fosfina PH ₃)		8,2	
Idrogeno solforato (H ₂ S)		15,4	
Etere		9,6	
Alcool		15,1	
Idrogeno carburato (metano CH ₄)		6,3	
Gas olefante (etilene C ₂ H ₄)		5,3	
Magnesia			20
Calce			23
Soda			28
Potassa			42
Stronzite			46
Barite			68
Ferro			38
Zinco			56
Rame			56
Piombo			95
Argento			100
Platino			100
Oro			140

Fig. 1 - Pesi relativi delle particelle elementari determinati da Dalton

poli-atomiche, ritardando la soluzione del problema. Non conoscendo la composizione delle *particelle integranti* (singoli atomi o molecole poliatomiche), e non riuscendo a conciliare i dati di tipo chimico (composizione percentuale) con quelli di tipo fisico (densità dei vapori), i diversi ricercatori ottenevano per lo stesso elemento valori differenti del peso atomico. Poiché anche la costanza del prodotto del peso atomico per il calore specifico (P.L. Dulong e A.T. Petit, 1819) forniva risultati in contrasto con le opinioni dominanti, alla fine si preferì tenere separato l'approccio fisico da quello chimico. Berzelius, che pure aveva utilizzato il principio di Avogadro per determinare correttamente i pesi atomici degli elementi gassosi, per calcolare quello dei metalli impose che la composizione dei loro ossidi fosse MO₂, che poi cambiò in

Elemento	C	O	S	Pb	Hg	Cu	Fe	Na	K	Ag
Pesi atomici Berzelius (1819)	12,12	16,0	32,3	416	406	129	109	93	157,6	433,7
Pesi atomici Berzelius (1828)	12,24	16,0	32,24	207,4	202,8	63,4	54,4	46,6	78,5	216,6
Pesi atomici IUPAC (2015)	12,01	16,0	32,07	201,2	200,59	63,55	55,85	22,99	39,10	107,87

Fig. 2 - Pesi atomici determinati da Berzelius

MO, per tener conto dei risultati di Dulong e Petit. In Fig. 2, alcuni valori dai lui ottenuti con i due approcci [2] sono confrontati con quelli recenti [3]. J.B.A. Dumas, determinati i pesi atomici dal confronto tra le densità dei gas, aveva ottenuto risultati imprevisti, che non era in grado di giustificare, e si rassegnò a rigettare il principio di Avogadro e a dichiarare falsa la teoria atomica (1842). È evidente, che anche i chimici più prestigiosi non riuscivano ad individuare un criterio generale per la risoluzione del problema.

La situazione si era fatta ingarbugliata: tra gli anni Trenta e la metà degli anni Quaranta dell'Ottocento, i diversi criteri adottati da ciascuna delle principali scuole chimiche europee (francese, inglese, e tedesca), per determinare (o, piuttosto, tirare ad indovinare) i valori dei pesi atomici, avevano prodotto numerose differenti tabelle, in contrasto tra di loro. Di conseguenza, si attribuivano formule differenti a ogni singola sostanza, soprattutto a quelle organiche, il cui numero cresceva di giorno in giorno.

Tutto ciò causava un senso di frustrazione che, alimentato dal crescente spirito positivista, induceva a rifiutare le ipotesi teoriche, per contentarsi di relazioni empiriche, da usare in maniera generalizzata. Perciò, nella seconda metà degli anni Quaranta dell'Ottocento, la maggior parte dei chimici si orientò verso il sistema dei pesi equivalenti, ritenuti più certi di quelli atomici. Occorreva un'azione coraggiosa, che scardinasse i paradigmi consolidati, per costruire un *sistema unitario*, che desse conto di tutti i dati sperimentali, sia di natura chimica, che fisica. Se ne fece carico una nuova generazione di chimici, tra i quali Gerhardt, Laurent, Gaudin, Cannizzaro.

C. Gerhardt notò che, usando le formule di Berzelius, nelle reazioni di condensazione degli acidi organici, si liberava sempre un numero di molecole di acqua e di anidride carbonica, doppio di quello che si otteneva dalle corrispondenti reazioni degli acidi inorganici. Evidentemente, avendo adottato la formula MO per gli ossidi di sodio, potassio e argento, Berzelius aveva determinato, per gli acidi organici e le molecole ad essi riconducibili, un contenuto di atomi di ossigeno e di carbonio doppio di quello corretto. In accordo con la legge di Dulong e Petit, che probabilmente Berzelius non aveva applicato a questi tre elementi, Gerhardt assegnò ai loro ossidi la formula M₂O, dimezzandone il peso atomico, attribuì a carbonio e ossigeno pesi atomici eguali a 12 e 16, invece che 6

e 8, e ricalcolò le formule delle sostanze organiche. Questa operazione fu ulteriormente supportata dalle indagini di H.V. Regnault che trovò una relazione simile a quella di Dulong e Petit tra i calori specifici di parecchi ossidi, solfuri, alogenuri e altri sali metallici, e i loro pesi molecolari [4].

La correttezza delle formule di Gerhardt fu confermata dal fatto che, per ciascuna sostanza gassosa, una quantità pari al suo peso molecolare occupava un volume eguale a quello di una quantità di acido cloridrico pari al suo peso molecolare, unificando il mondo inorganico e quello organico. Purtroppo, mancandogli una linea guida generale, dimezzò arbitrariamente anche i pesi atomici di tutti gli altri metalli. Nel 1846, un altro giovane chimico francese, A. Laurent, mise in chiaro come i termini atomo, equivalente e molecola, che si usavano indifferentemente come sinonimi, in realtà corrispondessero a concetti notevolmente diversi. L'atomo è la più piccola quantità di un elemento presente in un composto, che si trova sempre combinato con altri atomi, anche dello stesso elemento. Le molecole sono la più piccola quantità di ciascuna sostanza, semplice o composta, capace di esistenza indipendente. Dimostrò che le molecole dei gas elementari, come ossigeno e azoto, erano biatomiche, ma considerò tali tutte le molecole elementari, comprese quelle dei metalli.

Il principio di Avogadro, rivalutato anche da M.A. Gaudin, che lo usò per correggere le formule di numerose molecole organiche, si riferiva dunque a molecole, e trovò una conferma teorica definitiva quando R. Clausius lo dedusse dalla teoria cinetica dei gas (1857).

Chi mise a punto una procedura certa, di carattere generale, per determinare correttamente i pesi atomici degli elementi, fu il chimico palermitano Stanislao Cannizzaro, che arrivò alla soluzione nel tentativo di dare chiarezza e coerenza alle proprie lezioni di Chimica. Tra il 1849 e il 1851, aveva vissuto esule a Parigi, dove aveva lavorato con F.S. Cloëz, nel laboratorio di M.E. Chevreul, assistendo alle dimostrazioni di E. Fremy, frequentando le lezioni di calorimetria di Regnault [5] e probabilmente venendo a conoscenza del lavoro di Gerhardt e Laurent, anche se essi non godevano dei favori del mondo accademico. Nel 1851 fu nominato professore ad Alessandria e nel 1855 all'Università di Genova; è verosimile che nell'ambiente piemontese abbia avuto modo di riconsiderare il principio di Avogadro e le sue implicazioni. Nel *Sunto di un Cor-*

so di Filosofia Chimica [6] e poi in un appassionato intervento nella sessione conclusiva del Congresso Internazionale di Chimica (Karlsruhe, 1860) espose il suo approccio didattico.

Partendo dalla distinzione ontologica tra atomo e molecola e dall'enfaticizzazione della loro relazione parte/tutto, Cannizzaro era arrivato alla conclusione che le particelle ultime delle sostanze fossero le molecole e che gli atomi non potessero esistere al di fuori di esse. Rivisitò il principio di Avogadro, ma, a differenza di molti autorevoli chimici, stabilì che volumi eguali di gas differenti contenessero lo stesso numero di molecole e non di atomi. Pertanto, dal confronto tra le masse di volumi eguali di sostanze allo stato gassoso, si poteva determinare il rapporto tra i loro pesi molecolari. Come unità di riferimento, scelse la mezza molecola d'idrogeno, che riteneva biatomica, sulla base di numerosi indizi sperimentali.

In questo modo, i pesi molecolari erano determinati su scala macroscopica ed espressi nelle unità di peso correnti (per esempio, grammi); tuttavia, in base al principio di Avogadro e all'ipotesi che gli atomi di un elemento fossero tutti eguali fra di loro (L. Euler, 1732), potevano essere trasferiti al piano microscopico, nel quale un atomo di idrogeno aveva peso unitario.

Dalton era partito dalla determinazione dei pesi atomici degli elementi, cercando di risolvere un problema a due incognite (il peso atomico e la composizione atomica delle molecole), pur disponendo di un solo parametro sperimentale (la composizione percentuale delle sostanze). Cannizzaro, invece, partì dalla determinazione sperimentale dei pesi molecolari, e, da questi, aumentato il numero delle equazioni indipendenti nelle stesse incognite, ricavò quelli atomici. Assumendo che la legge della composizione costante fosse valida, sia per le quantità macroscopiche, che per ciascuna singola molecola di ogni sostanza, ridusse ad un banale esercizio di ricerca del massimo comun denominatore [7] il problema che aveva afflitto la chimica per oltre mezzo secolo.

Determinati sperimentalmente i pesi molecolari di numerose sostanze gassose che contenevano lo stesso elemento, dalla loro composizione percentuale, ricavò quanti grammi di quell'elemento erano contenuti in una quantità pari al peso molecolare della sostanza, come negli esempi di Fig. 3 [6].

Cannizzaro trovò che ciascun elemento era sempre presente con una quantità eguale o multipla intera



Idrogeno				
Nomi dei composti	Pesi delle molecole	Pesi dei componenti delle molecole		Formule
Idrogeno libero	2	2 di idrogeno	-	H ₂
Acido cloridrico	36,5	1 di idrogeno	35,5 di cloro	HCl
Acido bromidrico	81	1 di idrogeno	80 di bromo	HBr
Acido iodidrico	128	1 di idrogeno	127 di iodio	HI
Acqua	18	2 di idrogeno	16 di ossigeno	H ₂ O
Ammoniaca	17	3 di idrogeno	14 di azoto	NH ₃
Acido acetico	60	4 di idrogeno,	24 di carbonio,	C ₂ O ₂ H ₄
		32 di ossigeno		
Quantità minima di idrogeno		1 grammo		

Ossigeno				
Nomi dei composti	Pesi delle molecole	Pesi dei componenti delle molecole		Formule
Ossigeno libero	32	32 di ossigeno	-	O ₂
Acqua	18	16 di ossigeno	2 di idrogeno	H ₂ O
Acido acetico	60	32 di ossigeno	24 di carbonio,	C ₂ O ₂ H ₄
		4 di idrogeno		
Quantità minima di ossigeno		16 grammi		

Cloro				
Nomi dei composti	Pesi delle molecole	Pesi dei componenti delle molecole		Formule
Cloro libero	71	71 di cloro	-	Cl ₂
Acido cloridrico	36,5	35,5 di cloro	1 di idrogeno	HCl
Sublimato corrosivo	271	71 di cloro	200 di mercurio	HgCl ₂
Cloruro d'arsenico	181,5	106,5 di cloro	75 di arsenico	AsCl ₃
Quantità minima di cloro		35,5 grammi		

Fig. 3 - Determinazione del peso atomico di alcuni elementi

della più piccola di esse. Generalizzò questo risultato nella legge degli atomi: “[...] le varie quantità dello stesso elemento contenute in volumi eguali sia del corpo libero, sia dei suoi composti, sono tutte multiple intere di una medesima quantità” [6] macroscopica, che corrispondeva, a livello microscopico, alla presenza di un solo atomo di quell'elemento e, perciò, poteva essere presa come il suo peso atomico. Con la legge degli atomi, Cannizzaro spostò l'attenzione dei chimici dal piano microscopico e dal problema di accertare l'esistenza di atomi e molecole, a quello macroscopico, nel quale era possibile individuare e quantificare con certezza l'indivisibile della chimica cui si poteva attribuire la realtà e la concretezza di materia dotato di peso: “l'atomo non è altro che un peso costante che costituisce per multipli interi (e mai sottomultipli) i composti chimici” [6].

In molti casi, il peso di un elemento contenuto in un corpo semplice non corrispondeva al suo peso atomico; al contrario, Cannizzaro dimostrò che, allo

Nomi dei composti	Pesi delle molecole	Pesi dei componenti delle molecole		Formule
Ossido di carbonio	28	12 di carbonio	16 di ossigeno	CO
Acido carbonico	44	12 di carbonio	32 di ossigeno	CO ₂
Solfuro di carbonio	76	12 di carbonio	64 di solfo	CS ₂
Gas delle paludi	16	12 di carbonio	4 di idrogeno	CH ₄
Eterene	28	24 di carbonio,	4 di idrogeno	C ² H ⁴
Propilene	42	36 di carbonio,	6 di idrogeno	C ³ H ⁶
Etere	74	48 di carbonio	10 di idrogeno	C ⁴ H ¹⁰ O
		16 di ossigeno		
Quantità minima di carbonio		12 grammi		

Fig. 4 - Determinazione del peso atomico del carbonio

stato gassoso, molte sostanze semplici, come idrogeno, ossigeno, azoto, cloro, sono costituite da molecole biatomiche e assegnò le formule corrette alle molecole inorganiche e organiche, a cominciare da quella dell'acqua.

Il metodo era applicabile anche a quegli elementi, come il carbonio, i cui corpi semplici non si trovano allo stato gassoso, ma formano svariati composti gassosi, come riportato in Fig. 4 [6].

Applicando questa procedura, non solo fu possibile disporre finalmente di valori certi dei pesi atomici, ma, di conseguenza, anche stabilire in maniera univoca le formule delle molecole organiche e, accertato il valore corretto dei pesi atomici dal loro rapporto con i corrispondenti pesi equivalenti, determinare la valenza di ogni elemento. Questo parametro, non solo avrebbe consentito la nascita e lo sviluppo della teoria strutturale [8], ma sarebbe risultato fondamentale come criterio per il riconoscimento della periodicità delle proprietà degli elementi.

È evidente, a questo punto, come alla legge di periodicità si sia potuti arrivare solo dopo che furono disponibili valori corretti dei pesi atomici, come sottolineò lo stesso Mendeleev: “La determinazione dei pesi atomici degli elementi di Gerhardt e Cannizzaro, è basata su metodi talmente saldi e indubitabili che, per la maggior parte delle sostanze, non esiste più alcun dubbio sui loro pesi atomici, come succedeva parecchi anni fa quando erano così spesso confusi con quello equivalente e determinati usando principi diversi e spesso contraddittori. [...] Per questa ragione ho cercato di basare il sistema sul valore dei pesi atomici” [1]. La strada verso i valori corretti dei pesi atomici era segnata, ma non tutti i problemi erano risolti: molte sostanze, soprattutto quelle organiche, rimanevano non gassificabili e questo rendeva più difficoltosa la determinazione dei pesi molecolari. Un allievo di Cannizzaro, E. Paternò, trovò nella crioscopia uno strumento utile allo scopo e si adoperò per individuare i solventi più idonei e per determinarne le costanti crioscopiche [9].

Dopo il Congresso di Karlsruhe, per tutta la seconda metà dell'Ottocento, la determinazione di valori accurati dei pesi atomici divenne lo scopo primario dei chimici analitici [10]. Nello stesso 1860, J.S. Stas presentò all'Accademia di Bruxelles il resoconto di un'indagine analitica lunga ed estremamente accurata per determinare i rapporti di combinazione di

	J. S. Stas	J. C. Marignac	W. Prout
Argento	107,943	107,921	108
Cloro	35,46	35,456	35,5
Potassio	39,13	39,115	39
Sodio	23,05		23
Azoto	14,04	14,02	14
Zolfo	16,037		16
Piombo (dai solfati)	103,453		103,5
Piombo (dai nitrati)	103,460		103,5

Fig. 5 - Confronto tra i pesi atomici ottenuti da diversi ricercatori

alcuni elementi, allo scopo di confermare la validità della legge di Proust e verificare la correttezza dell'ipotesi di W. Prout (1815) [11]. Alla fine, fornì i valori dei pesi atomici degli elementi riportati in Fig. 5 [12]. Come si vede, nonostante l'accuratezza sperimentale, alcuni valori risentivano ancora delle incertezze concettuali. Il suo lavoro fu certamente di elevata qualità e somma utilità, tanto che i suoi pesi atomici sono stati considerati per decenni il *non plus ultra* in accuratezza. Tuttavia, la legge di periodicità, nella sua applicazione, fornì utili indizi per correggere i valori erroneamente attribuiti a numerosi elementi, e, di conseguenza, alle loro valenze primarie.

Mentre perdurava la disputa tra chi proponeva come termine di riferimento il peso dell'idrogeno eguale a 1 e chi invece preferiva quello dell'ossigeno pari a 16, nel 1893, su incarico della American Chemical Society, W. Clarke preparò la prima tabella dei pesi atomici, cui seguì, nel 1898, quella della Deutsche Chemische Gesellschaft, e, infine, un'iniziativa comune delle diverse società chimiche nazionali, per dar vita a un Comitato Internazionale sui Pesi Atomici, che pubblicò annualmente delle tabelle fino al 1903 [10]. A partire dal 1904, l'americano T.W. Richards e i suoi allievi iniziarono una sistematica revisione dei pesi atomici, evidenziando i molti errori sperimentali che inficiavano le precedenti determinazioni. Alla fine, riportarono quelli di 55 elementi, ma il risultato più importante fu l'aver mostrato che i pesi atomici di alcuni di essi variavano significativamente in funzione del minerale dal quale erano estratti. In collaborazione con M.E. Lembert, riuscì a dimostrare che i pesi atomici ottenuti per il piombo erano la media di quelli degli isotopi presenti nel minerale analizzato. Insieme alla scoperta degli isotopi del neon (1920), da parte di J.J. Thompson e F.W. Aston, questo risultato mostrò ai chimici che anche gli elementi non radioattivi presentavano isotopi a peso atomico differente.

Quando H.G.J. Moseley determinò la carica nucleare di numerosi elementi (1913), dimostrando che

questo parametro, e il numero atomico a esso collegato, era quello realmente caratterizzante ciascun elemento, gli isotopi poterono essere correttamente sistemati nella tabella periodica, consentendo una migliore comprensione della legge di periodicità e una conferma della sua validità.

BIBLIOGRAFIA

- [1] D.I. Mendeleev, *Zhurnal Russkoe Fiziko-Kimicheskoe Obshchestvo*, 1869, **1**, 60.
- [2] E. von Meyer, G. McGowan, *A History of Chemistry from Earliest Times to the Present Day*, MacMillan and Co. Ltd, New York, NY, USA, 1906, 228-234.
- [3] IUPAC Commission on Isotopic Abundances and Atomic Weights, *Atomic Weights of the Elements 2015*, <https://www.qmul.ac.uk/sbcs/iupac/AtWt/AtWt15.html>
- [4] V. Regnault, *Comptes Rendus*, 1841, **12**, 56.
- [5] S. Cannizzaro, *Appunti Autobiografici*, in *Scritti vari e lettere inedite nel centenario della nascita*, Tipografia Leonardo da Vinci, Roma, 1926, 3.
- [6] S. Cannizzaro, *Nuovo Cimento*, 1858, **7**, 321, vedi anche la ristampa, con commento e nota storica di L. Cerruti, Sellerio, Palermo, 1991.
- [7] J. Bradley, *Before and after Cannizzaro*, Whittles Publishing Services, Caithness, UK, 1992.
- [8] G. Villani, *La chiave del mondo*, CUEN, Napoli, 2001.
- [9] E. Paternò, R. Nasini, *Gazzetta Chimica Italiana*, 1886, **16**, 262.
- [10] A.J. Ihde, *The Development of Modern Chemistry*, Dover Publications Inc., New York, 1984, 285.
- [11] J.S. Stas, *Bulletins de l'Académie Royale*, 1860, **29**(2), 208.
- [12] J.C. de Marignac, *Bibliothèque Universelle (Archives)*, 1860, **9**, 97.

Correct Atomic Weights and Periodic System

The long and troubled path towards the determination of the atomic weights of elements reflects the difficulties in understanding and describing the microscopic composition of matter. More than half a century elapsed from Dalton's atomic hypothesis and Cannizzaro's simple and certain method of calculating correct atomic weights from experimental data.