



## 9. LA CLASSIFICAZIONE PERIODICA DEGLI ELEMENTI CHIMICI

*“La nobiltà dell’uomo, acquisita in cento secoli di prove e di errori,  
era consistita nel farsi signore della materia,  
e io mi ero iscritto a Chimica perché a questa nobiltà mi volevo mantenere fedele.  
Vincere la materia è comprenderla, e comprendere la materia è necessario  
per comprendere l’universo e noi stessi:  
e quindi il Sistema Periodico di Mendeleev [...] era una poesia.”  
(Il sistema periodico, Ferro, Primo Levi)*

L'elaborazione del sistema periodico degli elementi è il prodotto finale di una lunga serie di tentativi, compiuti da diversi scienziati, per cercare di «mettere ordine» nel mondo delle sostanze semplici, organizzando quelle conosciute in base alle loro proprietà fisiche e chimiche. Se formalmente la nascita del sistema periodico viene attribuita a Mendeleev, ciò dipende dal fatto che egli non si limitò a classificare gli elementi conosciuti verso la fine del diciannovesimo secolo, ma propose un «modello di periodicità» di cui analizzò le conseguenze e che gli permise anche di ipotizzare l'esistenza di nuovi elementi e di avanzare previsioni relative alle proprietà delle corrispondenti sostanze semplici.

Nel corso della redazione del trattato di chimica destinato ai propri studenti, Mendeleev cercò di identificare un qualche concetto unificante che gli permettesse di riunire tutti gli elementi conosciuti in un numero limitato di famiglie: in questo modo, avrebbe potuto evitare ai propri studenti di studiare a memoria le proprietà chimiche e le principali reazioni di ogni singolo elemento. Dopo molti tentativi, ordinò gli elementi in base ai pesi atomici crescenti, poiché era stato vivamente impressionato dalle argomentazioni di Cannizzaro, le cui idee consentirono di attribuire valori dei pesi atomici che permettevano di pervenire a una generalizzazione che non ammetteva compromessi. Per questo motivo, nella prima parte di questo capitolo vengono riproposti i problemi, le ipotesi e i procedimenti che videro impegnati Lavoisier, Dalton, Proust, Gay-Lussac, Avogadro e altri scienziati e che consentirono a Cannizzaro di assegnare un peso<sup>1</sup> agli atomi dei vari elementi.

### DALL'ATOMO ALLA MASSA ATOMICA RELATIVA

#### FACCIAMO IL PUNTO: PROBLEMI E IDEE DELLA CHIMICA DELL'OTTOCENTO

##### 1. Una nuova idea di atomo

La parola “atomo” deriva dal greco “a-tomos” e significa “non divisibile”. Tra il V e il IV secolo a.C., Democrito d'Abdera spiegava che la materia è costituita di corpuscoli in continuo movimento e dotati di qualità specifiche. Questi corpuscoli erano:

- Invisibili a causa delle dimensioni estremamente piccole
- Indivisibili come indica il loro nome
- Pieni di materia (nessun vuoto all'interno)

<sup>1</sup> Nella seconda sequenza si è chiarita la differenza tra le grandezze massa e peso. Qui la grandezza considerata è sempre la massa anche quando viene chiamata peso. Viene rispettata la terminologia usata dagli scienziati non solo nell'ottocento, ma anche per buona parte del novecento.

- Eterni poiché perfetti
- In continuo movimento
- Circondati da uno spazio vuoto (per spiegare il loro movimento)
- Aventi un'infinità di forme (per spiegare le diversità dei corpi riscontrate in natura)

Per completezza d'informazione, sembra che alla stessa epoca di Democrito esistesse in India una filosofia (sistema Vaiseshika) la quale insegnava che la materia era costituita da atomi indistruttibili. Il loro assemblaggio in corpi visibili era degradabile e, al termine di un periodo del mondo, gli assemblaggi si dissolvevano e poi, dopo una fase di riposo, si riunivano in un nuovo mondo. Sembra dunque che il monopolio dell'atomo non sia greco, ma sicuramente ai filosofi greci si ispirarono tutti gli studiosi che nel corso del tempo condivisero l'idea di una struttura corpuscolare della materia.

La storia dell'atomo chimico comincia agli inizi del 1800 per merito dell'inglese John Dalton (1766-1844) il quale aveva studiato l'interazione di alcuni gas (ossigeno, azoto, diossido di carbonio, ecc.) con l'acqua ed era stato colpito dal fatto che la loro solubilità nell'acqua non era la stessa per tutti i gas: alcuni erano più solubili di altri. In seguito a questi studi egli scrisse nel suo libro *A New System of Chemical Philosophy*: «*These observations have tacitly led to the conclusion which seems universally adopted, that all bodies are constituted of a vast number of **extremely small particles, or atoms of matter bound together***».

L'espressione atomo chimico viene usata perché, contrariamente a quanto si ripete troppo spesso, Dalton non ha inventato gli atomi. Non soltanto lo avevano già fatto i filosofi greci, ma anche la maggior parte dei suoi contemporanei ammetteva che la materia fosse formata da un insieme di corpuscoli distinti tra i quali si esercitavano forze attrattive e repulsive. Per esempio, erano atomisti Newton e Stahl, l'inventore della teoria del flogisto che fu confutata da Lavoisier. Tuttavia a Dalton viene riconosciuta la paternità dell'atomo chimico perché, mediante l'ipotesi atomica, egli ha introdotto una nuova concezione dell'atomo, particolarmente interessante e feconda per i chimici.<sup>2</sup> In che cosa consisteva l'innovazione? Gli studiosi che ammettevano la struttura corpuscolare della materia ritenevano che i corpuscoli fossero in numero limitato, tutti costituiti della stessa materia omogenea e differissero soltanto per la forma e le dimensioni. Le diversità tra i corpi a livello macroscopico erano dovute al fatto che i corpuscoli erano disposti nello spazio in modo diverso. Per esempio, il piombo e l'oro erano costituiti dagli stessi corpuscoli: il fatto che l'oro possedesse caratteristiche particolari, differenti da quelle del piombo, era attribuito al fatto che i corpuscoli erano sistemati in modo diverso nei due metalli. L'innovazione di Dalton consiste nel ritenere che ogni sostanza semplice possiede una specificità chimica perché è costituita di "atomi chimici" tutti identici e specifici per il loro peso e per le loro qualità proprie. Quindi, la specificità chimica a livello macroscopico di una sostanza dipende dalla specificità degli atomi che la costituiscono, e non da una diversa sistemazione di corpuscoli di base identici. In altre parole, Dalton pensa non soltanto che l'atomo è una particella che costituisce la materia, ma che per ogni sostanza semplice esiste un determinato tipo di atomo caratterizzato dal suo peso atomico. Per la prima volta, si collegano le proprietà macroscopiche di una sostanza semplice a una caratteristica che si colloca a livello

---

<sup>2</sup> I quattro assiomi, introdotti nella seconda sequenza all'inizio della costruzione del Modello Particellare, riassumono l'ipotesi atomica di Dalton. Vengono qui riportati.

1. una particella non si può dividere, è indivisibile
2. una particella non può cambiare forma, è indeformabile
3. una particella non può cambiare volume, ha sempre le stesse dimensioni
4. una particella di un certo corpo ha sempre la stessa quantità di materia

microscopico<sup>3</sup>, e che può essere espressa con una grandezza quantitativa: il peso atomico. L'atomo di ogni sostanza semplice è quindi definito dal proprio peso atomico il quale, mantenendosi inalterato nel corso delle trasformazioni chimiche, garantisce la sua identità chimica. Poiché non è possibile misurare la massa di un singolo atomo, Dalton riferisce i pesi atomici degli elementi a un'unità arbitraria. La sua scelta cade sull'idrogeno: *il peso atomico di ogni elemento è la massa dell'elemento che si unisce a un grammo d'idrogeno per formare la combinazione più stabile*. Quindi per conoscere queste masse e redigere così la prima tabella dei pesi atomici, è sufficiente realizzare in laboratorio delle trasformazioni chimiche che sono, a livello microscopico, delle combinazioni di atomi.

## 2. Le leggi di combinazione e la nuova idea di atomo

L'ipotesi di Dalton permetteva di dare una spiegazione semplice ad alcune leggi empiriche proposte dai chimici dell'epoca: la legge di conservazione della massa (Lavoisier), la legge delle proporzioni definite (Proust), la legge delle proporzioni multiple (Dalton). Queste leggi registravano e generalizzavano il comportamento delle sostanze dal punto di vista qualitativo e quantitativo, cioè descrivevano proprietà percepibili con i sensi e misurabili con appositi strumenti. Dalton proponeva di interpretare il comportamento delle sostanze ipotizzando che fossero costituite di atomi, cioè di qualcosa che non si poteva né vedere né tanto meno contare. Per questo motivo, la maggioranza dei chimici dell'ottocento pensava che l'ipotesi atomica di Dalton fosse una grande sciocchezza, poiché era priva di alcun fondamento reale. Tuttavia, come abbiamo verificato in precedenza, questa idea è plausibile.

### **Legge di conservazione della massa**

Lavoisier scrisse: «*Rien ne se crée, rien ne se perd, ni dans les oeuvres de l'art, ni dans ceux de la nature*»<sup>4</sup> e questa sua affermazione è stata tradotta nella legge di conservazione della massa: **In una trasformazione chimica, la massa totale del sistema è costante.**

Secondo Dalton, durante una trasformazione chimica gli atomi degli elementi che costituiscono le sostanze di partenza si ricombinano, come mostra la seguente rappresentazione iconica (figura 1):

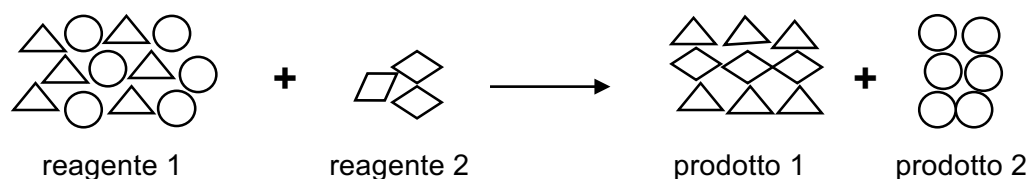


Figura 1 – Rappresentazione della ricombinazione degli atomi in una reazione chimica

Dato che nella reazione chimica gli atomi si conservano inalterati sia come tipo sia come massa, ne segue che a livello macroscopico la massa dei reagenti (in questo caso la massa di sei atomi “triangolo” + la massa di sei atomi “cerchio” + la massa di tre atomi “rombo”) è uguale alla massa dei prodotti (in questo caso la massa di sei atomi “cerchio” + la massa di sei atomi “triangolo” + la massa di tre atomi “rombo”).

<sup>3</sup> Gli attribuiti “macroscopico” e “microscopico” vanno intesi rispettivamente come “percepibile con i sensi” e “non percepibile con i sensi” neppure se dotati di protesi (per esempio, nel caso della vista: occhiali, lenti di ingrandimento, microscopi, ecc.)

<sup>4</sup> Nulla si crea, nulla si perde, né nelle attività tecniche, né in quelle della natura.

### **Legge delle proporzioni definite**

La legge delle proporzioni definite, dovuta al chimico francese Joseph Proust (1799), afferma che:

**Una sostanza è una porzione di materia dalla composizione chimica definita e costante**

Secondo Proust, «un composto è un prodotto privilegiato al quale la natura ha dato una composizione costante». Ad esempio il carbonato di rame, qualunque sia la sua origine (naturale o preparato in laboratorio), contiene rame, carbonio e ossigeno sempre nelle stesse proporzioni. In base all'ipotesi atomica di Dalton, una sostanza composta può essere rappresentata come un'associazione regolare di atomi di differenti elementi. Due campioni della stessa sostanza composta possono essere rappresentati in questo modo (figura 2):

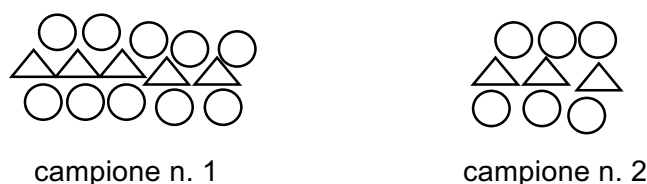


Figura 2 – Rappresentazione di due campioni della stessa sostanza

Sia **a** la massa di un atomo rappresentato con un cerchio (○) e sia **b** la massa di un atomo rappresentato con un triangolo (△). Nel primo campione, il rapporto fra le masse degli atomi dei due elementi che costituiscono è data da:  $10a / 5b = 2a / b$ ; nel secondo campione, lo stesso rapporto vale:  $6a / 3b = 2a / b$ . Come si vede, il rapporto fra le masse degli atomi degli elementi che costituiscono i due campioni è lo stesso. Questo spiega il fatto che, a livello macroscopico, ogni sostanza possiede una composizione chimica definita e costante.

### **Legge delle proporzioni multiple**

La legge delle proporzioni multiple fu proposta da Dalton e afferma che:

**Quando due sostanze semplici si combinano tra loro per dare più di un composto, le diverse masse di una sostanza che si combinano con la stessa massa dell'altra sostanza stanno tra loro in rapporti esprimibili mediante numeri interi, generalmente piccoli.**

**Esempio** – In 100,0 grammi di due diverse sostanze costituite di carbonio e ossigeno, le masse dell'ossigeno e del carbonio sono rispettivamente:

*primo composto:* 57,1 g di ossigeno e 42,9 g di carbonio

*secondo composto:* 72,7 g di ossigeno e 27,3 g di carbonio

Consideriamo il primo composto. Se si calcola il rapporto fra le masse dell'ossigeno e del carbonio si ricava:  $57,1 / 42,9 = 1,33$ . Il risultato indica che in questo composto vi sono 1,33 g di ossigeno per ogni grammo di carbonio.

Consideriamo il secondo composto. Se si calcola il rapporto fra le masse dell'ossigeno e del carbonio si ricava:  $72,7 / 27,3 = 2,66$ . Il risultato indica che in questo composto vi sono 2,66 g di ossigeno per ogni grammo di carbonio.

Dividendo la massa di ossigeno per grammo di carbonio del secondo composto (2,66 g) per il corrispondente valore del primo composto (1,33 g) si ottiene:  $2,66 \text{ g} / 1,33 \text{ g} = 2$ . Questo risultato indica che le masse di ossigeno che si combinano con la stessa massa di carbonio stanno nel rapporto 2 / 1. Questi dati sperimentali erano interpretabili mediante l'ipotesi atomica proposta da

Dalton: il rapporto fra le masse di ossigeno era dato da numeri interi perché, a livello microscopico, il numero di atomi di ossigeno nel secondo composto era il doppio di quello del primo composto, avendo gli atomi di ossigeno un peso atomico ben definito.

Avendo introdotto la nozione di peso atomico, Dalton si impegnò a determinare i pesi atomici (ossia le masse atomiche relative) di alcuni elementi. A questo fine egli prese come riferimento il peso atomico dell'idrogeno posto uguale a uno e ammise che il peso atomico di ogni elemento fosse la massa dell'elemento che si unisce a 1 grammo di idrogeno per formare il composto più stabile. Però, per poter calcolare i pesi atomici, non è sufficiente disporre dei dati quantitativi relativi ai rapporti di combinazione. È necessario sapere qual è la formula del composto, ossia quanti atomi di ogni elemento entrano nella composizione del composto. Per superare questo ostacolo, Dalton ammise che: **se si conosce un solo composto costituito da due elementi (per esempio A e B), questo composto è formato da un atomo di A e da un atomo di B** (Figura 3).

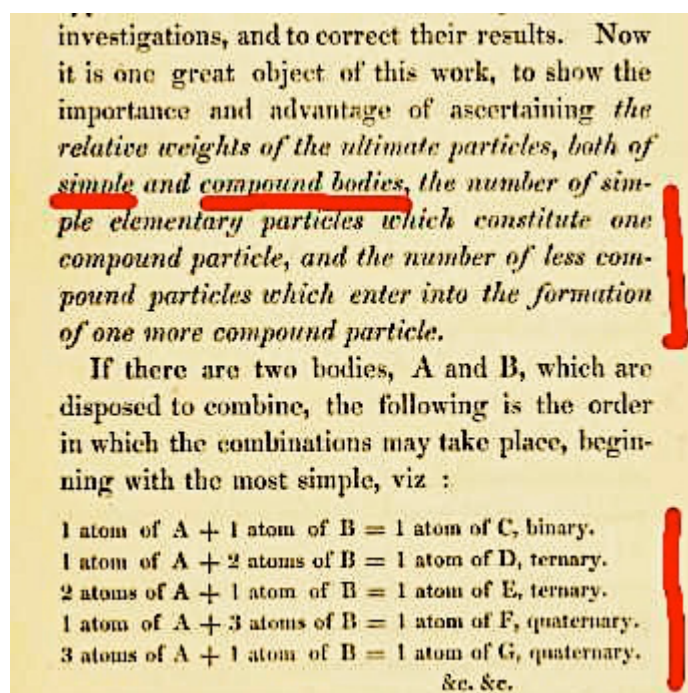


Figura 3 – Estratto da John Dalton, *A New System of Chemical Philosophy*, Chap. III. *On Chemical Synthesis*, Manchester, 1808

Dalton era giunto a questa convinzione partendo dal principio che la soluzione più semplice è generalmente quella corretta, ma si trattava di un'assunzione del tutto arbitraria che fu oggetto di molte critiche anche perché era in contrasto con i dati sperimentali che avevano portato a enunciare la legge dei volumi.

### **Legge dei volumi**

Il chimico francese Joseph-Louis Gay-Lussac aveva studiato le combinazioni fra sostanze gassose e propose (1808) una legge nota come **legge dei volumi**:

***Tutti i gas agendo gli uni sugli altri, si combinano sempre nei rapporti più semplici, in modo tale che con un volume di una sostanza gassosa si combina sempre un volume uguale o doppio, o al massimo triplo di un'altra sostanza gassosa.***

Questa è la formulazione originale di Gay-Lussac. La stessa legge può essere espressa anche in questo modo:

***I volumi di due gas che si combinano stanno fra loro in un rapporto esprimibile con numeri interi e semplici. Se il prodotto della reazione è ancora un gas, anche il suo volume è espresso da un numero intero e semplice rispetto ai volumi dei reagenti.***

Per esempio<sup>5</sup>:

- 1 volume di gas cloro si combina con 1 volume di gas idrogeno dando 2 volumi di cloruro d'idrogeno;
- 1 volume di gas azoto si combina con 3 volumi di gas idrogeno dando 2 volumi di gas ammoniac
- 1 volume di gas ossigeno si combina con 2 volumi di gas idrogeno dando 2 volumi di vapore d'acqua.

Consideriamo il caso dell'acqua. Se si ragiona in termini di masse, come faceva Dalton, risulta che in 100,0 g di acqua sono contenuti 11,2 g di idrogeno e 88,8 g di ossigeno. Quindi il rapporto fra la massa dell'ossigeno e quella dell'idrogeno è 8:1. Poiché Dalton riteneva che nell'acqua il rapporto fra gli atomi di idrogeno e quelli di ossigeno fosse 1:1, ossia un atomo d'idrogeno per un atomo d'ossigeno, il peso atomico dell'ossigeno sarebbe 8, avendo Dalton posto il peso atomico dell'idrogeno uguale a 1. Però, in base ai dati di Gay-Lussac, 1 volume di gas ossigeno si combina con 2 volumi di gas idrogeno; questo potrebbe suggerire che nell'acqua il rapporto fra gli atomi di idrogeno e quelli di ossigeno sia 2:1, ossia due atomi d'idrogeno per un atomo d'ossigeno. In questo caso, il peso atomico dell'ossigeno sarebbe 16.

Come fare a decidere? Dato lo stato del sapere chimico del momento, gli scienziati si resero conto che si trovavano in un vicolo cieco. Anche effettuando analisi ponderali con la più grande accuratezza, risultava impossibile risolvere il problema perché non vi era modo di stabilire quale fosse la formula corretta di una sostanza composta.

Indubbiamente, senza l'introduzione dell'ipotesi atomica, le leggi di combinazione sarebbero rimaste prive di un'adeguata spiegazione, ma ciò non fu sufficiente per fare sì che questa ipotesi si imponesse fra gli scienziati. Nel 1836, un eminente chimico francese affermava:<sup>6</sup> «*Se ne avessi la possibilità, cancellerei il termine atomo dalla scienza, poiché sono convinto che va oltre l'esperienza, e in chimica non ci si deve mai allontanare dall'esperienza*». Ancora nel 1877, Adolf Kolbe, un famoso chimico organico, disse: «*Gli atomi di Dalton altro non sono che stupide allucinazioni, semplici colpi del tavolino di un occultista e spiegazioni soprannaturali*».<sup>7</sup>

Quindi l'introduzione della nozione di atomo fu all'origine di una lunga controversia tra chi condivideva questa proposta e la riteneva una ipotesi di lavoro promettente e chi la rifiutava in modo drastico. Anche tra coloro che accettavano la struttura particellare della materia, le idee non erano del tutto chiare, a cominciare già dal nome delle particelle. Quanti operavano nell'ambito della scuola di pensiero anglosassone usavano il termine "atomo", mentre quelli che erano sotto l'influenza della scuola francese preferivano il termine "molecola".

---

<sup>5</sup> Le situazioni problema che abbiamo affrontate nei fogli di lavoro della sequenza 4 sono la riproposizione degli esperimenti che hanno condotto Gay-Lussac alla formulazione della legge dei volumi.

<sup>6</sup> Dumas J-B., *Leçons sur la philosophie chimique professées au Collège de France*, Ébrard, Paris, 1837. Citato in: Bensaude-Vincent B., *Les tribulations de l'atome au pays de la chimie*, p.6  
<http://scphysiques.free.fr/2nde/documents/histoire-atome.pdf> (consultato il 09 aprile 2016)

<sup>7</sup> Citato in: <http://latablazon.weebly.com/chemistry-topics.html>

### Una congettura audace

Queste difficoltà furono risolte dal chimico italiano Amedeo Avogadro il quale, studiando la dilatazione dei gas, sviluppò il seguente ragionamento: poiché i gas hanno tutti pressappoco lo stesso coefficiente di dilatazione e poiché essi si comprimono allo stesso modo (a temperatura e pressione identiche), vi deve essere necessariamente lo stesso numero di “vuoti”<sup>8</sup> fra le particelle. In un determinato volume, se il numero dei “vuoti” è identico per tutti i gas, allora anche il numero di particelle è identico.

Prese così origine la prima ipotesi di Avogadro:

**volumi uguali di gas diversi, nelle stesse condizioni di temperatura e di pressione, contengono lo stesso numero di molecole.**

Dato che operava nell’ambito della scuola francese, Avogadro usava il termine “molecola” e non il termine “atomo” per indicare la particella costitutiva della materia. In effetti, Avogadro distingueva tre tipi di molecole:

- La molecola elementare (corrispondente all’atomo di Dalton)
- La molecola costituente (la molecola di una sostanza semplice)
- La molecola integrante (la molecola di una sostanza composta)

Basandosi sulla propria ipotesi, Avogadro riuscì a fornire una spiegazione teorica della legge empirica dei volumi di Gay-Lussac<sup>9</sup>. Consideriamo, per esempio, 100 cm<sup>3</sup> di gas cloro che si combinano con 100 cm<sup>3</sup> di gas idrogeno dando origine al gas cloruro d’idrogeno. Se una molecola elementare di cloro si combinasse con una molecola elementare di idrogeno, dovrebbe formarsi una molecola integrante di cloruro d’idrogeno. Ammettendo che nei due volumi eguali (100 cm<sup>3</sup>) delle sostanze reagenti (idrogeno e cloro) sia presente lo stesso numero di particelle (per esempio N), la combinazione dei due gas dovrebbe portare alla formazione di N particelle doppie di cloruro d’idrogeno, che dovrebbero essere contenute in un volume uguale (100 cm<sup>3</sup>) a quelli delle sostanze reagenti. Questa situazione è rappresentata nella figura 4.

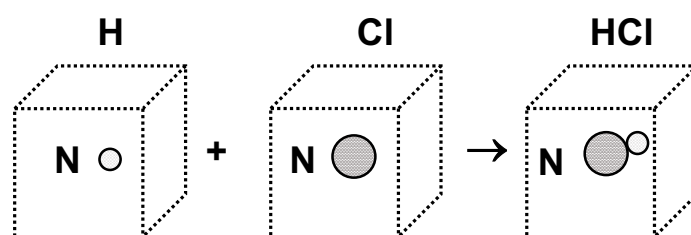


Figura 4 – Questa rappresentazione del rapporto tra volumi di gas e numero di particelle non è in sintonia con i dati sperimentali

L’esperienza mostra invece che il volume di cloruro d’idrogeno che si forma in seguito alla combinazione di idrogeno e cloro è doppio (200 cm<sup>3</sup>) di quello dell’idrogeno e del cloro di partenza.

<sup>8</sup> Come abbiamo stabilito in precedenza, secondo il modello particellare, intendiamo vuoto uno spazio in cui non sono presenti particelle.

<sup>9</sup> Avogadro fa riferimento alla legge dei volumi di Gay-Lussac scrivendo: «Il signor Gay-Lussac ha mostrato in una sua relazione che le combinazioni dei gas fra di loro si fanno sempre secondo rapporti molto semplici in volume, e che quando il risultato di tale combinazione è anch’esso gassoso, il suo volume è anche in rapporto molto semplice con quello dei suoi componenti».

Il mancato accordo fra l'ipotesi di Dalton e la legge di Gay-Lussac poteva essere attribuito a due soli motivi:

1. la legge di Gay-Lussac non era valida perché i dati sperimentali non erano accurati;
2. i gas idrogeno e cloro non erano costituiti di molecole elementari, ossia di atomi indivisibili.

Avogadro sposò la seconda interpretazione e avanzò una seconda ipotesi:

**il gas cloro e il gas idrogeno non sono costituiti di molecole elementari (atomi) ma di molecole costituenti, ciascuna costituita di due molecole elementari.**

Le molecole costituenti del gas cloro e del gas idrogeno si scompongono nelle relative molecole elementari; ogni molecola elementare di cloro si combina con una molecola elementare d'idrogeno formando una molecola integrante di cloruro d'idrogeno.

La combinazione fra idrogeno e cloro può essere così rappresentata (figura 5):

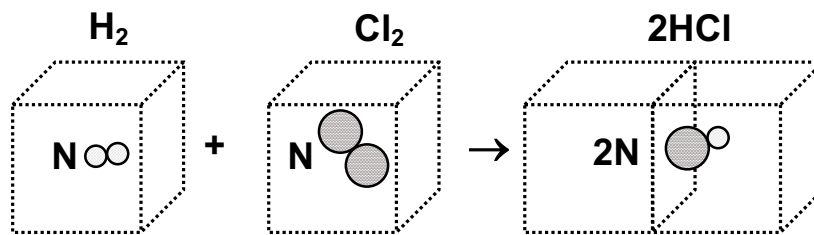


Figura 5 – Rappresentazione del rapporto tra volumi di gas e numero di particelle secondo la prima e la seconda ipotesi di Avogadro

Per Avogadro, l'utilità della sua ipotesi è molto chiara: essa permette di ottenere le masse relative delle molecole delle sostanze: «A partire da questa ipotesi, si vede che è possibile determinare molto facilmente le masse relative delle sostanze 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 uguali ai rapporti fra le densità dei differenti gas, a pressione e temperatura eguali, e il numero relativo delle molecole in una sostanza composta è dato immediatamente dal rapporto dei volumi dei gas che la formano».

Avogadro ritiene che la sua ipotesi «non è in fondo che il sistema di Dalton munito di un nuovo mezzo di precisione grazie al legame che noi abbiamo trovato con il fatto generale accertato dal Signor Gay-Lussac» ed evita «le supposizioni arbitrarie [di Dalton] sul numero relativo di molecole nelle combinazioni» e permette di stabilire delle relazioni più soddisfacenti «fra le masse delle molecole delle sostanze semplici»<sup>10</sup>. In effetti, grazie alla propria ipotesi, Avogadro stabilisce un accordo fra le idee di Dalton e quelle di Gay-Lussac.

Tuttavia, la dimostrazione che l'ipotesi atomica di Dalton e la legge dei volumi di Gay-Lussac non erano inconciliabili, ma si integravano a vicenda, fu ignorata dalla maggior parte dei chimici. Anche se le ricerche di Avogadro furono ben conosciute in tutta Europa e i suoi lavori vennero pubblicati spesso sulle più importanti riviste del tempo, fu destino delle sue ipotesi di essere respinte ancora prima di essere formulate.<sup>11</sup> Si deve tenere presente che al suo tempo non era chiara la differenza fra atomi e molecole e che una larga parte di scienziati attribuiva poco credito alle ipotesi che non

<sup>10</sup> <http://www.accademiasl.it/publicazioni/divulgazione-scientifica/160-amedeo-avogadro.html>

<sup>11</sup> L. Cerruti, M. Ciardi, "Amedeo Avogadro", in: R. Allio (a cura di), *Maestri dell'Ateneo Torinese dal Settecento al Novecento*, Torino: Comitato per le Celebrazioni del Sesto Centenario, pp. 23-46, 2004



fossero state verificate sperimentalmente. L'ipotesi di Avogadro era senza dubbio troppo innovatrice rispetto al sapere ufficiale dell'epoca. Anche un sostenitore dell'ipotesi atomica di Dalton, il chimico svedese Jacob Berzelius, il quale godeva di indiscussa autorità presso la comunità scientifica internazionale, sosteneva che le particelle ultime degli elementi non potevano essere costituite da più di un atomo. Berzelius, ispirandosi agli studi sull'elettricità di Alessandro Volta, propose una teoria elettrochimica che negava che due o più atomi identici potessero unirsi a costituire una molecola. Questa idea si opponeva alla seconda ipotesi di Avogadro negando l'esistenza di molecole di sostanze semplici gassose, come l'idrogeno, l'ossigeno o l'azoto.

### La distinzione fra atomi e molecole

Verso la metà del 1800, nel campo del sapere chimico regnava una grande confusione. Alcuni scienziati decisero di organizzare una conferenza per discutere i molti problemi aperti, tra cui: la definizione di alcune importanti nozioni chimiche, quali quelle espresse dai termini atomo e molecola; l'esame del problema delle formule chimiche; l'istituzione di una simbologia e di una nomenclatura uniformi. Il primo Congresso Internazionale di Chimica si tenne a Karlsruhe in Germania dal 3 al 5 settembre 1860. Al congresso presero parte tutti i più importanti chimici europei (circa 140), ma i lavori si conclusero senza che si fosse raggiunto alcun accordo. La delegazione italiana era costituita da due rappresentanti: Stanislao Cannizzaro e Angelo Pavesi. Alla fine dei lavori, Angelo Pavesi distribuì ai congressisti le copie di un articolo di Cannizzaro, apparso nel 1858, dal titolo **Sunto di un Corso di Filosofia Chimica**. In questo scritto Cannizzaro dimostrava punto per punto che tutte le difficoltà che avevano avuto i chimici ad accettare le ipotesi di Avogadro provenivano dalla confusione fra i termini atomo e molecola.

Cannizzaro accettò l'ipotesi di Avogadro (volumi eguali di sostanze gassose, sia semplici sia composte, contengono lo stesso numero di particelle) ma fece una chiara distinzione tra due procedimenti: determinare le masse molecolari relative dalla densità dei gas e determinare le masse atomiche relative. L'essenza del metodo di Cannizzaro per determinare la massa atomica relativa di un elemento consisteva nel determinare, a partire dalle densità dei gas, le masse molecolari relative di un certo numero di composti gassosi (o vaporizzabili) di quel determinato elemento. Dall'analisi dei dati relativi a questi composti, egli individuava la più piccola massa dell'elemento contenuta nella massa molecolare dei vari composti gassosi dell'elemento. Questa massa più piccola veniva accettata come massa atomica relativa dell'elemento.

La Tabella 1 illustra la prima parte del metodo di Cannizzaro per l'elemento idrogeno.

Tabella 1 – Percentuale in peso dell'idrogeno presente in 1 dm<sup>3</sup> di alcune sostanze gassose

Sostanza	1 Densità (g/dm <sup>3</sup> )	2 Percentuale dell'idrogeno in peso	3 Prodotto dei valori di 1 e 2 (1 x 2)	4 Valori in 3 divisi per il valore minimo
Idrogeno	0,0659	100,00 %	0,0659	2
Cloruro d'idrogeno	1,19	2,76 %	0,0328	1
Acqua	0,589	11,2 %	0,0659	2
Ammoniaca	0,557	17,7 %	0,0986	3
Metano	0,524	25,1 %	0,132	4

Nella colonna 1 sono riportate le densità ( $\text{g}/\text{dm}^3$ ) delle sostanze gassose o comunque trasformabili in vapore elencate nella prima colonna. Nella colonna 2 è riportata la percentuale in peso dell'idrogeno in ciascun gas, determinata mediante analisi chimica. Nella colonna 3 è riportato, per ogni sostanza, la massa di idrogeno presente in un decimetro cubo della sostanza. Per calcolare questa quantità si ricorre a una proporzione. Per esempio, nel caso dell'acqua la proporzione è:

$$11,2 \text{ g} : 100 \text{ g} = x \text{ g}/\text{dm}^3 : 0,589 \text{ g}/\text{dm}^3 \quad \text{da cui} \quad x = (0,589 \text{ g}/\text{dm}^3 \cdot 11,2 \text{ g}) / 100 \text{ g} = 0,0659 \text{ g}/\text{dm}^3$$

Se ogni numero della colonna 3 è diviso per il numero più piccolo (quello del cloruro d'idrogeno), si ottiene un numero intero riportato nella colonna 4.

Quale spiegazione diede Cannizzaro di questi dati numerici? In primo luogo, egli sostenne, si deve accettare l'ipotesi di Avogadro che volumi eguali di qualunque gas contengono lo stesso numero di molecole se posti nelle stesse condizioni di temperatura e pressione. Quindi, mettendo a confronto le densità dei gas, si mettono a confronto le masse di numeri eguali di molecole. Moltiplicando il valore della densità di una sostanza allo stato di gas per la percentuale in peso di un elemento costituente quella sostanza, si ottiene come risultato il valore della massa dell'elemento presente in un decimetro cubo del gas. I dati riportati in colonna 3 rappresentano le masse di idrogeno presenti in un numero fisso di molecole di varie sostanze gassose.

Se si confronta la massa di idrogeno contenuta nelle molecole presenti in un decimetro cubo della sostanza semplice con quella di un egual numero di molecole delle differenti sostanze composte (colonna 3), risulta che queste masse sono differenti: queste differenze possono essere spiegate ammettendo che il numero di atomi di idrogeno presente nelle molecole delle varie sostanze sia diverso. Fra le varie sostanze, si può notare che il cloruro d'idrogeno contiene la più piccola quantità in peso di idrogeno. Se si dividono i valori della colonna 3 (massa di idrogeno presente in  $1 \text{ dm}^3$  di sostanza) per il valore più piccolo (0,0328) si ottengono numeri interi che indicano quanti atomi di idrogeno sono presenti in una molecola delle varie sostanze. Questi sono i valori riportati nella colonna 4.

Questi dati e l'interpretazione che ne diede Cannizzaro confermarono la seconda ipotesi di Avogadro, secondo la quale le molecole delle sostanze semplici gassose potrebbero contenere più di un atomo dell'elemento. Come risulta dalla Tabella 1, la massa d'idrogeno in un decimetro cubo di gas idrogeno è esattamente il doppio della massa più piccola d'idrogeno, quella contenuta in un decimetro cubo di cloruro d'idrogeno. Quindi nel cloruro d'idrogeno è contenuto un atomo d'idrogeno mentre il gas idrogeno è costituito non da atomi d'idrogeno ma da molecole, ciascuna costituita di due atomi.

L'atomo e la molecola non sono necessariamente la stessa cosa e Cannizzaro propose quella che è conosciuta come **legge degli atomi**:

***Le varie quantità dello stesso elemento contenute in diverse molecole son tutte multiple intere di una medesima quantità, la quale, entrando sempre intera, deve a ragione chiamarsi atomo.***

Per fissare le idee, si può dire che a partire dal 1860 i fautori dell'ipotesi atomica ammettevano che:

- l'atomo rappresenta la quantità più piccola di una sostanza semplice che può esistere in combinazione;
- la molecola è la quantità più piccola di una sostanza semplice o composta che può esistere allo stato libero

## La determinazione delle masse atomiche relative

Dopo avere determinato il numero di atomi di un elemento contenuti in una molecola dell'elemento, Cannizzaro fu in grado di determinare la massa molecolare relativa di altre sostanze. In base all'ipotesi di Avogadro, Cannizzaro giunse alla seguente conclusione: *Se volumi eguali di gas corrispondono a un egual numero di molecole, risulta possibile ricavare i rapporti fra le masse delle molecole dal rapporto tra le densità dei gas.* Consideriamo per esempio, il gas idrogeno e il gas ossigeno per i quali si hanno i seguenti dati:

- densità di 1 dm<sup>3</sup> d'idrogeno:  $d_H = 0,0659 \text{ g/dm}^3$
- densità di 1 dm<sup>3</sup> d'ossigeno:  $d_O = 1,05 \text{ g/dm}^3$

Avremo che:

$$d_O = m_O / V_O \quad \text{e} \quad d_H = m_H / V_H \quad \text{dove}$$

$m_O$  è la massa dell'ossigeno e  $V_O$  è il volume dell'ossigeno

$m_H$  è la massa dell'idrogeno e  $V_H$  è il volume dell'idrogeno

Facendo il rapporto fra le densità dei gas si ottiene

$$d_O / d_H = (m_O / V_O) / (m_H / V_H)$$

Se  $V_H = V_O$  si ottiene che  $d_O / d_H = m_O / m_H$

Se è valida l'ipotesi di Avogadro (**volumi uguali di gas diversi, nelle stesse condizioni di temperatura e di pressione, contengono lo stesso numero di molecole**), 1 dm<sup>3</sup> di entrambi i gas contiene lo stesso numero  $N$  di molecole. Ne segue che

$$m_O = N \cdot mm_O \quad \text{e} \quad m_H = N \cdot mm_H$$

ossia la massa totale dell'ossigeno ( $m_O$ ) è uguale al prodotto del numero di molecole di ossigeno ( $N$ ) per la massa di una molecola d'ossigeno ( $mm_O$ ) e che la massa totale dell'idrogeno ( $m_H$ ) è uguale al prodotto del numero di molecole d'idrogeno ( $N$ ) per la massa di una molecola d'idrogeno ( $mm_H$ ). Ne segue che

$$m_O / m_H = (N \cdot mm_O) / (N \cdot mm_H) \quad \text{ossia} \quad m_O / m_H = mm_O / mm_H$$

ma essendo  $d_O / d_H = m_O / m_H$  risulta che  $mm_O / mm_H = d_O / d_H$

Il rapporto fra la massa di una molecola d'ossigeno e la massa di una molecola d'idrogeno è uguale al rapporto fra le densità dei due gas.

Se si tiene conto del fatto che la molecola d'idrogeno è costituita da due atomi d'idrogeno e la molecola d'ossigeno è costituita da due atomi di ossigeno, si può scrivere

$$mm_O = 2ma_O \quad \text{e} \quad mm_H = 2ma_H \quad \text{dove}$$

$ma_O$  rappresenta la massa di un atomo d'ossigeno

$ma_H$  rappresenta la massa di un atomo d'idrogeno

Poiché  $mm_O / mm_H = d_O / d_H$  si ricava che  $2ma_O / 2ma_H = d_O / d_H$  ossia  $ma_O / ma_H = d_O / d_H$

In conclusione, il rapporto fra la massa di un atomo d'ossigeno e la massa di un atomo d'idrogeno è uguale al rapporto fra le densità dei due gas. Poiché

- densità di 1 dm<sup>3</sup> d'ossigeno:  $d_O = 1,05 \text{ g/dm}^3$
- densità di 1 dm<sup>3</sup> d'idrogeno:  $d_H = 0,0659 \text{ g/dm}^3$

Se si prende come riferimento il valore più piccolo, è possibile ottenere i **pesi atomici** ossia le **masse atomiche relative** dei due elementi con le relazioni:

massa atomica relativa dell'idrogeno:  $0,0659 / 0,0659 = 1,000$

massa atomica relativa dell'ossigeno:  $1,05 / 0,0659 = 15,9$

Questo procedimento per la determinazione dei pesi molecolari e dei pesi atomici delle sostanze allo stato gassoso ha validità del tutto generale, nel senso che i rapporti fra i pesi molecolari (masse molecolari relative) e quelli fra i pesi atomici (masse atomiche relative) non cambiano qualunque sia il peso atomico dell'atomo scelto come riferimento.

Fra i primi sostenitori delle idee di Cannizzaro vi furono Lothar Meyer e Dimitri Mendeleev. Il primo rimase quasi istantaneamente illuminato dalla lettura del saggio di Cannizzaro e scrisse: «*Sentii come se mi fossero cadute le bende dagli occhi, i dubbi svaniti e la percezione della tranquillità più sicura prese il loro posto*». Il secondo fece delle idee e dei pesi atomici contenuti nel *Sunto* il fondamento della sua tavola della classificazione degli elementi secondo la cosiddetta "legge della periodicità" (1869-1871).

## ALLA RICERCA DELLE REGOLARITÀ

### ALCUNE CLASSIFICAZIONI SIGNIFICATIVE: VERSO IL SISTEMA PERIODICO DI MENDELEEV

#### 1. Le triadi di Döbereiner

All'inizio del 1800 i chimici si resero conto che sebbene non esistessero due elementi che possedessero le stesse proprietà, alcuni di essi mostravano somiglianze così marcate che si sarebbe detto che appartenessero alla stessa "famiglia". Il chimico tedesco Döbereiner rimarcò che era possibile riunire molti elementi allora conosciuti in famiglie di tre componenti che egli chiamò **triadi**. Döbereiner identificò cinque triadi (Tabella 2) e fece notare che quando i tre elementi di una triade sono disposti in ordine crescente di peso atomico<sup>12</sup>, quello al centro:

- possiede proprietà intermedie rispetto agli altri due;
- ha un peso atomico molto vicino alla media dei pesi atomici degli altri due componenti la triade.

Tabella 2 – Le triadi di Döbereiner

Triade 1	Triade 2	Triade 3	Triade 4	Triade 5
Li	Ca	S	Cl	Mn
Na	Sr	Se	Br	Cr
K	Ba	Te	I	Fe

Per esempio, nella prima triade il litio ha peso atomico uguale a 7 e il potassio ha peso atomico uguale a 39. La media aritmetica di questi due valori risulta:  $(7 + 39)/2 = 46/2 = 23$  che è il peso atomico del sodio. Nella seconda triade il calcio ha peso atomico uguale a 40,1 e il bario ha peso atomico uguale a 137,3. La media aritmetica di questi due valori risulta:  $(40,1 + 137,3)/2 = 177,4/2 = 88,7$ , valore molto vicino a 87,6 che è il peso atomico dello stronzio.

Altri chimici identificarono ulteriori triadi e cominciarono a redigere tabelle in cui cercavano di mettere le triadi in relazione fra di loro. Verso il 1850, i chimici erano pervenuti a identificare una ventina di triadi, ma l'interesse per le triadi degenerò in pura numerologia soprattutto quando alcuni studiosi trascurarono le relazioni fra il comportamento chimico degli elementi. Per esempio, nel 1857 il chimico tedesco Ernst Lenssen propose la triade costituita da boro (p.a. = 11), fluoro (p.a. = 19) e silicio (p.a. = 28), anche se non vi era nessuna relazione nel comportamento chimico di questi elementi. La ricerca di nuove triadi spinse i chimici a determinare i pesi atomici con maggior accuratezza. Però avendo a disposizione pesi atomici sempre più accurati, i chimici si resero conto che la nozione di triade era troppo approssimata e non era generalizzabile in quanto poteva essere applicata soltanto a gruppi scelti con molta cura di tre elementi.

#### 2. Le ottave di Newlands

Intorno al 1860, gli elementi chimici conosciuti erano poco più di sessanta e i chimici disponevano di pesi atomici accurati. Le correlazioni evidenziate da Döbereiner all'interno delle triadi spinsero altri chimici a ricercare relazioni fra le proprietà delle sostanze semplici e i pesi atomici degli elementi. Nel 1865 John Newlands<sup>13</sup> propose un sistema di classificazione (Tabella 3) che includeva gli elementi allora noti ordinati per valore crescente di peso atomico. In tale sistema, gli

<sup>12</sup> Si ricordi che il peso atomico è la massa atomica relativa.

<sup>13</sup> Chimico inglese di madre italiana; nel 1860 combatté come volontario nelle campagne Garibaldine.

elementi mostravano una ripetizione delle proprietà chimiche di 8 in 8, ossia si succedevano un po' come le note delle ottave musicali. Newlands scrisse:

*«Se gli elementi sono ordinati per peso atomico crescente, risulta che elementi appartenenti allo stesso gruppo si collocano abitualmente sulla stessa fila orizzontale. ... I numeri di elementi analoghi differiscono o di un valore di 7 o di un valore multiplo di 7; in altre parole, fra i membri di uno stesso gruppo esiste una relazione analoga alle estremità di una o più ottave in musica. ... L'ottavo elemento, a partire da uno qualsiasi, è una specie di ripetizione del primo. Propongo di chiamare questa relazione particolare **Legge delle ottave**».*

Tabella 3 – La proposta di Newlands<sup>14</sup>

<b>H</b>	<b>1</b>	<b>F</b>	<b>8</b>	<b>Cl</b>	<b>15</b>	<b>Co &amp; Ni</b>	<b>22</b>	<b>Br</b>	<b>29</b>	<b>Pd</b>	<b>36</b>	<b>I</b>	<b>42</b>	<b>Pt &amp; Ir</b>	<b>50</b>
<b>Li</b>	<b>2</b>	<b>Na</b>	<b>9</b>	<b>K</b>	<b>16</b>	<b>Cu</b>	<b>23</b>	<b>Rb</b>	<b>30</b>	<b>Ag</b>	<b>37</b>	<b>Cs</b>	<b>44</b>	<b>Tl</b>	<b>51</b>
<b>G</b>	<b>3</b>	<b>Mg</b>	<b>10</b>	<b>Ca</b>	<b>17</b>	<b>Zn</b>	<b>25</b>	<b>Sr</b>	<b>31</b>	<b>Cd</b>	<b>38</b>	<b>Ba &amp; V</b>	<b>45</b>	<b>Pb</b>	<b>52</b>
<b>Bo</b>	<b>4</b>	<b>Al</b>	<b>11</b>	<b>Cr</b>	<b>18</b>	<b>Y</b>	<b>24</b>	<b>Ce &amp; La</b>	<b>33</b>	<b>U</b>	<b>40</b>	<b>Ta</b>	<b>46</b>	<b>Th</b>	<b>53</b>
<b>C</b>	<b>5</b>	<b>Si</b>	<b>12</b>	<b>Ti</b>	<b>19</b>	<b>In</b>	<b>26</b>	<b>Zr</b>	<b>32</b>	<b>Sn</b>	<b>39</b>	<b>W</b>	<b>47</b>	<b>Hg</b>	<b>54</b>
<b>N</b>	<b>6</b>	<b>P</b>	<b>13</b>	<b>Mn</b>	<b>20</b>	<b>As</b>	<b>27</b>	<b>Di &amp; Mo</b>	<b>34</b>	<b>Sb</b>	<b>41</b>	<b>Nb</b>	<b>48</b>	<b>Bi</b>	<b>55</b>
<b>O</b>	<b>7</b>	<b>S</b>	<b>14</b>	<b>Fe</b>	<b>21</b>	<b>Se</b>	<b>28</b>	<b>Ro &amp; Ru</b>	<b>35</b>	<b>Te</b>	<b>43</b>	<b>Au</b>	<b>49</b>	<b>Os</b>	<b>56</b>

La proposta di Newlands fu accolta con ostilità dai suoi colleghi inglesi. Effettivamente essa prestava il fianco alla critica per tre motivi:

1. Era basata sul presupposto che tutti gli elementi fossero stati identificati. L'identificazione di anche un solo nuovo elemento avrebbe messo in crisi l'idea delle "ottave". Questa critica era particolarmente efficace in quanto, pochi anni prima che Newlands avanzasse la sua proposta, erano stati identificati quattro elementi (cesio, indio, rubidio e tallio).
2. Per restare nell'ambito delle ottave e assicurare la ripetitività delle proprietà chimiche, Newlands era stato obbligato, in alcuni casi, a collocare due elementi (per esempio Co e Ni, oppure Pt e Ir) nella stessa casella.
3. La classificazione di Newlands accostava alcuni elementi che avevano proprietà chimiche diverse. Per esempio, cobalto, nichel, platino e iridio erano collocati nella stessa famiglia di fluoro, cloro, bromo e iodio.

Per questi motivi, la periodicità delle proprietà ogni otto elementi parve arbitraria e fantasiosa e un collega fece notare a Newlands che la classificazione degli elementi per ordine alfabetico, ossia in base alla lettera iniziale del loro nome, avrebbe rivelato comunque qualche somiglianza di comportamento chimico fra gli elementi.

<sup>14</sup> Nella tabella sono presenti alcuni simboli oggi non più usati: si tratta di **G** (N. 3) per glucinio in seguito chiamato berillio (**Be**), **Bo** (N. 4) per boro (**B**), **Di** (N. 34) per didimio che in seguito risultò essere una miscela di tre elementi e **Ro** (N. 35) per rodio (**Rh**).

## IL SISTEMA PERIODICO DI MENDELEEV

Dimitri Mendeleev (1834-1907) era un chimico russo che, dopo avere completato gli studi a Parigi, fu professore di chimica all'Università di San Pietroburgo a partire dal 1863. Egli ha il merito di avere proposto una classificazione degli elementi chimici in un sistema periodico che ebbe una notevole fortuna, anche se in un primo tempo il mondo dei chimici non gli riservò una grande attenzione. L'approccio utilizzato da Mendeleev per organizzare il sistema periodico muove dalla chiara distinzione proposta da Cannizzaro fra i concetti di atomo e molecola e da una nuova concezione del concetto di elemento.

### 1. L'elemento secondo Mendeleev

Verso la fine del 1700, Lavoisier aveva proposto una concezione dell'elemento come qualcosa di materiale, identificandolo con il corpo puro semplice, **termine ultimo al quale perviene l'analisi chimica**; l'elemento è qualcosa che può essere isolato e che non può essere ulteriormente semplificato. Mendeleev abbandonò il punto di vista di Lavoisier che identificava l'elemento con qualcosa di materiale, il corpo puro semplice ossia la sostanza semplice, e sostenne la necessità di una netta distinzione fra *la concezione di un elemento come sostanza semplice isolata e come parte materiale ma invisibile di un composto*:

*«Anche se oggi confondiamo spesso le espressioni **sostanza semplice e elemento**, tuttavia ciascuna di esse ha un significato ben preciso che è importante tenere presente al fine di evitare confusioni tra i termini usati in filosofia chimica. Una sostanza semplice è qualcosa di materiale, dotato di proprietà fisiche e che mostra determinate proprietà chimiche. ... Al contrario, gli elementi non vanno soggetti a varietà e trasformazioni reciproche e appaiono, stando almeno alle attuali risultanze, **l'essenza immutabile di una sostanza semplice**, essenza che entra a far parte sia dei corpi semplici sia di quelli composti. Questa concezione ci presenta gli elementi chimici come qualcosa di astratto».*

Mendeleev concepì l'elemento come qualcosa di più fondamentale della sostanza semplice: gli elementi non vanno soggetti «*a varietà e trasformazioni reciproche*» e sono «*qualcosa di astratto, dato che non siamo in grado in particolare né di vederli, né di sapere alcunché relativamente ad essi*». Quindi l'elemento è un componente della realtà empirica, ma non possiamo percepirlo con i sensi; non possiede nessuna proprietà macroscopica, ma si conserva nelle trasformazioni chimiche.

Mendeleev attribuisce all'elemento una natura astratta e questo gli permette di uscire dall'apparente paradosso relativo alla conservazione dell'elemento nelle sostanze composte. Consideriamo per esempio il cloruro di sodio. In questa sostanza composta continuano a esistere il sodio e il cloro. Che cosa significa questa affermazione? Non si può pensare che nel cloruro di sodio siano presenti la sostanza semplice sodio e la sostanza semplice cloro. Questo possiamo affermarlo con sicurezza poiché il cloruro di sodio è un alimento basilare, mentre il cloro e il sodio sono due sostanze velenose; se nel cloruro di sodio fossero presenti le sostanze semplici sodio e cloro avremmo una miscela di due sostanze velenose. Quindi, nel cloruro di sodio, le specie chimiche sodio e cloro sono presenti non come sostanze semplici ma in una **forma latente ed essenziale**; si dice allora che sono presenti come **elementi**.

Per Mendeleev gli elementi, pur essendo invisibili e astratti, sono caratterizzati da una proprietà fondamentale: il peso atomico, una grandezza che può essere determinata sperimentalmente. Per esempio, è il peso atomico del sodio che ne conserva l'identità quando il sodio entra in una sostanza composta. Dato che Mendeleev riteneva che l'elemento fosse l'essenza della sostanza

semplice, egli affermò che il suo sistema periodico riguardava in primo luogo gli “elementi” e non le sostanze semplici. Questa precisazione è importante perché nella tavola periodica gli elementi sono ordinati per pesi atomici e i pesi atomici sono propri degli elementi. Le sostanze semplici e le sostanze composte hanno i loro pesi molecolari:

*«All’espressione sostanza semplice corrisponde l’idea di molecola. Occorre, al contrario, usare il termine elemento per caratterizzare le particelle elementari che formano le sostanze e che determinano il loro comportamento dal punto di vista chimico e fisico. Il termine elemento richiama l’idea di atomo».*

Quindi Mendeleev dice che il termine elemento serve per «*caratterizzare le particelle elementari che formano le sostanze*»; non dice che gli elementi **sono** le particelle elementari, ossia gli atomi. Egli si limita a stabilire un’associazione

**elemento ↔ atomo**

**sostanza semplice ↔ molecola**

In conclusione, il pensiero di Mendeleev sull’elemento chimico può essere schematizzato nei seguenti punti:

- Bisogna distinguere l’elemento dalla sostanza semplice.
- L’elemento è qualcosa di astratto, l’**essenza** della sostanza semplice.
- L’elemento richiama l’idea di atomo.
- Gli elementi sono caratterizzati dal peso atomico.
- Le relazioni periodiche appartengono agli elementi e non alle sostanze semplici.

## **2. Un criterio di classificazione: il peso atomico**

Mendeleev sistemò in una tavola periodica gli elementi a lui noti in ordine crescente di peso atomico e mise in evidenza che gli elementi con proprietà chimiche simili si presentano a intervalli regolari. Egli quindi propose un principio di periodicità secondo il quale **le proprietà degli elementi sono una funzione periodica del loro peso atomico**. Questo principio assolveva a due importanti funzioni:

1. riassumeva le proprietà degli elementi e li classificava in gruppi con proprietà simili;
2. rendeva possibile prevedere le proprietà di elementi noti e anche di elementi non ancora identificati, stimolando in modo considerevole la ricerca.

Nella figura 6 è riportata la prima tavola periodica proposta da Mendeleev nel 1869. Con il simbolo **Di** era designato l’elemento didimio (peso atomico 95) considerato in quel momento un elemento ma formato, come mostreranno in seguito i chimici, da praseodimio, neodimio e samario. Inoltre, Mendeleev usa il simbolo **PI** per Pd (palladio) e il simbolo **Ur** per U (uranio) Nella figura 7 è riprodotto il documento originale.



I	II	III	IV	V	VI
			Ti = 50	Zr = 90	? = 180
			V = 51	Nb = 94	Ta = 182
			Cr = 52	Mo = 96	W = 186
			Mn = 55	Rh=104,4	Pt = 197,4
			Fe = 56	Ru=104,4	Ir = 198
			Ni= Co= 59	Pl=106,6	Os = 199
H = 1			Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200
	Be = 9,4	Mg = 24	Zn = 65,2	Cd = 112	
	B = 11	Al = 27,4	? = 68	Ur = 116	Au = 197?
	C = 12	Si = 28	? = 70	Sn = 118	
	N = 14	P = 31	As = 75	Sb = 122	Bi = 210?
	O = 16	S = 32	Se = 79,4	Te = 128?	
	F = 19	Cl = 35,5	Br = 80	J = 127	
Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85,4	Cs = 133	Tl = 204
		Ca = 40	Sr = 87,6	Ba = 137	Pb = 207
		? = 45	Ce = 92		
		?Er = 56	La = 94		
		?Yt = 60	Di = 95		
		?In = 75,6	Th = 118?		

Figura 6 – La prima classificazione periodica proposta da Mendeleev nel 1869

La tavola presenta alcune particolarità interessanti:

1. I punti interrogativi posti davanti al simbolo di un elemento indicano incertezza sulla posizione dell'elemento.
2. I punti interrogativi posti dopo il valore di un peso atomico indicano incertezza sul valore numerico del peso atomico.
3. Dopo il calcio (Ca) e lo stronzio (Sr) si notano due gruppi di elementi che violano il principio del peso atomico crescente: questi valori di peso atomico verranno raddoppiati nelle successive versioni.
4. A nichel (Ni) e cobalto (Co) viene attribuito lo stesso valore di peso atomico
5. Il peso atomico del tellurio (Te) è maggiore rispetto a quello dell'elemento successivo, cioè lo iodio (I).



sarebbero stati identificati gli elementi che avrebbero occupato questi spazi vuoti, ma anticipò anche alcune proprietà delle loro sostanze semplici e i loro principali composti, grazie al confronto con gli elementi vicini. In seguito, furono identificati lo scandio (Sc, peso atomico 45), il gallio (Ga, peso atomico 70), il germanio (Ge, peso atomico 73) e il renio (Re, peso atomico 186) e le loro proprietà erano quasi identiche a quelle che Mendeleev aveva previsto. Quindi la nascita del sistema periodico viene attribuita a Mendeleev poiché egli, convinto della portata generale del principio che aveva concepito, non si limitò a classificare gli elementi conosciuti verso la fine del diciannovesimo secolo, ma propose un «modello di periodicità» che applicò in modo sistematico e che gli permise di avanzare previsioni corrette. Il Sistema Periodico pubblicato nel 1871 (in Figura 8 viene riportata la versione in lingua russa) introduceva la divisione in gruppi (colonne verticali) e in periodi (righe orizzontali). Inoltre, nelle due righe in fondo sono riportati i rapporti di combinazione degli elementi di ciascun gruppo con gli elementi ossigeno e idrogeno.

в статье 1871 г. дать развернутое изложение периодического закона и мало отличающуюся от современной форму периодической системы:

	Группа I	Группа II	Группа III	Группа IV	Группа V	Группа VI	Группа VII	Группа VIII переходная к группе I
	H 1							
Типические элементы	Li 7	Be 9,4	B 11	C 12	N 14	O 16	F 19	
Первый период	Ряд 1 Na 23	Mg 24	Al 27,3	Si 28	P 31	S 32	Cl 35,5	
	" 2 K 39	Ca 40	— 44	Ti 50?	V 51	Cr 52	Mn 55	Fe Co Ni Cu 56 59 59 63
Второй период	" 3 (Cu) 63	Zn 65	— 68	— 72	As 75	Se 78	Br 80	
	" 4 Rb 85	Sr 87	(Y) (88?)	Zr 90	Nb 94	Mo 96	— 100	Ru Rh Pd Ag 104 104 104 108
Третий период	" 5 (Ag) 108	Cd 112	In 113	Sn 118	Sb 122	Te 128?	I 127	
	" 6 Cs 133	Ba 137	— 137	Ce 138?	—	—	—	—
Четвертый период	" 7 —	—	—	—	—	—	—	
	" 8 —	—	—	—	Ta 182	W 184	—	Os Ir Pt Au 199? 198? 197 197
Пятый период	" 9 (Au) 197	Hg 200	Tl 204	Pb 207	Bi 208	—	—	
	" 10 —	—	—	Th 232	—	U 240	—	
Высшая соляная окись	R <sub>2</sub> O	R <sub>2</sub> O <sub>2</sub> или RO	R <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	R <sub>2</sub> O <sub>4</sub> или RO <sub>2</sub>	R <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	R <sub>2</sub> O <sub>4</sub> или RO <sub>3</sub>	R <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	R <sub>2</sub> O <sub>8</sub> или RO <sub>4</sub>
Высшее водородное соединение			(RH <sub>5</sub> ?)	RH <sub>4</sub>	RH <sub>3</sub>	RH <sub>2</sub>	RH	

Figura 8 – Il sistema periodico degli elementi di Mendeleev pubblicato nel 1871

La portata razionalizzatrice del sistema periodico è espressa in modo mirabile da Oliver Sacks<sup>15</sup> che, richiamando i propri ricordi di adolescente appassionato di chimica, scrive:

<sup>15</sup> O. Sacks, Zio tungsteno. Adelphi, Milano, 2001, p. 216

*All'improvviso fui travolto al pensiero di quanto la tavola periodica dovesse essere sembrata sorprendente ai chimici che la videro per primi, chimici che avevano una profonda familiarità con alcune famiglie di elementi, ma che non avevano mai compreso la base di quelle famiglie, né come esse potessero confluire a comporre un unico schema di ordine superiore. L'aver percepito un'organizzazione generale, un principio di ordine superiore che univa e metteva in relazione tutti gli elementi, aveva qualcosa di miracoloso e di geniale.*

Le espressioni entusiastiche di Sacks nei riguardi del sistema periodico sono pienamente giustificate, se si tiene conto che Mendeleev inventò il sistema periodico avendo a disposizione una sessantina di elementi. Sacks, però, descrive una versione della tavola periodica che tutti noi vediamo esposta in ogni laboratorio di chimica. È la versione evoluta del sistema di Mendeleev che oggi classifica 118 elementi conosciuti (figura 9).

Nella tabella 4 viene fornita una visione d'insieme della ripartizione nel tempo dell'identificazione dei 118 elementi oggi conosciuti, compresi quelli artificiali, frutto di manipolazioni sofisticate degli elementi presenti in natura.

Tabella 4 – Cronologia della scoperta degli elementi<sup>16</sup>

Prima del 1700	1700-1799	1800-1849	1850-1899	1900-1950	1950-
Antimonio	Azoto	Alluminio	Attinio	Afnio	<i>Borio</i>
<i>Argento</i>	Berillio	Bario	Argo	<i>Americio</i>	<i>Copernicio</i>
Arsenico	Bismuto	Boro	Cesio	Astato	<i>Darmstadtio</i>
<i>Carbonio</i>	Cloro	Bromo	Cripto	<i>Berkelio</i>	<i>Dubnio</i>
<i>Ferro</i>	Cobalto	Cadmio	Disprozio	<i>Californio</i>	<i>Einsteinio</i>
Fosforo	Cromo	Calcio	Elio	<i>Curio</i>	<i>Fermio</i>
<i>Mercurio</i>	Idrogeno	Cerio	Fluoro	Europio	<i>Flerovio</i>
<i>Oro</i>	Ittrio	Erbio	Gadolinio	Francio	<i>Hassio</i>
<i>Piombo</i>	Manganese	Iodio	Gallio	Lutezio	<i>Laurenzio</i>
<i>Rame</i>	Molibdeno	Lantanio	Germanio	<i>Nettunio</i>	<i>Livermorio</i>
<i>Stagno</i>	Nichel	Iridio	Indio	<i>Plutonio</i>	<i>Meitnerio</i>
Zinco	Ossigeno	Litio	Itterbio	<i>Promezio</i>	<i>Mendelevio</i>
<i>Zolfo</i>	Platino	Magnesio	Neodimio	Protoattinio	<i>Nobelio</i>
	Stronzio	Niobio	Neon	Radon	<i>Roentgenio</i>
	Tellurio	Osmio	Olmio	Renio	<i>Rutherfordio</i>
	Titanio	Palladio	Polonio	<i>Tecnezio</i>	<i>Seaborgio</i>
	Tungsteno	Potassio	Praseodimio		
	Uranio	Rutenio	Radio		<i>Ununtrium</i>
	Zirconio	Rodio	Rubidio		<i>Ununpentium</i>
		Selenio	Samario		<i>Ununseptium</i>
		Silicio	Scandio		<i>Ununoctium</i>
		Sodio	Tallio		
		Tantalio	Tullio		
		Terbio	Xeno		
		Torio			
		Vanadio			

<sup>16</sup> Sono indicati in corsivo: nella prima colonna, i dieci elementi conosciuti già dagli antichi; nella penultima e nell'ultima colonna, gli elementi ottenuti artificialmente. I nomi degli ultimi sei elementi sono provvisori

<b>H</b> 1,0																	<b>He</b> 1,0
<b>Li</b> 6,9	<b>Be</b> 9,0											<b>B</b> 10,8	<b>C</b> 12,0	<b>N</b> 14,0	<b>O</b> 16,0	<b>F</b> 19,0	<b>Ne</b> 20,2
<b>Na</b> 23,0	<b>Mg</b> 24,3											<b>Al</b> 27,0	<b>Si</b> 28,1	<b>P</b> 31,0	<b>S</b> 32,1	<b>Cl</b> 35,5	<b>Ar</b> 39,9
<b>K</b> 39,1	<b>Ca</b> 40,1	<b>Sc</b> 45,0	<b>Ti</b> 47,9	<b>V</b> 50,9	<b>Cr</b> 52,0	<b>Mn</b> 54,9	<b>Fe</b> 55,8	<b>Co</b> 58,9	<b>Ni</b> 58,7	<b>Cu</b> 63,5	<b>Zn</b> 65,4	<b>Ga</b> 69,7	<b>Ge</b> 72,6	<b>As</b> 74,9	<b>Se</b> 78,9	<b>Br</b> 80,0	<b>Kr</b> 83,8
<b>Rb</b> 85,4	<b>Sr</b> 87,6	<b>Y</b> 88,9	<b>Zr</b> 91,2	<b>Nb</b> 92,9	<b>Mo</b> 95,4	<b>Tc</b> 98	<b>Ru</b> 101	<b>Rh</b> 103	<b>Pd</b> 106	<b>Ag</b> 108	<b>Cd</b> 112	<b>In</b> 115	<b>Sn</b> 119	<b>Sb</b> 122	<b>Te</b> 128	<b>I</b> 127	<b>Xe</b> 131
<b>Cs</b> 133	<b>Ba</b> 137	<b>La-Lu</b> 178	<b>Hf</b> 178	<b>Ta</b> 181	<b>W</b> 184	<b>Re</b> 186	<b>Os</b> 190	<b>Ir</b> 192	<b>Pt</b> 195	<b>Au</b> 197	<b>Hg</b> 200	<b>Tl</b> 204	<b>Pb</b> 207	<b>Bi</b> 209	<b>Po</b> 209	<b>At</b> 210	<b>Rn</b> 222
<b>Fr</b> 223	<b>Ra</b> 226	<b>Ac-Lr</b> 267	<b>Rf</b> 267	<b>Db</b> 268	<b>Sg</b> 269	<b>Bh</b> 270	<b>Hs</b> 269	<b>Mt</b> 278	<b>Ds</b> 281	<b>Rg</b> 282	<b>Cn</b> 285	<b>Uut</b> 286	<b>Fl</b> 289	<b>Uup</b> 289	<b>Lv</b> 293	<b>Uus</b> 294	<b>Uuo</b> 294
		<b>La</b> 139	<b>Ce</b> 140	<b>Pr</b> 141	<b>Nd</b> 144	<b>Pm</b> 145	<b>Sm</b> 150	<b>Eu</b> 152	<b>Gd</b> 157	<b>Tb</b> 159	<b>Dy</b> 162	<b>Ho</b> 165	<b>Er</b> 167	<b>Tm</b> 159	<b>Yb</b> 173	<b>Lu</b> 175	
		<b>Ac</b> 227	<b>Th</b> 232	<b>Pa</b> 231	<b>U</b> 238	<b>Np</b> 237	<b>Pu</b> 244	<b>Am</b> 243	<b>Cm</b> 247	<b>Bk</b> 247	<b>Cf</b> 251	<b>Es</b> 252	<b>Fm</b> 257	<b>Md</b> 258	<b>No</b> 259	<b>Lr</b> 260	

Figura 9 – Una moderna versione del sistema periodico degli elementi

Anche se a prima vista la moderna Tavola periodica sembra diversa da quella proposta nel 1871 da Mendeleev, un attento confronto tra le due permette di verificare che sostanzialmente gruppi e periodi sono ancora gli stessi, anche se il numero di elementi classificati è quasi raddoppiato. Questo è conseguenza del fatto che la classificazione proposta da Mendeleev era fondata su un “principio euristico<sup>17</sup>” generale, il “principio di periodicità”; secondo tale principio, le proprietà delle sostanze semplici dipendono da una funzione periodica dei pesi atomici degli elementi, per la semplice ragione che queste proprietà sono proprio le proprietà degli elementi che di queste sostanze costituiscono l’essenza. Tuttavia, è possibile notare che qualcosa è cambiato. Per comprendere le variazioni è necessario indagare la struttura degli atomi.

<sup>17</sup> euristico. dal gr. *eyrisko* (trovare, scoprire). – Nel linguaggio scientifico, detto di ipotesi che viene assunta precipuamente come idea direttrice nella ricerca dei fatti; si dice anche del procedimento stesso di ricerca così condotta, per sua natura non rigoroso (a carattere intuitivo, analogico, ...)

## RETICOLO DI CONCETTI

Utilizzando la lista di concetti di seguito proposta, costruisci un reticolo di concetti che, secondo te, riassume le idee, le definizioni, le affermazioni che sono contenute nelle attività affrontate nella sequenza riguardante il sistema periodico degli elementi di Mendeleev. Associa al reticolo una lista di asserzioni che esplicitino quali connessioni esistano tra i vari concetti. Se lo ritieni necessario o comunque utile, aggiungi altri concetti nella costruzione del reticolo.

*Capacità di combinazione, sostanze semplici, mondo macroscopico, peso atomico, mondo microscopico, atomi, classificazione, tavola periodica, elementi, periodicità delle proprietà.*

## ESERCIZI E PROBLEMI

1. Quali delle seguenti caratteristiche sono riferite a una sostanza semplice?

- a) massa atomica                      b) simbolo chimico    c) nome                      d) densità  
 e) temperatura di fusione                      f) temperatura di ebollizione  
 g) stato di aggregazione                      h) raggio atomico

Giustifica la tua scelta .....

.....

.....

.....

2. Quali delle seguenti caratteristiche sono riferite a un elemento chimico?

- a) massa atomica                      b) simbolo chimico    c) nome                      d) densità  
 e) temperatura di fusione                      f) temperatura di ebollizione  
 g) stato di aggregazione                      h) raggio atomico

Giustifica la tua scelta .....

.....

.....

.....

3. Utilizzando le informazioni riportate sulle tessere dell'Allegato 1, inserisci nella tabella gli elementi germanio, selenio e stronzio; scrivi il loro simbolo nelle caselle che, secondo te, essi occupano. Scrivi, per ognuno dei tre elementi, quali sono i criteri che hai utilizzato per effettuare la tua scelta.

H																		
Li	Be											B	C	N	O	F		
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl		
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn							

Germanio .....

Selenio .....

Stronzio .....



<p>NOME: POTASSIO                      simbolo: K</p> <p>Peso atomico: 39</p> <p>Proprietà della sostanza semplice potassio: metallo bianco argenteo, morbido come la cera a T ambiente, poco denso</p> <p>Tf = 63,6 °C                      Te = 760 °C</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• si ossida rapidamente all'aria</li> <li>• reagisce energicamente con acqua formando H<sub>2</sub></li> <li>• reagisce con Cl<sub>2</sub></li> </ul> <p>Formule delle sostanze composte: K<sub>2</sub>O, KCl</p>	<p>NOME: IDROGENO                      simbolo: H</p> <p>Peso atomico: 1</p> <p>Proprietà della sostanza semplice diidrogeno: il meno denso dei gas, difficilmente diventa liquido, scarsamente solubile in acqua</p> <p>Tf = - 260 °C                      Te = - 253 °C</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• può reagire in modo esplosivo con O<sub>2</sub></li> <li>• reagisce con Cl<sub>2</sub>, S, N<sub>2</sub> e C</li> <li>• reagisce con ossidi di metalli, come CuO, e con ossidi di non metalli, come SO<sub>2</sub></li> </ul> <p>Formule delle sostanze composte H<sub>2</sub>O, CH<sub>4</sub>, HCl</p>	<p>NOME: LITIO                      simbolo: Li</p> <p>Peso atomico: 7</p> <p>Proprietà della sostanza semplice litio: metallo bianco-argenteo malleabile e morbido, il meno denso dei metalli: galleggia sull'olio</p> <p>Tf = 180 °C                      Te = 1342 °C</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• reagisce a freddo con acqua, dando sviluppo di H<sub>2</sub></li> <li>• non reagisce con O<sub>2</sub> secco al di sotto di 100 °C</li> <li>• reagisce con diversi acidi con formazione di H<sub>2</sub></li> <li>• reagisce con Cl<sub>2</sub></li> </ul> <p>Formule delle sostanze composte LiH, LiCl, Li<sub>2</sub>O</p>
<p>NOME: BORO                      simbolo: B</p> <p>Peso atomico: 11</p> <p>Proprietà della sostanza semplice boro: solido nero, leggero e molto duro, cattivo conduttore di calore, semiconduttore elettrico</p> <p>Ts = 2079 °C                      Te = 2550 °C</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• si ossida ad alta T</li> <li>• reagisce con acido nitrico e acido solforico bollenti a caldo e suddiviso, reagisce con Cl<sub>2</sub></li> </ul> <p>Formule delle sostanze composte B<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, B<sub>2</sub>H<sub>6</sub>, BCl<sub>3</sub></p>	<p>NOME: BERILLIO                      simbolo: Be</p> <p>Peso atomico: 9</p> <p>Proprietà della sostanza semplice berillio: metallo bianco brillante, poco denso</p> <p>Tf = 1278 °C                      Te = 2970 °C</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• si ossida all'aria con emissione luminosa intensa</li> <li>• reagisce facilmente con acido cloridrico e acido solforico sviluppando H<sub>2</sub></li> <li>• reagisce con una soluzione di idrossido di sodio concentrato</li> </ul> <p>Formule delle sostanze composte BeCl<sub>2</sub>, BeO</p>	<p>NOME: MAGNESIO                      simbolo: Mg</p> <p>Peso atomico: 24</p> <p>Proprietà della sostanza semplice magnesio: metallo bianco-argento, malleabile e duttile</p> <p>Tf = 651 °C                      Te = 1107 °C</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• brucia in O<sub>2</sub> producendo luce sfolgorante</li> <li>• reagisce con acido cloridrico e acido solforico producendo H<sub>2</sub></li> <li>• reagisce con Cl<sub>2</sub></li> </ul> <p>Formule delle sostanze composte MgCl<sub>2</sub>, MgO</p>
<p>NOME: ALLUMINIO                      simbolo: Al</p> <p>Peso atomico: 27</p> <p>Proprietà della sostanza semplice alluminio: metallo bianco, buon conduttore di calore e di elettricità</p> <p>Tf = 660 °C                      Te = 2467 °C</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• si ossida all'aria</li> <li>• reagisce facilmente con acido cloridrico e lentamente con acido solforico diluito formando H<sub>2</sub></li> <li>• reagisce con Cl<sub>2</sub></li> </ul> <p>Formule delle sostanze composte AlCl<sub>3</sub>, AlH<sub>3</sub>, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub></p>	<p>NOME: BROMO                      simbolo: Br</p> <p>Peso atomico: 80</p> <p>Proprietà della sostanza semplice dibromo: liquido volatile di colore rosso scuro</p> <p>Tf = -7,2 °C                      Te = 58,8 °C</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• reagisce con H<sub>2</sub></li> <li>• reagisce con i metalli: Na, Ca, Al...</li> <li>• reagisce con il fosforo bianco</li> </ul> <p>Formule delle sostanze composte NaBr, HBr</p>	<p>NOME: CLORO                      simbolo: Cl</p> <p>Peso atomico: 35,5</p> <p>Proprietà della sostanza semplice dicloro: gas verdastro, poco solubile in acqua</p> <p>Tf = -101 °C                      Te = -34,6 °C</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• reagisce in modo violento con H<sub>2</sub></li> <li>• reagisce con i metalli Na, Ca, Al</li> <li>• reagisce con il fosforo bianco in Cl<sub>2</sub> l'arsenico brucia spontaneamente dando incandescenza</li> </ul> <p>Formule delle sostanze composte NaCl, HCl</p>



<p>NOME: ZOLFO                      simbolo: S</p> <p>Peso atomico: 32</p> <p>Proprietà della sostanza semplice zolfo: solido giallo, isolante elettrico</p> <p>Tf = 113 °C                      Te = 445 °C</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• reagisce con H<sub>2</sub></li> <li>• si infiamma in O<sub>2</sub></li> <li>• reagisce con F<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub> e Cl<sub>2</sub></li> <li>• reagisce con la maggior parte dei metalli e con fosforo, arsenico, carbonio</li> </ul> <p>Formule delle sostanze composte SO<sub>2</sub>, SO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>S</p>	<p>NOME: SODIO                      simbolo: Na</p> <p>Peso atomico: 23</p> <p>Proprietà della sostanza semplice sodio: metallo bianco argenteo, morbido</p> <p>Tf = 97,8 °C                      Te = 893 °C</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• si ossida all'aria</li> <li>• reagisce in modo violento con acqua, formando H<sub>2</sub></li> <li>• reagisce con Cl<sub>2</sub></li> </ul> <p>Formule delle sostanze composte Na<sub>2</sub>O, NaCl</p>	<p>NOME: CALCIO                      simbolo: Ca</p> <p>Peso atomico: 40</p> <p>Proprietà della sostanza semplice calcio: metallo bianco brillante</p> <p>Tf = 839 °C                      Te = 1484 °C</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• a caldo, brucia in O<sub>2</sub></li> <li>• reagisce con acqua formando H<sub>2</sub></li> <li>• reagisce con Cl<sub>2</sub></li> </ul> <p>Formule delle sostanze composte CaO, CaCl<sub>2</sub></p>
<p>NOME: SILICIO                      simbolo: Si</p> <p>Peso atomico: 28</p> <p>Proprietà della sostanza semplice silicio: solido blu acciaio, semiconduttore</p> <p>Tf = 1410 °C                      Te = 2680 °C</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• scaldato in presenza di aria, brucia dando incandescenza</li> <li>• non reagisce con gli acidi</li> <li>• reagisce a caldo con idrossido di sodio (NaOH), con produzione di H<sub>2</sub></li> <li>• si combina con carbonio a caldo</li> </ul> <p>Formule delle sostanze composte SiO<sub>2</sub>, SiH<sub>4</sub>, SiCl<sub>4</sub></p>	<p>NOME: OSSIGENO                      simbolo: O</p> <p>Peso atomico: 16</p> <p>Proprietà della sostanza semplice diossigeno: gas inodore ed incolore, poco solubile in acqua, più denso dell'aria</p> <p>Tf = -218,4 °C                      Te = -183 °C</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• si combina con la maggior parte delle sostanze semplici portando alla formazione degli ossidi</li> </ul> <p>Formule delle sostanze composte Na<sub>2</sub>O, CaO, H<sub>2</sub>O</p>	<p>NOME: FLUORO                      simbolo: F</p> <p>Peso atomico: 19</p> <p>Proprietà della sostanza semplice difluoro: gas giallo meno denso dell'aria</p> <p>Tf = -219 °C                      Te = -188 °C</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• reagisce violentemente con l'acqua con formazione di H<sub>2</sub></li> <li>• reagisce con H<sub>2</sub></li> <li>• reagisce con tutti i metalli</li> <li>• reagisce con il fosforo</li> </ul> <p>Formule delle sostanze composte NaF, HF</p>
<p>NOME: ARSENICO                      simbolo: As</p> <p>Peso atomico: 75</p> <p>Proprietà della sostanza semplice arsenico: si presenta sotto forma di un solido giallo o di un solido grigio di aspetto metallico, quest'ultimo tipo, più stabile, è buon conduttore di calore e di elettricità</p> <p>Tf = 817 °C (sotto pressione) Te = 613 °C</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• non si ossida all'aria secca, ma si ossida in presenza di umidità</li> <li>• brucia in aria secca a 200°C (fiamma blu)</li> <li>• reagisce con acido solforico concentrato a caldo e produce SO<sub>2</sub></li> <li>• reagisce con acido nitrico</li> <li>• reagisce poco con acido cloridrico</li> <li>• prende spontaneamente fuoco in Cl<sub>2</sub></li> </ul> <p>Formule delle sostanze composte As<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, AsH<sub>3</sub>, AsCl<sub>3</sub></p>	<p>NOME: CARBONIO                      simbolo: C</p> <p>Peso atomico: 12</p> <p>Proprietà della sostanza semplice carbonio: si presenta in diverse forme, solido nero (grafite, mediocre conduttore di calore e di elettricità) - solido trasparente bianco (diamante, isolante)</p> <p>Tf = 3652 °C                      Te = 4827 °C</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• si ossida all'aria per dare monossido di carbonio o diossido di carbonio</li> <li>• reagisce con gli ossidi metallici, come CuO (ossido di rame)</li> <li>• se precedentemente scaldato, reagisce con acido solforico con formazione di SO<sub>2</sub></li> </ul> <p>Formule delle sostanze composte CO, CO<sub>2</sub>, CH<sub>4</sub>, CCl<sub>4</sub></p>	<p>NOME: AZOTO                      simbolo: N</p> <p>Peso atomico: 14</p> <p>Proprietà della sostanza semplice diazoto: gas inodore e incolore poco solubile in acqua, meno denso dell'aria</p> <p>Tf = -210 °C                      Te = -196 °C</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• a T e P ordinarie presenta una certa inerzia chimica. Ad alta T o in presenza di scintille elettriche, può combinarsi con le seguenti sostanze semplici: <ul style="list-style-type: none"> <li>○ O<sub>2</sub></li> <li>○ metalli</li> <li>○ H<sub>2</sub></li> </ul> </li> </ul> <p>Formule delle sostanze composte NO, NO<sub>2</sub>, NH<sub>3</sub></p>





<p>NOME: FOSFORO                      simbolo: P</p> <p>Peso atomico: 31</p> <p>Proprietà della sostanza semplice fosforo: può presentarsi sotto forma di solido bianco luminoso al buio. Alla luce ingiallisce e si copre di uno strato di fosforo rosso</p> <p>Tf = 44,1 °C Te = 280 °C (per il fosforo bianco)</p> <p>Il tipo bianco reagisce con:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• O<sub>2</sub> a partire da 60°C (semplicemente per sfregamento con un corpo scaldato)</li> <li>• Cl<sub>2</sub> (reazione intensa)</li> <li>• soluzioni basiche</li> <li>• tutti i metalli, compresi argento e platino</li> </ul> <p>Formule delle sostanze composte PH<sub>3</sub>, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, PCl<sub>3</sub></p>		
<p>NOME: STRONZIO                      simbolo: Sr</p> <p>Massa atomica relativa: 87,6</p> <p>Proprietà della sostanza semplice stronzio: metallo bianco-argenteo, duttile e malleabile, buon conduttore di calore e di elettricità</p> <p>Tf = 769 °C                      Te = 1377 °C</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• a caldo, brucia in O<sub>2</sub></li> <li>• reagisce con acqua formando H<sub>2</sub></li> <li>• con l'idrogeno forma un idruro stabile</li> </ul> <p>Formule delle sostanze composte SrO, SrH<sub>2</sub>, SrCl<sub>2</sub></p>	<p>NOME: GERMANIO                      simbolo: Ge</p> <p>Massa atomica relativa: 72,6</p> <p>Proprietà della sostanza semplice germanio: metallo bianco-grigiastro, semiconduttore</p> <p>Tf = 958 °C                      Te = 2830 °C</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Ha una struttura simile a quella del diamante</li> <li>• si ossida solo se scaldato oltre i 600 °C</li> <li>• non reagisce con gli acidi fluoridrico e cloridrico; reagisce con gli acidi solforico e nitrico concentrati</li> </ul> <p>Formule delle sostanze composte: GeO<sub>2</sub>, GeH<sub>4</sub>, GeCl<sub>4</sub>, GeCl<sub>2</sub></p>	<p>NOME: SELENIO                      simbolo: Se</p> <p>Massa atomica relativa: 79</p> <p>Proprietà della sostanza semplice selenio: il selenio nativo è rarissimo, si presenta in cristalli di colore grigio o rossastro con lucentezza semimetallica</p> <p>Tf = 220 °C                      Te = 685 °C</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• reagisce a caldo con H<sub>2</sub></li> <li>• brucia in atmosfera di ossigeno</li> <li>• reagisce con F<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub> e Cl<sub>2</sub></li> <li>• reagisce con la maggior parte dei metalli</li> </ul> <p>Formule delle sostanze composte: SeO<sub>2</sub>, SeO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>Se</p>