

CORSO DI STORIA E DIDATTICA DELLA CHIMICA

DOCENTE: DR. FRANCO CALASCIBETTA

**“IL PROBLEMA DELLA DETERMINAZIONE DEI PESI ATOMICI E
MOLECOLARI – PARTE I: DA DALTON AD AVOGADRO”**



Come abbiamo spiegato nell'incontro precedente, l'analisi elementare, anche se effettuata con maggiore precisione rispetto ai dati daltoniani, non poteva da sola portare a determinare i pesi atomici degli elementi. Supponiamo ad esempio che un certo elemento X formasse con l'idrogeno X un composto dalla seguente composizione: X = 88.89 %; H = 11.11 %. Preso l'idrogeno come riferimento e datogli il valore di peso atomico 1, a X competeva un peso di combinazione (o peso equivalente) ricavabile dalla proporzione

$11.11 : 88.89 = 1 : P_{eqX}$ da cui $P_{eqX} = 88.89/11.11 = 8.0$.

Dalton assumeva che in presenza di un solo composto binario tra X e H la sua formula fosse HX, che cioè il composto fosse formato a livello microscopico da particelle costituite dagli atomi dei due elementi in un rapporto 1:1. Questo principio della massima semplicità non era per Dalton del tutto arbitrario in quanto si collegava con la sua idea che atomi dello stesso tipo si dovevano respingere: la situazione che prevedeva ad esempio 2 o 3 atomi di H legati a X doveva essere meno stabile in quanto gli atomi di H si sarebbero respinti tra loro. In assenza di più composti tra X e H la situazione XH doveva essere comunque la più stabile e quindi l'unica postulabile in tal caso. In base ai calcoli precedenti e a queste considerazioni Dalton avrebbe quindi assegnato all'elemento X il peso atomico di 8.0.

**Se però la formula fosse stato ad esempio H_2X , il rapporto di combinazione pari a 8.0 rappresenterebbe il rapporto tra il peso atomico di X e il peso di 2 atomi di H.
Se $P_{atH} = 1$**

(1)

$$\frac{P_{atX}}{2P_{atH}} = 8.0 \Rightarrow P_{atX} = 8.0 * 2 * 1 = 16.0$$

Analogamente se la formula fosse H_3X :

$$\frac{P_{atX}}{3P_{atH}} = 8.0 \Rightarrow P_{atX} = 8.0 * 3 * 1 = 24.0$$

e così via.

Se l'elemento X era ad esempio l'ossigeno, la formula per l'unico composto allora conosciuto tra H e O (l'acqua ossigenata non era ancora stata né preparata né scoperta) era da Dalton fissata in HO e ad O si dava quindi un peso atomico di 8.0.

Se un terzo elemento Y non sembrava formare composti con H (situazione che si verificava per molti elementi) il suo peso atomico doveva essere valutato attraverso un suo composto con O. Se questi però erano due la situazione diveniva ancora più ingarbugliata. Vediamo come:

| Composto | %O | %Y |
|-----------------|--------------|--------------|
| A | 57.14 | 42.86 |
| B | 72.73 | 27.27 |

Innanzitutto si passava dalla composizione percentuale ai pesi di combinazione mostrati da Y nella scala in cui H = 1 e O = 8.0. I due pesi di combinazione si ricavano dalla proporzione:

$$\%O : \%Y = 8.0 : P$$

Nei due composti P risultava quindi:

Composto Peso di comb.

A $PA = (42.86 \cdot 8.0) / 57.14 = 6.0$

B $PB = (27.27 \cdot 8.0) / 72.73 = 3.0$

Quale dei due pesi di combinazione assumere come peso atomico di Y? Anche invocando la regola della massima semplicità si poteva sì immaginare che uno dei due composti avesse formula YO ma quale dei due? I dati di composizione dicevano solo che, presi ad esempio 8.0 grammi di ossigeno, i grammi di Y nei due composti erano rispettivamente 6.0 per il composto A e 3.0 per il composto B, che ovviamente era rispettata la legge delle proporzioni multiple e che in A la quantità di Y risultava doppia che in B (a parità di O). Questo poteva tradursi in due formule per A e B rispettivamente Y_2O e YO il che significava attribuire a Y un peso atomico pari a 3.0. Ma sarebbero state ugualmente accettabili per A e B rispettivamente le formule YO e YO_2 , dando cioè al composto A la composizione in atomi 1:1. Nel qual caso a Y si poteva assegnare un peso atomico di 6.0.

Come si vede si generava una gran confusione. Non è strano quindi che ancora molti anni dopo, nel 1837, un chimico francese J. Dumas, che incontreremo anche successivamente, affermasse: “Se lo potessi, cancellerei dalla scienza la parola *atomo*, perché mi sono convinto che va al di là dell’esperienza e la chimica non deve andare al di là dell’esperienza”.

Tornando però agli anni immediatamente successivi all’enunciazione dell’ipotesi atomica di Dalton, un dato sperimentale indipendente si aggiunse alla raccolta dei dati di analisi elementare. Tale dato, se interpretato correttamente, avrebbe potuto fornire un criterio per stabilire formule molecolari più solido rispetto alla "regola della massima semplicità" di Dalton.

Lo scienziato francese J.L. Gay-Lussac (1778-1850) nel 1808 pubblicò sulla rivista MÉMOIRES DE PHYSIQUE ET DE CHIMIE, DE LA SOCIÉTÉ D'ARCUEIL un articolo dal titolo “*Sur la combinaison des substances gazeuses les unes avec les autres.*”. In tale articolo egli annunciò la sua scoperta di una semplice regolarità nelle proporzioni di combinazione dei gas. Gay-Lussac asseriva di essere stato condotto a uno studio generale sulla combinazione dei volumi nelle reazioni gassose a seguito di un’indagine sulle proporzioni di combinazione tra idrogeno e ossigeno che lui e Alexander von Humboldt avevano completato tre anni prima.

Questo lavoro precedente era stato effettuato al fine di accertare l'accuratezza di un metodo per determinare il contenuto di ossigeno nell'aria.

Il metodo era basato su una misurazione della contrazione del volume prodotta quando una quantità misurata del gas in analisi era esplosa con idrogeno in eccesso. Tali determinazioni potevano essere condotte convenientemente e accuratamente con l'eudiometro di Volta. L'eccellenza di questo metodo è stata ampiamente dimostrata da Gay-Lussac e von Humboldt in una ricerca condotta con abilità esemplare e completezza. Avendo cura di mantenere costante la temperatura e la pressione durante ogni esperimento, hanno scoperto che più gli esperimenti erano stati eseguiti con attenzione, più il rapporto tra i volumi di idrogeno e ossigeno che si combinavano si avvicinava 2:1, due soli volumi di idrogeno per 1 volume di ossigeno. Il miglior dato era stato di 1.9989 volumi di idrogeno per 1,0000 volume di ossigeno. Con questo dato, e con la consapevolezza che diverse altre reazioni gassose avvenivano in proporzioni di volume che approssimativamente si avvicinavano a rapporti semplici, Gay-Lussac credeva di aver trovato una legge generale valida per tutte le combinazioni gassose.

Egli aveva successivamente fatto reagire l'acido muriatico o l'acido carbonico in forma gassosa (HCl e CO₂) con l'ammoniaca gassosa ed aveva visto che ad esempio 100 parti in volume di acido muriatico reagivano esattamente con 100 parti in volume di ammoniaca, lasciando come residui quello dei due che fosse eventualmente in eccesso. Tali reazioni erano state eseguite sostituendo nell'eudiometro l'acqua col mercurio, data la solubilità dei gas sopra citati in acqua.

Sulla base di questi nuovi esperimenti e di risultati di esperimenti di altri, sia presentati tal quali che ricalcolati, egli presentò la cosiddetta "legge dei volumi", enunciata così: *"I gas si combinano tra loro in proporzioni molto semplici e la contrazione di volume che essi subiscono nella combinazione segue ugualmente una legge regolare. Composti di sostanze gassose sono sempre formati in rapporti semplici e tali che, quando uno dei termini è rappresentato dall'unità, l'altro è 1, 2 o al massimo 3. Le apparenti contrazioni di volume subite dai gas nelle combinazioni sono ancora in relazione semplice rispetto al volume di uno di essi"*.

Alcuni dei dati riportati in questa memoria o in successive presentazioni a sostegno di tale legge empirica furono i seguenti:

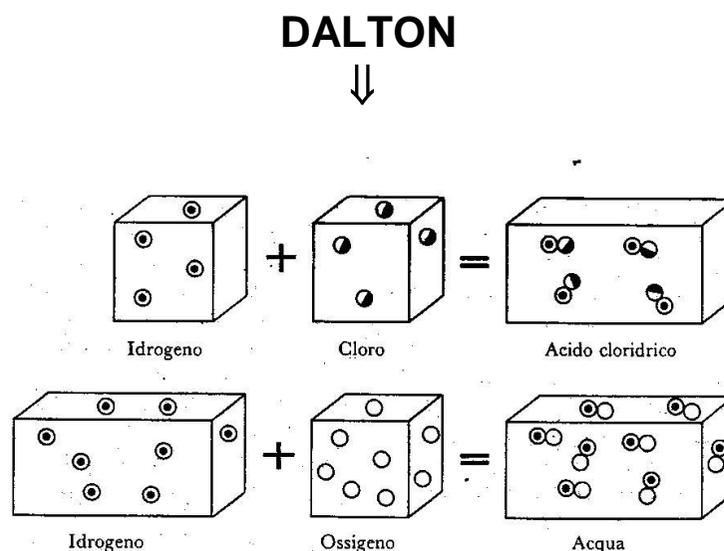
| | | | |
|----------------------------|----------|----------------------|----------------------------------|
| 100 acido muriatico | + | 100 ammoniaca | = sale d'ammonio (solido) |
| 100 acido carbonico | + | 200 ammoniaca | = composto solido |
| 200 acido solforoso | + | 100 ossigeno | = acido solforico |
| 100 azoto | + | 300 idrogeno | = 200 ammoniaca |
| 200 idrogeno | + | 100 ossigeno | = 200 acqua (vapore) |
| 100 idrogeno | + | 100 cloro | = 200 acido muriatico |

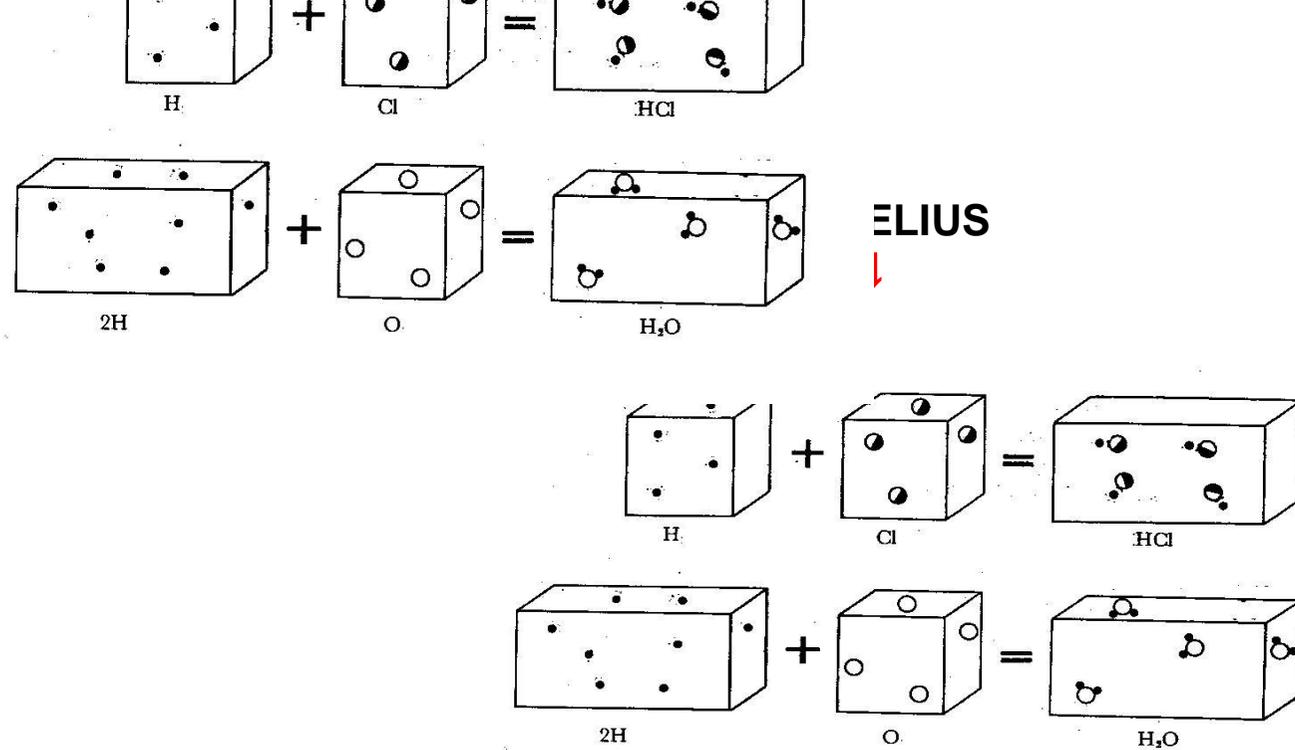
Questa legge empirica fu accettata generalmente dalla comunità dell'epoca e venne ritenuta da molti (e dallo stesso Gay Lussac, per quanto legato a Berthollet, che era l'animatore della Société d'Arcueil, di cui anche Gay Lussac era membro) collegata all'idea di Proust e all'ipotesi di Dalton, altra manifestazione macroscopica della discontinuità microscopica della materia: così la pensarono ad esempio Berzelius e Thomson, il divulgatore delle idee daltoniane. In particolare Berzelius utilizzò i dati di combinazione di idrogeno e ossigeno e di idrogeno e azoto per ipotizzare per l'acqua e l'ammoniaca formule diverse rispetto a HO e NH, postulate da Dalton.

In qualche maniera Berzelius, ritornando alla primitiva ipotesi poi accantonata dallo scienziato inglese che volumi uguali di elementi gassosi, misurati nelle stesse condizioni di temperatura e di pressione, contenessero lo stesso numero di particelle pensò che il fatto che ad esempio il rapporto di combinazione in volume tra idrogeno e ossigeno sia 2 a 1 significasse che 2 atomi di H si univano ad 1 atomo di O a formare 1 molecola di acqua.

Quindi per Berzelius la formula dell'acqua era H_2O ed all'ossigeno era attribuibile quindi un peso atomico non pari a 8 o giù di lì, come pensato da Dalton, ma 16.0 (nella scala con $H = 1$; in realtà Berzelius propose di prendere O come riferimento e di dargli un peso atomico pari a 100).

Gli schemi seguenti visualizzano le diverse posizioni di Dalton e Berzelius rispetto alla legge dei volumi.





Come si vede dagli schemi, problemi in ogni caso nascevano nello spiegare i rapporti di volume tra i prodotti delle reazioni tra gas confrontati con quelli dei reagenti. Se fosse valsa sempre la regola uguali volumi = uguale numero di particelle, data la reazione



a livello macroscopico ne doveva conseguire che 2 volumi di Idrogeno + 1 volume di Ossigeno \Rightarrow 1 volume di acqua e non 2 come risultava sperimentalmente.

La soluzione di Berzelius fu di pensare che la regola sopra detta valesse solo per gli elementi e non per le particelle ultime dei composti, fatte da più atomi e quindi più grandi rispetto agli atomi isolati.

Il ragionamento di Berzelius lo ritroviamo nel seguente passo preso dal suo trattato nella traduzione italiana del 1831

“Supponiamo adunque che, quando un corpo viene diviso fino ad un certo punto, si ottengano particelle la cui continuità non possa esser distrutta da alcuna forza meccanica, vale a dire la cui continuità dipenda da una forza superiore a tutte quelle che possono produrre. Queste particelle noi le chiamiamo atomi. La loro piccolezza sfugge a' nostri sensi, e la materia è tuttavia divisibile finché ogni particella cessi di essere apprezzabile; ma ivi purie si limita la nostra facoltà di determinare la sua forma. Però noi abbiamo ogni ragione di rappresentarci i corpi elementari sotto una forma sferica, poiché è quella che affetta la materia quando non sia sottomessa alla influenza di forze straniere.

D'altro lato, dobbiamo immaginarci gli atomi de' corpi composti sotto una forma determinata diversa dalla sferica, e del tutto dipendente dal numero degli atomi elementari e dal loro posto reciproco. Può essere che gli atomi dei diversi corpi elementari differiscano fra loro di grandezza; e può anche essere che sieno uguali.

La grandezza degli atomi composti deve, all'opposto, esser differentissima, pel numero d'atomi elementari onde sono costituiti; poiché è evidente che l'atomo composto di $A + 2 B$ deve occupare uno spazio maggiore di quello di $A + B$ ".

Altri provarono invece a far entrare integralmente la legge di Gay-Lussac nell'ipotesi atomica. Il primo di questi fu il piemontese Amedeo Avogadro. Nato a Torino nel 1776, inizialmente laureatosi in giurisprudenza, egli spostò in seguito i suoi interessi verso la fisica e la chimica, compiendo studi sull'elettricità (1803) e su acidi e basi (1809). L'opera per cui è più noto resta la memoria del 1811, pubblicata in francese sul "Journal de Physique" e intitolata "Saggio sulla maniera di determinare le masse relative delle molecole elementari dei corpi e le proporzioni secondo le quali esse entrano nelle combinazioni". In essa, come detto, lo scienziato torinese cercò di trovare una soluzione che consentisse di conciliare la legge dei volumi di Gay-Lussac con la teoria daltoniana. Nelle pagine seguenti segue una ampia citazione di tale memoria, tradotta in italiano.

A. Avogadro, Essai d'une manière de déterminer les masses relatives des molécules élémentaires des corps, et les proportions selon lesquelles elles entrent dans ces combinaisons, in "Journal de Physique, de Chimie, d'Histoire naturelle et des Arts", voi. Lxxiii, 1811, pp. 58-76. Tr. it. di Maria Guareschi in A. Avogadro, Opere scelte, UTET, Torino 1911, pp. 29-52. Revisione di A. Di Meo.

***“Gay-Lussac ha mostrato in una Memoria interessante (Mémoires de la Société d'Arcueil, t. II) che le combinazioni dei gas fra loro si fanno sempre secondo rapporti molto semplici in volume, e che quando il risultato della combinazione è gassoso, il suo volume è pure in rapporto molto semplice con quello dei suoi componenti; ma i rapporti delle quantità di sostanze nelle combinazioni pare non possano dipendere che dal numero relativo delle molecole che si combinano e da quello delle molecole composte che ne risultano. Bisogna dunque ammettere che vi siano anche dei rapporti molto semplici fra i volumi delle sostanze gassose e il numero delle molecole semplici o composte che le formano. La prima ipotesi che ci si presenta a questo riguardo e che sembrerebbe essere la sola ammissibile, è di supporre che in qualunque gas il numero delle molecole integranti è sempre lo stesso a volume uguale, o è sempre proporzionale ai volumi.*”**

Partendo da questa ipotesi, si ha il mezzo di determinare assai facilmente le masse relative delle molecole dei corpi che si possono avere allo stato gassoso e il numero relativo di queste molecole nelle combinazioni; poiché i rapporti delle masse delle molecole sono allora gli stessi di quelli delle densità dei diversi gas, a pressione e a temperature uguali, e il numero relativo delle molecole in una combinazione è dato immediatamente dal rapporto dei volumi dei gas che la formano. Per esempio, se i numeri 1,10359 e 0,073 21 esprimono le densità dei due gas ossigeno e idrogeno, prendendo quella dell'aria atmosferica come unità, e se il rapporto fra i due numeri rappresenta di conseguenza quello che esiste fra le masse di due volumi eguali di questi due gas, questo stesso rapporto esprimerà, secondo l'ipotesi proposta, il rapporto delle masse delle loro molecole. Così la massa della molecola dell'ossigeno sarà circa 15 volte quella della molecola di idro-geno, o, più esattamente, essa starà a questa come 15,074 sta a 1. Così pure la massa della molecola d'azoto starà a quella dell'idrogeno come 0,96913 a 0,07321 , cioè come 13 o più esattamente come 13,238 a 1. D'altra parte, essendo noto che il rapporto dei volumi dell'idrogeno all'ossigeno nella formazione dell'acqua è di 2 a 1, ne segue che l'acqua risulta dall'unione di una molecola di ossigeno con due molecole d'idrogeno.

Nello stesso modo, secondo le proporzioni in volume stabilite da Gay-Lussac negli elementi dell'ammoniaca, del gas ossido d'azoto e nitroso e dell'acido nitrico, l'ammoniaca risulterà dall'unione di una molecola di azoto con tre d'idrogeno, il gas ossido d'azoto di una molecola di ossigeno con due di azoto, il gas nitroso di una molecola d'azoto con una di ossigeno e l'acido nitrico di una di azoto con due di ossigeno.

Una riflessione pare opporsi, a prima vista, all'ammissione della nostra ipotesi sui corpi composti. Sembrerebbe che una molecola composta di una o più molecole elementari dovrebbe avere una massa uguale alla somma delle masse di queste molecole e che, specialmente, se in una combinazione a una molecola di un corpo si aggiungono due o più molecole di un altro corpo, il numero delle molecole composte dovrebbe restare uguale al numero delle molecole del primo corpo. Quindi, nella nostra ipotesi, allorché un gas si combina con due o più volte il suo volume di un altro gas, il composto che ne risulta, se è gassoso, non potrà avere che un volume uguale al primo di questi gas. Nei fatti, però, in generale ciò non avviene. Per esempio, il volume dell'acqua supposta gassosa è, come ha fatto vedere Gay-Lussac, doppio di quello del gas ossigeno che vi entra o, il che è poi la stessa cosa, uguale a quello dell'idrogeno, invece di essere uguale a quello dell'ossigeno.

Tuttavia esiste un mezzo assai naturale per spiegare i fatti di questo genere in conformità alla nostra ipotesi: ed è di supporre che le molecole costituenti d'un qualsiasi gas semplice, cioè quelle che si trovano a una distanza tale da non poter esercitare la loro mutua azione, non siano formate da una sola molecola elementare, ma risultino da un certo numero di queste molecole riunite in una sola per mezzo dell'attrazione.

Quando le molecole di un'altra sostanza devono essere aggiunte alla prima per formare delle molecole composte, la molecola integrante che ne dovrebbe risultare si divida in due o più parti o molecole integranti composte della metà, del quarto, ecc., del numero di molecole elementari da cui era formata la molecola costituente della prima sostanza, combinate colla metà, col quarto, ecc., del numero di molecole costituenti l'altra sostanza che dovrebbe combinarsi colla molecola totale; oppure, ciò che è lo stesso, con un numero uguale di mezze molecole, di quarti di molecola, ecc., di questa seconda sostanza; di modo che il numero delle molecole integranti del composto diventi il doppio, quadruplo, ecc. di ciò che dovrebbe essere senza questa divisione e tale che basti a soddisfare al volume del gas che ne risulta¹ .

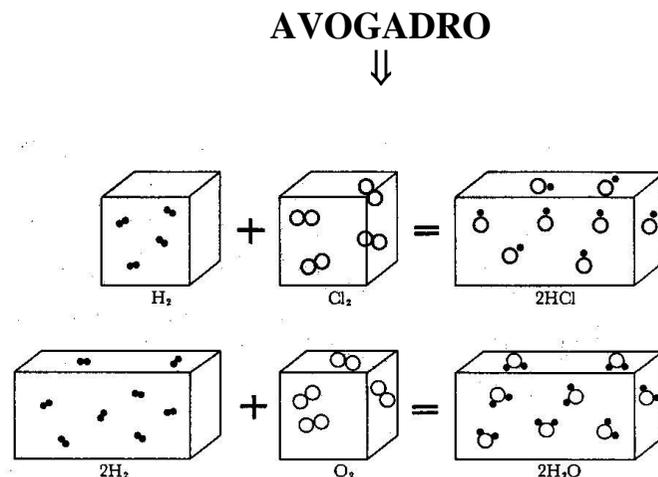
¹ ***Così la molecola integrante dell'acqua, a esempio, sarà composta di una mezza molecola d'ossigeno con una molecola o, il che è la stessa cosa con due mezze molecole d'idrogeno.***

Esaminando i diversi composti gassosi più noti, io non trovo che esempi di raddoppiamento di volume relativamente al volume di quello dei componenti che aggiunge a se stesso una o due volte il suo volume dell'altro: lo si è già visto per l'acqua.

Così pure il volume del gas ammoniacco è, com'è noto, doppio di quello dell'azoto che vi entra. Gay-Lussac ha anche fatto vedere che il volume del gas ossido di azoto è uguale a quello dell'azoto che ne fa parte e, di conseguenza, doppio di quello dell'ossigeno. In fine, il gas nitroso che contiene volumi eguali di azoto e di ossigeno, ha un volume uguale alla somma dei due gas componenti, cioè doppio del volume di ognuno di essi. Così, in tutti questi casi, vi deve essere divisione in due delle molecole, ma in altri casi, la divisione potrà farsi in quattro, in otto, ecc.

Già a priori si sarebbe dovuto supporre la possibilità di questa divisione delle molecole composte; poiché, senza di ciò, le molecole integranti dei corpi composti da parecchie sostanze con un numero considerevole di molecole sarebbero divenute una massa eccessivamente grande in confronto delle molecole dei corpi semplici; si poteva quindi congetturare che la natura avesse qualche mezzo con cui farle rientrare nell'ordine di queste ultime e i fatti ci hanno indicata l'esistenza di questo mezzo”.

Per maggiore chiarezza visualizziamo graficamente la sintesi dell'acqua e dell'acido cloridrico secondo le idee di Avogadro.



N. B. Avogadro ovviamente non scrisse mai formule e quindi H_2O è una nostra trasposizione moderna

Le idee di Avogadro furono riprese qualche anno dopo dal fisico francese A. M. Ampère (1775-1836).

Questi in un articolo di alcuni anni dopo [Ann. Chim. Phys. 90, 43-86 (1814)] scrisse:

“Sono partito dal presupposto che, nel caso in cui i corpi passino nello stato di gas, le loro particelle da sole siano separate e tenute lontane l'una dall'altra dalla forza espansiva del calorico a distanze molto maggiori di quelle dove le forze di affinità e coesione hanno un'azione apprezzabile.

In tal caso queste distanze dipendono solo dalla temperatura e dalla pressione che il gas sostiene, e che a parità di pressioni e temperature le particelle di tutti i gas, semplici o composti, sono posti alla stessa distanza l'uno dall'altro. Il numero di particelle è in questa ipotesi, proporzionale al volume dei gas”. In nota Ampère precisava: ***“Dopo aver scritto la mia Memoria, ho appreso che il sig. A. Avogadro ha fatto di quest'ultima idea la base di un lavoro sulle proporzioni degli elementi nelle combinazioni chimiche”.***

La stessa ipotesi fu riabbracciata negli anni successivi qua e là da altri chimici, sgombrando il campo dal luogo comune che la sua non accettazione per decenni fu dovuta alla non conoscenza di essa da parte degli scienziati. Pur se nota in realtà essa per molti anni non fu considerata accettabile. C'è da dire A POSTERIORI che già il linguaggio utilizzato da Avogadro rendeva il suo ragionamento confuso e pieno di più o meno apparenti contraddizioni: ci si doveva districare innanzi tutto tra molecole elementari, molecole integranti, mezze molecole ecc.

Se la molecola elementare, cioè la particella ultima che costituiva le sostanze semplici gassose, era da intendere coincidente con l'atomo, non si poteva accettare per definizione che essa si scindesse in due o in quattro ecc. Ma anche dare lo status di atomo alla mezza molecola di Avogadro (l'unica realmente necessaria per spiegare i dati di Gay-Lussac) non era possibile. Si doveva infatti ritenere che due atomi uguali si tenessero uniti insieme.

Per Dalton gli atomi dello stesso tipo si respingevano (idea che aveva coltivato sin dai suoi primi studi sulle miscele gassose).

Ma da un versante differente anche Berzelius non poteva accettare una unione tra due atomi dello stesso tipo. A partire infatti dalle esperienze di elettrolisi, in cui tramite l'elettricità si riuscivano a spezzare legami chimici che parevano molto forti come tra l'idrogeno e il cloro nell'acido cloridrico (nell'elettrolisi di HCl si ottenevano idrogeno gassoso al polo negativo e cloro gassoso al polo positivo) fu teorizzato da parte dello scienziato svedese che l'unione tra gli elementi coinvolgesse comunque una forza di tipo elettrico.

Secondo Berzelius ogni atomo conteneva i due tipi di elettricità, posti in esso a differenti poli. Per ogni tipo di atomo però esisteva una polarità predominante ed erano queste polarità che determinavano le combinazioni chimiche.

Es. idrogeno (positivo)+cloro (negativo) ⇒ acido cloridrico

La natura della polarità dei singoli elementi era determinabile dal loro comportamento negli esperimenti di elettrolisi: come detto sopra, una soluzione di acido cloridrico sottoposta ad elettrolisi forniva idrogeno al polo negativo e cloro al polo positivo, evidenziando la polarità opposta dei due elementi, ciascuno attratto al polo contrario. Questa natura che potremmo definire dipolare delle sostanze non era limitata solo ai composti binari.

Un sale infatti secondo Berzelius si formava per l'attrazione tra una sostanza complessivamente positiva, l'ossido basico e una complessivamente negativa, l'acido (anidride). La simbologia doveva indicare anche tale composizione, per cui ad esempio la formula del carbonato di calcio era scritta in base alla TEORIA DUALISTICA CaO, SO^3 .

Tale teoria governò le opinioni dei chimici nei primi decenni dell'ottocento e in base ad essa l'ipotesi di unioni di atomi dello stesso tipo sembrò all'epoca per lo più improponibile.

Su questi ultimi aspetti possono aiutare alcuni filmati sull'elettrolisi dell'acqua, la sua scomposizione in elementi e la creazione ai due elettrodi di ambienti acidi e basici (evidenziati dalla variazione di colore dell'indicatore universale

<https://www.youtube.com/watch?v=DFf0vP3Dtb4>

<https://www.youtube.com/watch?v=0X604USY6hs>

<https://www.youtube.com/watch?v=M8neHyvkYyQ>

Soffermiamoci un poco di più sulla cosiddetta teoria dualistica di Berzelius leggendo alcuni passi in cui essa viene descritta nel suo Trattato (Edizione Italiana del 1838)

Noi sappiamo, che la scarica della batteria elettrica supera l'affinità chimica e separa i corpi combinati, vale a dire vince od annulla la forza per cui gli atomi, dopo la scarica elettro-chimica, rimangono tuttavia uniti. Si può, per esempio, mediante una piccola batteria elettrica di 8 o 10 coppie di dischi d'argento e di zinco, grandi come un tallero, decomporre la potassa con l'intermezzo del mercurio; il che fa vedere che quanto noi chiamiamo affinità di combinazione, affinità chimica, ha una relazione necessaria e inalterabile coi fenomeni elettro-chimici, benchè ci sia impossibile spiegarla coi fenomeni noti fino al presente delle scariche dell'elettricità prodotta collo strofinio.

Gli esperimenti eseguiti sulle mutue relazioni elettriche de' corpi, ci dimostrarono che si posson essi dividere in due classi: gli *elettro-positivi* e gli *elettro-negativi*. I corpi semplici appartenenti alla prima classe, e i loro ossidi, acquistano sempre l'elettricità positiva quando incontrano corpi semplici od ossidi appartenenti alla seconda; e gli ossidi della prima classe comportansi sempre cogli ossidi dell'altra come le basi salificabili cogli acidi.

L'ordine in cui i corpi semplici si succedono relativamente alle loro proprietà elettro-chimiche generali ed a quelle dei loro ossidi più forti, è all'incirca il seguente:

| | | |
|------------|------------|------------|
| Ossigeno. | Oro. | Alluminio. |
| Zolfo. | Osmio. | Itrio. |
| Nitrogeno. | Iridio. | Glicio. |
| Fluoro. | Platino. | Magnesio. |
| Cloro. | Rodio. | Calcio. |
| Bromo. | Palladio. | Stronzio. |
| Iodo. | Mercurio. | Bario. |
| Selenio. | Argento. | Litio. |
| Fosforo. | Rame. | Sodio. |
| Arsenico. | Urano. | Potassio. |
| Cromo. | Bismuto. | |
| Molibdeno. | Stagno. | |
| Tungsteno. | Piombo. | |
| Boro. | Cadmio. | |
| Carbonio. | Cobalto. | |
| Antimonio. | Nichelio. | |
| Telluro. | Ferro. | |
| Tantalo. | Zinco. | |
| Titano. | Manganese. | |
| Silicio. | Cerio. | |
| Idrogeno. | Torio. | |
| | Zirconio. | |

E' forse inutile sottolineare come il termine elettro-negativo è utilizzato con un significato assolutamente diverso da quello per noi usuale. Diciamo però che la teoria di Berzelius decenni dopo, a seguito della scoperta dell'elettrone e delle prime ipotesi sulla struttura subatomica, sembrò godere di una seconda vita. Infatti nelle prime teorie sul legame chimico dei primi anni del '900 si postulò che il legame chimico, come era stato ipotizzato da Berzelius, fosse sempre dovuto ad interazione elettrostatica fra atomi carichi di segno diverso.

Al contrario nell'ottocento, dopo l'iniziale accettazione da parte della comunità, esso entrò in crisi allorché ad esempio si vide tra i composti organici la sostituzione di un elemento elettropositivo come l'idrogeno con uno fortemente elettro-negativo come il cloro poteva non alterare profondamente le proprietà delle sostanze (ad esempio l'acido cloroacetico non era poi tanto diverso dall'acido acetico malgrado che un idrogeno fosse stato sostituito da un cloro).