

5 VERSO L'ATOMISMO MODERNO. LE LEGGI PONDERALI

I traguardi più significativi verso una compiuta teoria atomica vennero raggiunti solo alla fine del XVIII secolo, quando nella comunità scientifica le prime leggi quantitative che fecero da fondamento alla chimica moderna vennero formulate da inglesi, francesi e italiani.

Legge di conservazione della massa (o della materia)

La prima esperienza quantitativa significativa che ha posto fine a diffuse diatribe sulla conservazione della massa viene generalmente individuata nell'esperimento storico di Antoine Laurent de Lavoisier (1743-1794). Il dibattito a lui coevo poneva alcune problematiche nell'interpretazione del fenomeno della combustione. Alcuni suoi contemporanei infatti sostenevano che la massa di un oggetto poteva ridursi nella combustione, mentre altri, misurando i prodotti di combustione verificavano un eccesso di materia rispetto ai reagenti.

Per risolvere la questione, Lavoisier decise di effettuare una semplice combustione di una candela, ma posta in un bulbo isolato, sospeso al braccio di una bilancia, che avrebbe rilevato perdite o aumenti di massa nel sistema della candela qualora si fossero effettuati [Fig.1]. Il sistema, che venne chiamato gasometro, non misurò in tutto il processo nessuna variazione di massa del sistema: i prodotti di combustione si ricombinano con l'ossigeno aeriforme e ciò che era all'interno del bulbo si trasforma ma non si perde.

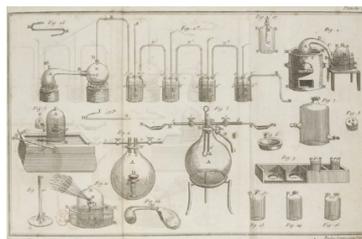


Fig.1: a sinistra: ricostruzione dell'apparato sperimentale di Lavoisier, conservato al Musée des Arts et des Métiers a Parigi; al centro: riproduzione di M.me Lavoisier degli elementi dell'esperimento; a destra: riproduzione del Trattato di chimica di Lavoisier (spiegazione dell'apparato di combustione)

I contemporanei di Lavoisier che misuravano perdite di massa non consideravano che in un processo di combustione non isolato viene perduta inevitabilmente parte della massa nell'ambiente. Al contrario, coloro che misuravano nei precipitati della combustione una massa maggiore non consideravano la presenza dell'ossigeno nei prodotti inizialmente presente in aria.

Lavoisier aveva scritto la prima legge ponderale della chimica [1]:

“Nulla si crea, nulla si distrugge, tutto si trasforma”

Una prima legge quantitativa: la legge delle proporzioni definite.

Un modo oggi superato di introdurre i concetti di sostanza ed elemento consisteva nell'indicare con il termine sostanza chimica un composto che non può essere ottenuto mescolandone altri due o più, mentre con elemento chimico quello che non può essere ottenuto dalla composizione di due o più sostanze. Il cloruro di sodio è una sostanza, il berillio, il ferro, il torio sono elementi. Spesso infatti, dando per acquisita la teoria atomica, vengono introdotti gli elementi come aggregati di atomi uguali e le sostanze come aggregati di molecole uguali.

Storicamente peraltro l'evoluzione della chimica nasce dai concetti di sostanza ed elemento introdotti secondo la prima modalità elencata. Da queste definizioni generiche è possibile comunque iniziare uno studio delle reazioni chimiche e introdurre la prima legge fondamentale che le descrive, la *legge delle proporzioni definite*, dovuta a Joseph Louis Proust, un chimico francese che la enunciò nel 1794 in un lavoro sugli ossidi di ferro. Di seguito sono riportate le sue parole:

"quando due o più elementi reagiscono per formare un determinato composto, si combinano sempre secondo proporzioni in massa definite e costanti"

Per chiarire il significato di questa legge, nota come legge di Proust, possono essere utili due osservazioni.

Se 1.542 grammi di cloro si combinano con un chilogrammo di sodio per formare il sale da cucina (NaCl), ciò significa che un'eventuale parte sovrabbondante non si combina con il sodio e resta eccedente e non combinata.

Un altro esempio che chiarisce la legge di Proust è legato alla presenza di ossigeno nell'ossido rameico (CuO). Scaldando 1.375 g di ossido di rame, questi si riducono a 1.098 di puro rame. La parte restante, costituita dal solo ossigeno, sta in un rapporto di $\frac{1.375-1.098}{1.375}$ con il rame, ossia rappresenta nell'ossido rameico il 20.15% del composto. Analogamente, se 1.179 g di rame vengono sciolti in acido nitrico, il nitrato di rame che si ottiene può essere convertito, bruciandolo, in ossido rameico. Anche in questo caso la presenza dell'ossigeno nell'ossido rameico è in una proporzione di $\frac{1.476-1.179}{1.476}$, pari al 20,12 % del composto. Le due percentuali ottenute sono molto simili e danno un'esemplificazione immediata della validità della legge delle proporzioni definite [2].

L'incompletezza della legge di Proust

Aver stabilito una legge sui rapporti definiti come quella di Proust, aveva permesso di fare un notevole passo avanti nella conoscenza del mondo microscopico. In realtà sul fronte concettuale restavano molti problemi irrisolti. Il cardine su cui ruota la legge di Proust è costituito dall'esistenza degli elementi. La legge delle proporzioni definite non stabilisce però per ogni elemento di un composto il valore quantitativo assoluto di un elemento, ma solo quello relativo ad altri presenti nel composto. Se nell'acqua un grammo di idrogeno si combina con otto grammi di ossigeno, è possibile immaginare che due atomi di idrogeno si combinino con un atomo di ossigeno che pesi sedici volte l'idrogeno oppure che un atomo di idrogeno si combini con uno di ossigeno di peso otto volte maggiore dell'idrogeno. In questo modo è possibile ipotizzare infinite combinazioni di atomi di ossigeno e di idrogeno che, pur rispettando la legge di Proust, non individuano correttamente la composizione atomica dell'acqua. A titolo di esempio, può essere utile ricordare che lo scienziato inglese John Dalton (1766-1844) pensava in base a un principio di semplicità che l'acqua fosse composta da un atomo di idrogeno e uno di ossigeno.

La legge delle proporzioni multiple: J. Dalton

Il primo contributo che delineò più marcatamente le modalità di aggregazioni degli elementi fu dato da J. Dalton con la formulazione della *legge delle proporzioni multiple* [Fig.2]. L'idea che una sostanza costituita da due elementi fosse necessariamente formata da un atomo del primo e da un atomo del secondo non sarebbe stata più sostenibile. Alcune coppie di elementi formano infatti sostanze diverse, come capita con l'ossigeno e l'azoto (che con linguaggio odierno si direbbe formano monossido d'azoto NO oppure diossido d'azoto NO₂) o con il carbonio e l'ossigeno (che formano monossido di carbonio CO oppure diossido di carbonio CO₂). Non è quindi più possibile generalizzare

l'ipotesi per cui una molecola d'acqua, per esempio, possa essere composta da un atomo di idrogeno e uno di ossigeno o equivalentemente da due di idrogeno e uno di ossigeno. In questi due casi si avrebbero infatti composti diversi.

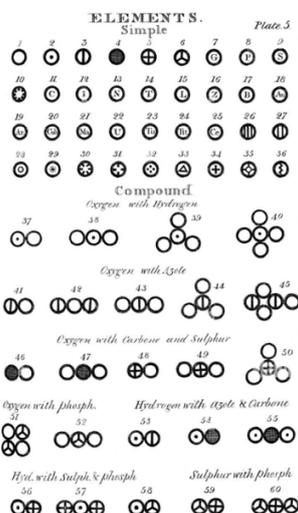


Fig.2: schematizzazioni di Dalton per i composti di particolari elementi

La legge delle proporzioni multiple nella sua forma primordiale fu formulata nel 1802 e resa pubblica nel 1805 [3, 4]. Il suo enunciato è il seguente:

Se due elementi formano più di un composto, i rapporti tra le masse del secondo elemento che, nei diversi composti, si combinano con una massa fissa del primo stanno tra loro in rapporti pari ai rapporti tra numeri interi e piccoli

Questo comportamento è visibile in molti casi, di cui di seguito è data qualche esemplificazione.

□ Stagno e ossigeno.

Reagendo tra loro, stagno e ossigeno formano due composti diversi, l'ossido stannoso e l'ossido stannico. Il rapporto in cui stanno le masse di ossigeno nei due composti è di 1:2. L'attuale formulazione dei due ossidi è SnO (ossido stannoso) e SnO₂ (ossido stannico).

□ Azoto e ossigeno

L'azoto e l'ossigeno formano tre composti. 1,0000 g di ossigeno può combinarsi con 1,7500 g (composto I), o con 0,8750 g (composto II), o con 0,4375 g di azoto (composto III). I rapporti relativi dell'azoto in ogni composto sono quindi: $\frac{1,7500}{0,8750} = 2$, $\frac{0,8750}{0,4375} = 2$, $\frac{1,7500}{0,4375} = 4$. Nel primo composto la frazione di azoto è doppia rispetto al composto II, così come è doppia quella del composto II rispetto al composto III. Nel composto I ci sono quindi 4 frazioni di azoto per ogni frazione di azoto che c'è nel composto III.

Questo esempio può essere utile anche per valutare i rapporti tra le masse di ossigeno e quelle di azoto. Calcolando il rapporto $\frac{\text{massa ossigeno}}{\text{massa azoto}}$ per i tre composti si ottiene:

- I composto: $\frac{1,000}{1,7500} = 0,57143$
- II composto: $\frac{1,000}{0,8750} = 1,143$
- III composto: $\frac{1,000}{0,4375} = 2,286$

I risultati precedenti diventano interessanti se confrontati tra loro, ovvero se si vuole valutare la presenza di ossigeno nei tre diversi composti rispetto all'azoto. Si ottiene infatti, anche in questo caso la seguente serie di risultati relativi a quelli che sono chiamati rapporti di combinazione:

- Il composto rispetto al I: $\frac{1,143}{0,57143} = 2$
- III composto rispetto al I: $\frac{2,286}{0,57143} = 4$
- III composto rispetto al II: $\frac{2,286}{1,143} = 2$

Questo significa che per ogni unità di ossigeno associata all'azoto nel I composto, ce ne saranno il doppio nel II composto e il quadruplo nel III composto.

- Cloro e ossigeno
4,94 g di cloro si legano o con 1,00 g, o con 3,00 g, o con 5,00 g o con 7,00 g di ossigeno. Le quantità di ossigeno nei diversi composti stanno nei rapporti 1:3:5:7.
- Idrogeno e ossigeno
Nell'acqua 1,000 g di ossigeno reagisce con 0,125 g di idrogeno, nell'acqua ossigenata 1,0000 g di ossigeno reagisce con 0,0627 g di idrogeno. In questo caso il rapporto è $\frac{0,125}{0,0627} = 2$.

In tutti i casi risulta evidente che la legge delle proporzioni multiple non contraddice quella delle proporzioni definite di Proust, che resta sempre valida. Ogni composto infatti è composto a sé: nell'ossido stannico la proporzione di ossigeno rispetto allo stagno è sempre la medesima, nonostante l'ossigeno in un'altra proporzione possa interagire con lo stagno per combinarsi in un altro composto. La legge di Dalton, tuttavia, non permette di determinare quanti atomi di ciascun elemento siano presenti nel composto e neppure quale sia il rapporto di combinazione. Per questo motivo lo stesso Dalton ipotizzò che l'acqua fosse formata da un atomo di idrogeno e uno di ossigeno come aveva supposto anche Proust. In mancanza di evidenze sperimentali o di considerazioni teoriche ostative, si optava per il modello più semplice.

Una prima teoria atomica

Le tre leggi ponderali permisero a Dalton di formalizzare una prima teoria atomica [5]. Calata nei presupposti della filosofia antica ed erede delle pratiche alchemiche evolute fino alla fine del Settecento, la teoria di Dalton può essere sintetizzata da questi postulati:

1. La materia è costituita da particelle indivisibili dette atomi
2. Atomi di elementi uguali sono simili per forma e massa, ma differiscono dagli atomi degli altri elementi
3. Gli atomi non possono essere né creati né distrutti
4. Per formare i composti, gli atomi di elementi diversi possono combinarsi tra loro in rapporti semplici e fissi espressi da interi
5. Atomi dello stesso elemento possono combinarsi in più di un rapporto per formare uno o più composti
6. L'atomo è la minima unità di materia che può essere coinvolta in una reazione chimica

Alla luce dei modelli e dei risultati sperimentali della fisica novecentesca, i limiti della teoria atomica di Dalton sono elencati di seguito:

1. Gli atomi sono costituiti da elementi subatomici, elettroni e nucleoni e possono essere frammentati sia nella zona elettronica tramite ionizzazioni e nella zona nucleare attraverso fissioni o decadimenti
2. Gli atomi di uno stesso elemento possono essere diversi tra loro in funzione della loro composizione isotopica: anche l'elemento più semplice, l'idrogeno, possiede tre isotopi
3. Atomi di diversi elementi non sono necessariamente diversi per massa: argon e calcio possono avere entrambi massa atomica pari a 40.

Le precedenti confutazioni sono il risultato di più di un secolo di osservazioni sperimentali e di un'evoluzione sia della modellazione teorica sia dei fondamenti concettuali, che non inficiano né la novità né la grandiosità dell'intuizione daltoniana, che resta un caposaldo nella formalizzazione di un atomismo rinnovato nel paradigma della scienza moderna.

La legge dei rapporti multipli in volume: J. L. Gay-Lussac

Il problema della struttura microscopica dei composti irrisolto dalla legge di Dalton trova una sua spiegazione nella legge di Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1850), presentata alla Société Philomatique di Parigi il 31 dicembre 1808 in forma di memoria [6]. Tale risultato prende il nome di *legge dei rapporti multipli in volume* e può così essere formulato:

Quando due sostanze gassose si combinano tra loro, a parità di pressione e temperatura, il rapporto dei volumi delle sostanze reagenti e dei prodotti è un rapporto tra numeri interi.

Nella tabella seguente è dato un esempio di come idrogeno e ossigeno, reagendo tra loro, si combinino mantenendo fissato il rapporto tra volumi [Tab. 1]

Volume idrogeno [ml]	Volume ossigeno [ml]	Volume acqua [ml]	Volume non reagente [ml]
10	10	10	5 ossigeno
15	10	15	2,5 ossigeno
20	10	20	0
25	10	20	5 idrogeno
30	10	20	10 idrogeno

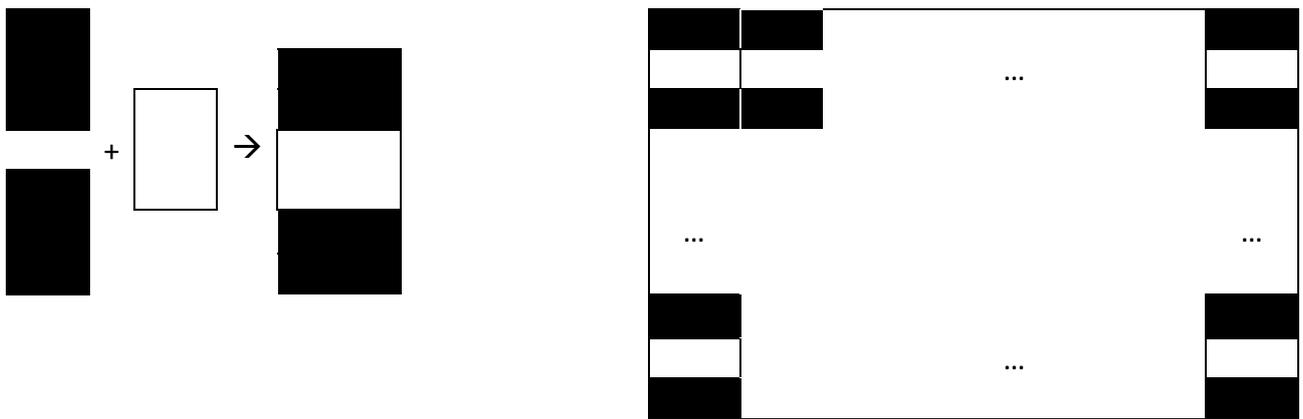
Tab 1.: volumi di idrogeno, ossigeno, acqua e residui non reagenti nella reazione di produzione dell'acqua

Al netto dei volumi non reagenti, è evidente che il rapporto tra i volumi di idrogeno e di ossigeno è di 2:1. Due volumi di idrogeno e un volume di ossigeno producono due volumi di acqua.

Nella teoria atomica di Dalton, in cui non esiste il concetto di molecola, i risultati della Tab. 1 risultano inspiegabili. Per Dalton l'acqua è costituita da un atomo di idrogeno (H) e uno di ossigeno (O): un volume di idrogeno e un volume di ossigeno avrebbero prodotto per Dalton un volume di acqua (HO) e la prima riga della Tab. 1 sarebbe 10-10-10-0. In questo modo, però, una molecola di vapor d'acqua risulterebbe più densa dell'ossigeno, in disaccordo con i dati sperimentali.

La sintesi di Avogadro

Gli aspetti critici posti dalle leggi precedenti e la loro incompletezza nella descrizione microscopica della materia vennero risolti dalla brillante intuizione di Amedeo Avogadro (1776-1856). Avogadro pensò che la legge dei rapporti multipli non dovesse essere riferita solo ai volumi, ma che quel che accadeva a livello microscopico, doveva accadere anche a livello macroscopico. Se due volumi di idrogeno e un volume di ossigeno producono un volume di vapor d'acqua, allora la stessa proporzione deve valere anche per la parte più piccola che conserva le proprietà dell'acqua, ottenuta attraverso continue divisioni del volume d'acqua [Fig. 3]. In questo modo Avogadro aveva fissato il perimetro per definire il concetto di molecola.



2 volumi di idrogeno + 1 volume di ossigeno → 1 volume d'acqua
(caselle nere) (casella bianca)

Il volume d'acqua può essere suddiviso in un numero elevato di parti fino a individuare la parte più piccola che mantiene le proprietà dell'acqua (molecola) che ha la stessa combinazione delle parti del volume iniziale d'acqua

Fig. 3 : schema della ripartizione dei volumi per l'acqua, a sinistra ;
schema delle parti di molecole nel volume d'acqua
(due parti di idrogeno per una di ossigeno)

Con un approccio tipico di molti fisici e che era stato anche di Galileo [7], Avogadro era convinto che la struttura del macrocosmo doveva essere l'immagine di un'identica struttura del microcosmo. Questo genere di visione del reale, diffuso già nel rinascimento e che continua ad avere ricadute importanti anche nelle teorie contemporanee (basti pensare ai frattali di Mandelbrot), aveva portato Avogadro addirittura ad assimilare i concetti di volume e di molecola, a cui era attribuita una realtà oggettiva, sostenendo che entrambi obbediscono alle stesse leggi. Fu per questo che in un lavoro del 1811 enunciava in questo modo la legge di Gay-Lussac: "Quando i gas reagiscono tra loro in rapporti semplici di volume, reagiscono in rapporti semplici di molecole, dunque il dire volume e molecole è la stessa cosa" [8] [Fig. 4].

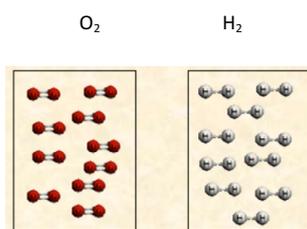
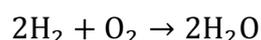


Fig. 3: a sinistra un volume di ossigeno (O_2) e a destra un volume di idrogeno (H_2) alla stessa pressione e temperatura

Nella stessa pubblicazione aveva esposto la legge che lo rese celebre:

Volumi uguali di gas alla stessa temperatura e pressione contengono lo stesso numero di molecole

Se due volumi di idrogeno e uno di ossigeno danno due volumi di acqua, significa che per ogni coppia di molecole d'acqua devono essere state impiegate una coppia di molecole di idrogeno e una molecola di ossigeno. La configurazione più semplice per garantire questo risultato è pensare che l'idrogeno sia costituito da una molecola costituita da due atomi e così come quella di ossigeno. Infatti la reazione che produce l'acqua è:



Occorre ricordare che il successo della teoria di Avogadro non fu immediato. Scontò l'avversione dei chimici europei fedeli alle ipotesi di Dalton e l'ostilità degli ambienti scientifici torinesi, da cui proveniva, che non reputavano degne di attenzione le sue osservazioni. In particolare, era l'idea non completamente definita di particella, atomo o molecola, che non sembrava chiara ai chimici dell'epoca. Questo spiega perché fino al 1901 in Italia nessun testo di chimica o di fisica menzionava Avogadro.

Pesare gli atomi: Stanislao Cannizzaro e le leggi di Faraday per l'elettrolisi

È possibile incontrare il termine molecola già nell'opera di Pierre Gassendi [9] e nel testo già richiamato *Sceptical Chymist* di Robert Boyle [10]. Entrambi riprendono un lessico e un'ipotesi antica relative a masse microscopiche, presenti in Sesto Empirico. L'idea di molecola sottesa dalla teoria di Avogadro fu tuttavia meglio precisata solo con l'apporto teorico di Stanislao Cannizzaro (1826-1910) nel *Sunto di un corso di filosofia chimica* del 1858, le cui idee di fondo vennero per anni discusse all'interno della comunità dei chimici.

Io credo che i progressi della scienza fatti in questi ultimi anni abbiano confermato l'ipotesi di Avogadro, di Ampère e di Dumas sulla simile composizione dei corpi allo stato aeriforme, cioè che volumi uguali di essi, sieno semplici, sieno composti, contengono l'ugual numero di molecole; non però l'ugual numero di atomi, potendo le molecole dei vari corpi o quello stesso corpo nei vari suoi stati, contenere un vario numero di atomi, sia della medesima natura, sia di natura diversa.

Questo estratto del *Sunto* esprime in modo chiaro e definitivo il concetto di atomo e molecola e diede forza all'idea di Avogadro che per anni era stata dimenticata. Nel congresso dei chimici di Karlsruhe del 1860 le tesi di Cannizzaro furono a lungo dibattute e in parte, anche in seguito, osteggiate. Al termine delle tre sedute previste per i lavori i membri del congresso approvarono la proposta di Cannizzaro:

“Si propone di adottare concetti diversi per molecola e atomo, considerando molecola la quantità più piccola di sostanza che entra in una reazione e che ne conserva le caratteristiche fisiche, e intendendo per atomo la più piccola quantità di un corpo che entra nella molecola dei suoi composti”

A fianco dell'identificazione univoca dei concetti di atomo e molecola, una delle scoperte notevoli di Cannizzaro esposte nel *Sunto* fu quella relativa alla possibilità di valutare i pesi atomici desumibili da quelli molecolari, ricavati sfruttando la densità dei composti nella fase di vapore. Il modo di operare di Cannizzaro recepì i risultati delle leggi ponderali e il principio di Avogadro. Quest'ultimo, infatti, permette di ricavare il numero delle molecole coinvolte dai rapporti volumetrici dei gas presenti in una reazione chimica. Conoscendo i rapporti tra le masse dei gas, misurabili con una bilancia,

si ricavano i rapporti tra le masse delle molecole. Fissando infine una massa molecolare di riferimento è quindi possibile ricavare relativamente a questa tutte le masse molecolari.

Per la misurazione delle masse atomiche, Cannizzaro fissò poi come massa unitaria di riferimento la massa di un atomo di idrogeno, che venne poi sostituita da altre, di poco dissimili. La determinazione della massa atomica m di un elemento viene fatta a partire dalle masse dei suoi composti. Si assume che la quantità minima di un elemento corrisponda a un solo atomo, di conseguenza i multipli corrispondono a multipli di atomi. Il massimo comun divisore delle masse atomiche rappresenta quindi la massa atomica cercata. Se l'unità minima di un elemento fosse composto da un numero pari di atomi, questo metodo di identificazione non l'avrebbe riconosciuta, ma questo caso non si è mai verificato.

Nelle tabelle successive [Tabb. 2, 3 e 4] sono riportate le deduzioni per le masse atomiche dell'idrogeno, dell'ossigeno, del cloro.

composto	massa molecolare	masse dei componenti della molecola		formula chimica
idrogeno libero	2	2 (idrogeno)	-	H ₂
acido cloridrico	36,5	1 (idrogeno)	35,5 (cloro)	HCl
acido bromidrico	81	1 (idrogeno)	80 (bromo)	HBr
acido iodidrico	128	1 (idrogeno)	127 (iodio)	HI
acqua	18	2 (idrogeno)	16 (ossigeno)	H ₂ O
ammoniaca	17	2 (idrogeno)	14 (azoto)	NH ₃
acido acetico	60	4 (idrogeno)	24 (carbonio) 32 (ossigeno)	C ₂ O ₂ H ₄

Quantità minima di idrogeno: 1 grammo

Tab. 2: determinazione della massa atomica dell'idrogeno

composto	massa molecolare	masse dei componenti della molecola		formula chimica
ossigeno libero	32	32 (ossigeno)	-	O ₂
acqua	18	16 (ossigeno)	2 (idrogeno)	H ₂ O
acido acetico	60	32 (ossigeno)	24 (carbonio) 4 (idrogeno)	C ₂ O ₂ H ₄

Quantità minima di ossigeno: 16 grammi

Tab. 3: determinazione della massa atomica dell'ossigeno

composto	massa molecolare	masse dei componenti della molecola		formula chimica
cloro libero	71	71 (cloro)	-	Cl ₂
acido cloridrico	36,5	35,5 (cloro)	1 (idrogeno)	HCl
sublimato corrosivo	271	71 (cloro)	200 (mercurio)	HgCl ₂
cloruro d'arsenico	181,5	106,5 (cloro)	75 (arsenico)	AsCl ₃

Quantità minima del cloro: 35,5 grammi

Tab. 4: determinazione della massa atomica del cloro

Questi risultati furono giudicati in modo estremamente positivo dai suoi contemporanei e in particolare da Mendeleev che sfruttò la tavola dei pesi atomici di Cannizzaro a completamento della sua tavola degli elementi.

Restava soltanto aperto il problema di identificare il rapporto tra il grammo e la massa dell'atomo di idrogeno presa come riferimento unitario delle masse atomiche, rapporto che va sotto il nome di numero di Avogadro N_A . Per questo si sfruttò il fenomeno dell'elettrolisi, noto a seguito dell'invenzione della pila di Volta. In una bacinella d'acqua vengono posti due elettrodi collegati a una pila e un composto solubile, gli ioni del composto si sciolgono in acqua e si accumulano sugli elettrodi. Michael Faraday (1791-1867) formulò la legge che spiega il fenomeno e che porta il suo nome. Questa può essere così sintetizzata in simboli:

$$Q = \frac{M}{p} Fz \quad (1)$$

dove Q è la carica elettrica misurabile, M la massa in grammi dell'elemento di carica Q accumulato su un elettrodo, p il suo peso atomico, z un numero intero tipico del processo e F un valore costante detto Faraday pari a circa 96500 Coulomb). Il rapporto tra la massa M e il peso atomico p è pari al rapporto tra il numero N di atomi presenti nella massa M e il numero di Avogadro N_A , definito come rapporto tra un grammo e la massa dell'atomo di idrogeno:

$$\frac{M}{p} = \frac{N}{N_A} \quad (2)$$

Ipotizzando che la carica sia costituita da elementi indivisibili multipli di una carica elementare, si definisce $e = F/N_A$ e attraverso sostituzioni successive nelle equazioni (2) e (1) si arriva al seguente risultato:

$$Q = Nze \quad (3)$$

Noto il valore della carica dell'elettrone e , una misura di N a partire dall'equazione (3) permette di determinare dall'equazione (2) il numero di Avogadro e quindi la massa dell'atomo di idrogeno e , sfruttando la legge dei rapporti multipli in volume, di tutti gli elementi.

[0] A. L. Lavoisier, *Traité élémentaire de chimie, présentée dans un ordre nouveau et d'après les découvertes modernes*, Cuchet, Parigi, 1789

[1] R. H. Petrucci, Ralph, W. S. Harwood, F. Geoffrey Herring, J. D. Madura, *General Chemistry*, Pearson College Div., Upper Saddle River, New Jersey, 2006

[2] J. Dalton, *Experimental Enquiry into the Proportion of the Several Gases or Elastic Fluids, Constituting the Atmosphere*, Memoirs of the Literary and Philosophical Society of Manchester 1, 1805

[3] I. Freund, *The Study of Chemical Composition*, Dover, New York, 1968

[4] J. Dalton, *A new system of chemical philosophy*, R. Bickerstraf, London, 1808

[5] J. L. Gay-Lussac, *Mémoire sur la combinaison des substances gazeuses les une avec les autres*, « Mémoires de Physique et de Chimie de la Société d'Arcueil », vol II, Parigi, 1809

[6] D'Arcy W. Thompson, *On Growth and Form*, University Press, Cambridge, 1917

[7] A. Avogadro, *Essais d'une manière de déterminer les masses relatives des molécules élémentaires des corps, et les proportions selon lesquelles elles entrent dans ces combinaisons*, Journal de Physique, de Chimie et d'Histoire naturelle, tome 73, juillet 1811, pp. 58–76.

[9] P. Gassendi, *Syntagma philosophicum Epicuri, cum Refutationibus Dogmatum quæ contra Fidem Christianam ab eo asserta sunt*, Amstelædami, 1684

[10] L. Russo, "Ogkoi invisibili", in *Technai : An International Journal for Ancient Science and Technology*, Fabrizio Serra Editore, Firenze, 2017