



Aureli  
Caamaño  
Societat Catalana  
de Química

## Strumenti per l'insegnamento

# L'evoluzione storica del concetto di elemento chimico\*

### ABSTRACT

On December 20th 2017, the United Nations General Assembly proclaimed 2019 the "International Year of the Periodic Table of Chemical Elements", as it was the 150th anniversary of the publication by Dmitri Ivanovich Mendeleev (1834-1907) of the first version of the modern periodic table of chemical elements, published on February 17th 1869. We are going to take advantage of this commemoration to revise the evolution of the idea of what a chemical element is, starting from the speculative concepts of Greek philosophers up to now.

### I quattro elementi dei filosofi greci

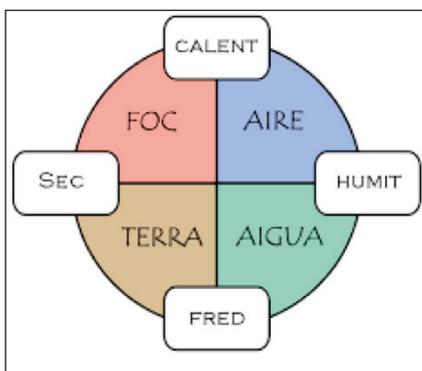
Per i primi filosofi greci, il concetto di elemento era un principio fondamentale dal quale derivavano tutti i corpi. Empedocle propose la teoria dei quattro elementi fondamentali: terra, aria, fuoco e acqua. Secondo Democrito questi elementi erano formati da atomi in movimento perpetuo, che differivano per dimensione, forma, peso e calore, e che si muovevano in modo casuale nel vuoto. Ogni cambiamento osservabile era dovuto a combinazioni e ricombinazioni di questi atomi immutabili. Platone accettò i quattro elementi di Empedocle e diede ai suoi atomi delle forme geometriche limitate da facce piane.

Secondo Aristotele la base di tutto è la materia primordiale, nella quale sono impresse le qualità specifiche che conferiscono a ciascuna sostanza individuale la forma caratteristica. Aristotele accettò l'idea dei quattro elementi ma non l'esistenza degli atomi. Insieme agli elementi ammise l'esistenza di un insieme di qualità: caldo, freddo, secco e umido che potevano combinarsi insieme. Così il fuoco era caldo e secco; l'aria calda e umida; l'acqua fredda e umida; la terra fredda e secca (fig. 1).

Gli elementi erano in realtà portatori di combinazioni di qualità. Queste qualità

potevano essere variate in una certa misura rendendo possibile la trasformazione di un elemento in un altro. Per convertire l'aria in acqua era sufficiente che il calore fosse superato dal freddo dato che l'umidità era comune a entrambi. D'altra parte, gli elementi potevano combinarsi in diverse proporzioni per formare corpi differenti. Aristotele ha distinto tre tipi di combinazione: la *sintesi*, che corrisponde alla nostra idea di miscelazione; la *mixis*, associazione di corpi solidi per formarne uno diverso (corrispondente a quella che chiamiamo combinazione chimica), e la *crasis*, un'associazione analoga, ma per i liquidi.

Figura 1. I quattro elementi e le quattro qualità della materia secondo Aristotele (in catalano nell'originale).



### Nota

\* Articolo originale pubblicato sulla rivista *Química, Revista del Col·legi Oficial de Doctors i Llicenciats en Filosofia i Lletres i en Ciències de Catalunya* col titolo *Evolution del concepte d'element* (144, pp.34-40, 2018), per gentile concessione dell'autore Aureli Caamaño. Traduzione a cura di Giorgio Haeusermann.

### I *tria prima*: i tre principi degli alchimisti

Ad Alessandria, il pensiero greco si fuse con una conoscenza più antica, nota come arte egizia o *khemeia*. Inizialmente consisteva in processi chimici per imbalsamare il defunto, ma le loro pratiche si sono evolute per includere altri processi chimici, con la fabbricazione del vetro, l'uso di coloranti e soprattutto la metallurgia. In questo modo, la *khemeia* era legata ai sette elementi metallici che erano noti: oro, argento, rame, stagno, ferro, piombo e mercurio. Presto fu stabilita una relazione con i sette pianeti o stelle erranti, che erano il Sole, la Luna, Venere, Marte, Saturno, Giove e Mercurio, nel tentativo di mettere in relazione la Terra e il Cosmo. Tutta questa conoscenza fu attribuita al dio della saggezza, Thoth, che i Greci che arrivarono ad Alessandria identificarono con Hermes, il messaggero degli dei. In questo modo, le pratiche nascoste dell'alchimia divennero note come "arte ermetica".

L'alchimia adottò gli elementi aristotelici: terra, aria, fuoco e acqua, ma li sostituì progressivamente con tre principi, chiamati *tria prima*: il mercurio, che rappresentava carattere metallico e volatilità; lo zolfo, che aveva la proprietà di combustibilità, e il sale, che rappresentava la proprietà di solidità e solubilità. L'obiettivo principale dell'alchimia era inizialmente quello di trasmutare metalli di base in oro (in alcuni testi si parlava di curare il "metallo malato" convertendolo in oro), ma in seguito si tentò di curare non solo i metalli ma anche le malattie e, successivamente, raggiungere l'immortalità attraverso la ricerca dell'elisir della vita.

### I principi chimici come portatori di proprietà

Durante tutto il Medioevo si supponeva che gli elementi aristotelici fossero gli elementi da cui si formavano i corpi, ma, per spiegare le diverse proprietà chimiche delle sostanze, furono aggiunti altri elementi o *principi*. I *principi* non erano considerati equivalenti a sostanze reali con lo stesso nome; corrispondevano in ogni caso all'essenza di queste sostanze. Non erano mai stati in grado di isolarsi, ma servivano a spiegare le proprietà dei *misti* (che ora chiamiamo composti), perché si supponeva che queste proprietà dipendevano dalla proporzione contenuta di ciascuno di questi principi. Per i principi era possibile solo abbandonare un *misto* (un composto) per penetrarne in un altro. Pertanto, le proprietà specifiche di ciascun principio potevano essere osservate solo nei composti di cui facevano parte.

### La teoria del flogisto

Il chimico tedesco Georg Ernst Sthal (1660-1734) considerò che c'erano solo due tipi di principi, l'acqua e la terra, ma che c'erano tre tipi di terra: la terra vetrificabile, che era la causa della solidità e del peso dei minerali; la terra mercuriale o metallica, che forniva ai metalli la loro malleabilità e luminosità, e la terra flogistica (flogisto), che comunicava leggerezza e infiammabilità a quelle miste di cui faceva parte (fig. 2). Assumendo l'esistenza del flogisto, Sthal è stato in grado di costruire una teoria che aveva la virtù di spiegare sia la combustione di materiali infiammabili, la calcinazione dei metalli e la fermentazione. Si presumeva che durante la combustione di una sostanza combustibile o la calcinazione di un metallo venisse rilasciato il *flogisto*, il principio infiammabile, e disperso nell'aria. L'aria era quindi un mero ausilio per la combustione: la sua presenza era necessaria per la combustione o per la calcinazione di un metallo, ma non vi partecipava attivamente.

La teoria del flogisto ebbe una grande influenza sulla chimica del diciottesimo secolo, al punto che nel 1787, nella prefazione alla seconda edizione della *Critica della ragion pura*, il filosofo Immanuel Kant (1724-1804) includeva Sthal, insie-

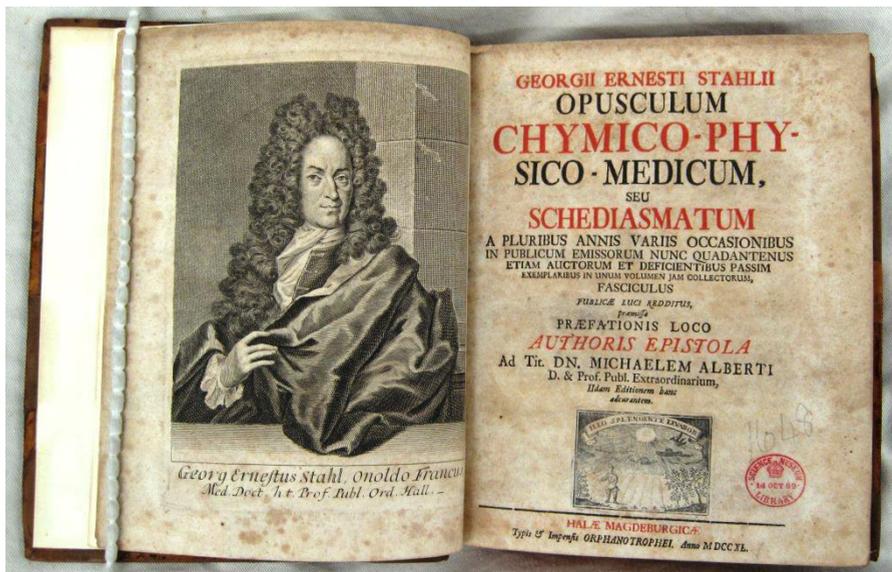


Figura 2. Georg Ernst Stahl, creatore della teoria del flogisto, tratto da: *Opusculum chymico-physico-medicum* (1715).

me a Galileo e Torricelli, tra gli autori che erano riusciti a produrre una “efficace rivoluzione” che aveva trasformato la fisica in un’autentica scienza.

**Gli elementi chimici come sostanze semplici che intervengono nella composizione dei composti**

La rinascita delle teorie atomiche di Democrito, Epicuro e Lucrezio avvenne nel diciassettesimo secolo per mano di Pierre Gassendi (1592-1655), per il quale la materia era formata da atomi semplici, impenetrabili, immutabili e indistruttibili, dotati di estensione e grandezza. Erano costituiti da un’unica materia prima, differivano per forma, dimensione e massa e potevano essere uniti per formare molecole. I chimici dell’epoca presero da queste idee quelle che sembravano applicabili alle reazioni chimiche e quindi svilupparono una nuova chimica dinamica.

Nel consolidamento della chimica come scienza moderna, si devono evidenziare i contributi di Robert Boyle (1627-1691), che pubblicò *Il chimico scettico* (*The Sceptical Chymist*) nel 1661, uno dei grandi libri della Rivoluzione scientifica. Scritto sotto forma di dialogo nello stile che aveva reso famoso Galileo, ne *Il chimico scettico* Boyle combatteva le idee aristoteliche dei quattro elementi e dei tre principi degli alchimisti (mercurio, zolfo e sale), seguendo fortemente gli insegnamenti del filosofo e statista inglese Francis Bacon, che difese il metodo induttivo, accompagnato da esperimenti e osservazioni, come il miglior strumento della filosofia naturale. Boyle riteneva che la materia fosse formata da atomi e insieme di atomi in movimento e che qualsiasi fenomeno fosse il risultato di collisioni tra loro. D’altra parte, definì gli elementi come «certi corpi primitivi e semplici, o perfettamente non mescolati che, non formati da nessun altro corpo, sono gli ingredienti di cui sono composti tutti i cosiddetti corpi perfettamente misti e nei quali alla fine si dissolvono».

Figura 3. (a sinistra)  
Il filosofo  
naturale, chimico  
e fisico anglo-  
irlandese Robert  
Boyle (1627-  
1691).

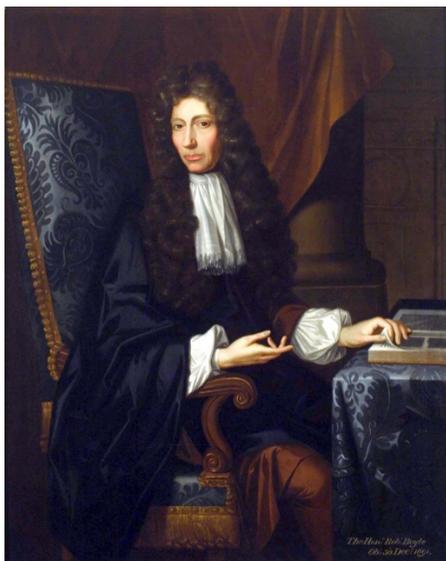


Figura 4. (a destra)  
Torbern Bergman  
(1735-1784).  
Chimico e  
mineralogista  
svedese,  
professore  
di chimica  
all'Università di  
Uppsala.



L'idea degli elementi come corpi semplici che entrano nella composizione dei misti (composti) stava diventando importante nel corso del diciottesimo secolo a seguito del miglioramento dei metodi di analisi. La composizione dei corpi si stabiliva con un'analisi, che poteva essere effettuata mediante riscaldamento (con l'azione del fuoco) o reazione tra misti. Lo studio di decomposizioni e ricomposizioni semplici e reversibili di sali permise di tenere traccia delle sostanze coinvolte in un processo chimico e di identificarle come componenti chimici essenziali relativamente stabili che si conservavano nei composti chimici binari preparati a partire da questi. In questo modo, insieme alla classica concezione di elemento o principio, ne fu sviluppata un'altra che denominava le sostanze che si potevano ottenere analizzando i composti. Il chimico svedese Torbern Bergman (1735-1784) sosteneva che «per conoscere i principi di un corpo [...] era necessario separarli mediante analisi e confermare questa analisi mediante la sintesi». Bergman definì questi principi come *sostanze semplici* che entrano completamente nelle combinazioni, proponendo così un'anticipazione della definizione di sostanza semplice di Lavoisier (fig. 4).

#### Da l'aria come elemento a una varietà di arie

Durante il diciottesimo secolo ci fu una lenta transizione dalla nozione di aria come sostanza semplice all'idea che c'erano diversi tipi di arie nell'atmosfera, contemporaneamente si stava sviluppando una nuova visione dello stato gassoso.

A partire dagli anni settanta fu identificato un gran numero di "arie" o "fluidi elastici", come venivano chiamati prima che si imponesse la moderna denominazione di gas. La parola "gas" (un neologismo che significava caos) fu introdotta da Jean Baptista van Helmont (1579-1644) nel diciassettesimo secolo, ma il suo uso non fu diffuso nei libri di chimica fino a un secolo dopo. I chimici della seconda metà del XVIII secolo usavano principalmente termini come "aria", "specie di aria", "fluidi elastici" o "emanazioni elastiche".

Il chimico inglese Stephen Hales (1667-1761) concluse che l'aria poteva esistere "fissata" in un certo numero di sostanze, sia minerali sia vegetali o animali.

Per raccogliere l'aria fissa che veniva rilasciata quando venivano riscaldate le sostanze che la contenevano, fu molto utile l'apparecchio per la raccolta del gas che aveva progettato (fig. 5).

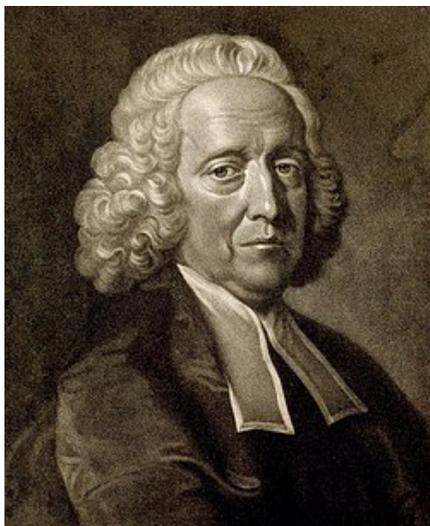


Figura 5a. Stephen Hales (1677-1761). Ecclesiastico inglese che diede importanti contributi in medicina, fisiologia, chimica e botanica

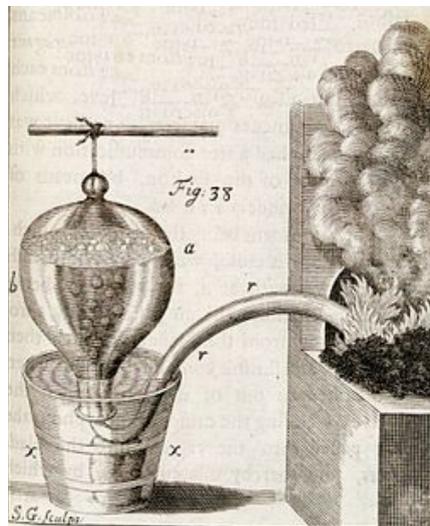


Figura 5b. Apparecchio pneumatico di Stephen Hales per la raccolta dei gas. *Vegetable Statics* (1727).

#### La scoperta dell'anidride carbonica

Nel 1756 il chimico scozzese Joseph Black (1728-1799) scoprì che il riscaldamento della “magnesia alba” (carbonato di magnesio) emanava un tipo di aria, che chiamava “aria fissa” (biossido di carbonio). Questa aria fissa, secondo Black, era la causa della forte effervescenza che si verificava quando la “magnesia alba” si combinava con gli acidi. Black spiegò questa reazione come conseguenza dello spostamento dell'aria che era “fissata” all'interno della sostanza. Successivamente mostrò che quest'aria era la stessa che veniva rilasciata nella respirazione animale, nella combustione e nella fermentazione (fig. 6).

#### La scoperta dell'idrogeno

Nel 1766 il chimico inglese Henry Cavendish (1713-1810) ottenne “l'aria infiammabile” (l'idrogeno) sciogliendo vari metalli come ferro o zinco in acidi minerali. Lo chiamò così poiché era facilmente infiammabile. Interpretò la reazione ipotizzando che la dissoluzione dei metalli causasse il rilascio di flogisto, dando luogo alla formazione del gas infiammabile (fig. 7).

#### La scoperta dell'ossigeno

Nel 1774, il chimico inglese Joseph Priestley (1733-1804) scoprì una nuova aria riscaldando la calce rossa di mercurio (ossido di mercurio) e osservando che l'aria che aveva ottenuto non si dissolveva nell'acqua come avveniva con l'aria fissa (anidride carbonica), scoperta da Black. Osservò anche, con grande sorpresa, che introducendo una candela nel recipiente che conteneva la nuova aria, essa

Figura 6. (a sinistra)  
Joseph Black  
(1728-1799).  
Medico e chimico  
scozzese che  
scoprì il biossido  
di carbonio.

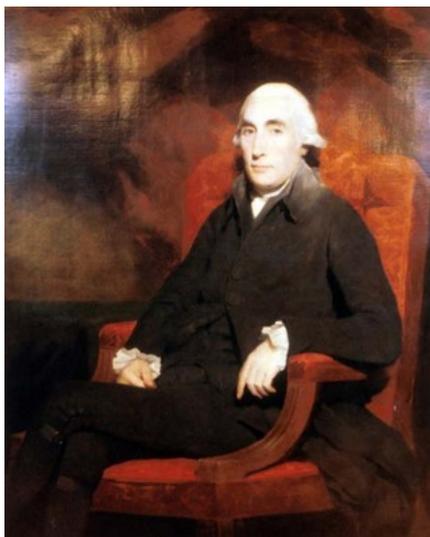


Figura 7. (a destra)  
Henry Cavendish  
(1731-1810).  
Fisico e chimico  
inglese che studiò  
la gravitazione,  
l'elettrostatica e la  
chimica dell'aria e  
dell'acqua.



bruciava con una fiamma molto vigorosa. Priestley interpretò questo come una conseguenza del fatto che quest'aria aveva la capacità di ricevere molto più flogisto dell'aria atmosferica, cioè avrebbe dovuto contenere poco o niente flogisto, motivo per cui la definì "aria deflogisticata". Quindi, interpretò la reazione della calce rossa di mercurio riscaldata come una combinazione con il flogisto dell'aria, la reazione inversa a quella del rilascio di flogisto che credeva si producesse quando il mercurio veniva riscaldata in presenza di aria (fig. 8).

Alcuni anni prima, tra il 1770 e il 1773, anche il farmacista e chimico svedese Carl Wilhelm Scheele (1742-1786) aveva ottenuto ossigeno riscaldando la calce rossa di mercurio e anche con altre procedure (fig. 9). La chiamava "aria ignea" per la sua capacità di bruciare altre sostanze, ma le sue opere non erano conosciute nel resto d'Europa, perché non le pubblicò fino al 1777.

Nel 1772, il chimico francese Antoine-Laurent Lavoisier (1743-1794) concluse che la combustione di elementi come fosforo e zolfo e la calcinazione dei metalli comportava la fissazione dell'aria. Scoprì anche che l'aria rilasciata nella combustione di zolfo e fosforo aveva proprietà acide quando veniva disciolta in acqua, per cui pensò che l'acidità doveva essere una conseguenza della fissazione dell'aria (fig. 10).

Nel 1775, Lavoisier riceve la visita di Priestley a Parigi, che spiega le esperienze che lo hanno portato ad ottenere un nuovo tipo di aria, da lui definito "aria deflogisticata". Nello stesso anno Lavoisier ripete le esperienze di Priestley, sia la calcinazione del mercurio che il riscaldamento della calce rossa del mercurio, ma interpreta la calcinazione del mercurio in modo molto diverso. Ritiene che il principio che viene combinato con i metalli durante la sua calcinazione e che provoca il suo aumento di peso non è altro che la parte più pura dell'aria. Presuppone che l'aria sia formata da una componente vitale (che alimentava la combustione e consentiva la respirazione degli esseri viventi, che in seguito chiamerà ossigeno) e una parte che non permetteva la vita (che ha chiamato *azoto*, che significa "senza vita").

Figura 8. (a sinistra)  
Joseph Priestley  
(1733-1804).  
Teologo, religioso,  
filosofo, educatore  
e chimico inglese,  
scopritore  
dell'ossigeno.

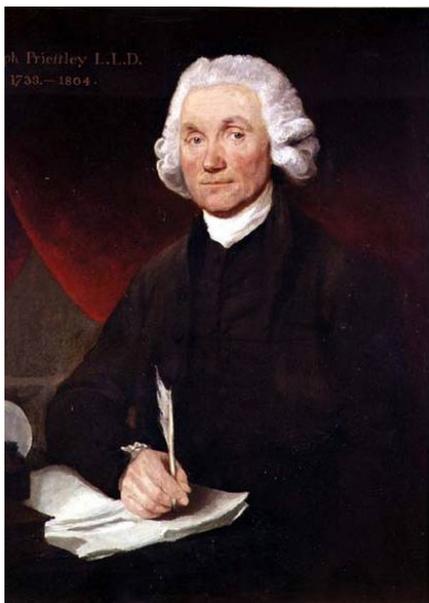


Figura 9. (a destra)  
Carl Wilhelm  
Scheele (1742-  
1786). Chimico  
e farmacista  
svedese, co-  
scopritore  
dell'ossigeno.



Figura 10. Antoine-Laurent Lavoisier e sua moglie Marie-Anne Pierrette Paulze nel dipinto di Jacques-Louis David del 1788.

**L'ossigeno  
e la nuova  
teoria della  
combustione di  
Lavoisier**

Per dimostrare che l'aria era formata da una miscela di aria vitale e azoto, tra il 1775 e il 1776, Lavoisier completa l'analisi e la sintesi dell'aria. In primo luogo, elimina l'ossigeno dall'aria riscaldando il mercurio, che dà luogo alla formazione di calce di mercurio (ossido di mercurio). Quindi, prende l'ossido di mercurio formato e lo riscalda per ottenere nuovamente l'ossigeno, e questo ossigeno lo aggiunge all'aria residua (azoto) che era rimasta nell'esperienza di riscaldamento del mercurio, ottenendo un'aria con le stesse proprietà dell'aria iniziale (fig. 11). Con queste esperienze dimostra che l'aria non è un elemento ma una miscela di almeno due gas, ossigeno e azoto.

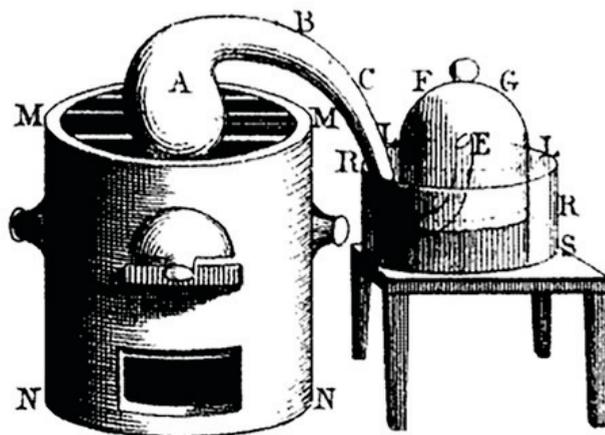


Figura 11. Calcinazione del mercurio nella descrizione pubblicata nel *Trattato elementare di chimica* di Lavoisier.

Nel 1777, Lavoisier presentò davanti all'Accademia delle Scienze di Parigi una memoria dove proponeva una "nuova teoria della combustione" che consentiva di spiegare in modo molto soddisfacente tutti i fenomeni della combustione, la calcinazione e persino quelli che accompagnano la respirazione degli animali, a seguito della combinazione con il componente più vitale dell'aria, che chiamò ossigeno (cioè generatore di acido), perché credeva che questo gas conferisse proprietà acide ai composti che si formavano, cioè era un principio di acidità. La teoria della combustione permetteva di spiegare tutti questi fenomeni senza dover supporre l'esistenza del flogisto in materiali combustibili o nei metalli.

Le esperienze di Lavoisier dimostrarono che l'ossigeno era un componente dell'aria, sebbene fossero state le esperienze di Priestley della stessa epoca e l'esperienza di Scheele di alcuni anni prima che portarono a ottenere e a caratterizzare questo gas prima di Lavoisier. Questi fatti hanno suscitato delle polemiche su chi ha davvero scoperto l'ossigeno. Rispondere a questa domanda ci porterebbe a filosofare su ciò che significa scoprire nella scienza. La verità è che il primo che ottenne l'ossigeno e che lo comunicò fu Priestley, ma il primo che interpretò correttamente l'esperienza e identificò l'ossigeno come componente dell'aria fu Lavoisier. E così facendo propose una teoria alternativa della combustione e della calcinazione che alla fine sostituì la teoria del flogisto e gettò le basi della chimica moderna.

**La sintesi e la scomposizione dell'acqua**

Nel 1781, Cavendish riprese la sua ricerca sull'aria infiammabile e scoprì che bruciare l'aria infiammabile produceva dell'acqua e che circa un quinto dell'aria scompariva. Interpretò questa reazione come una combinazione dell'aria infiammabile con l'aria deflogisticata che fa parte dell'aria. Nel 1783, Lavoisier ripeté l'esperienza in un modo più preciso, usando un gasometro, di fronte ai membri dell'Accademia delle Scienze, e dimostrò che un quinto dell'aria comune scompariva quando si combinava con l'aria infiammabile, ottenendo acqua come prodotto della reazione. Per questo motivo, chiamò idrogeno (generatore d'acqua) l'aria infiammabile. La sua interpretazione della reazione fu che l'aria infiammabile (idrogeno) si combinava con l'ossigeno presente nell'aria e formava l'acqua (fig. 12).

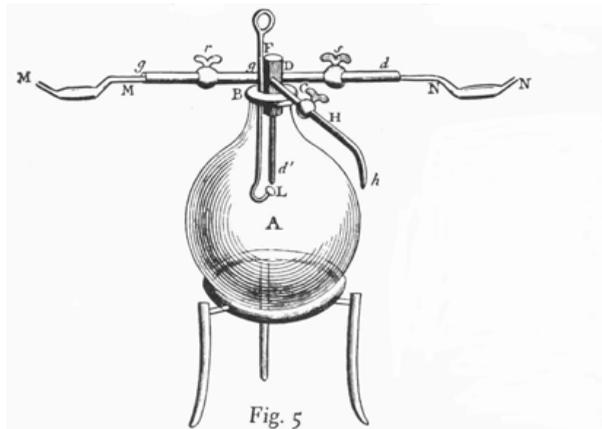


Figura 12. Apparato utilizzato da Lavoisier per la sintesi dell'acqua.

Una volta sintetizzata l'acqua, fu necessario dimostrare che era formata da idrogeno e ossigeno. La coincidenza dei risultati nell'analisi e nella sintesi era il metodo usato da Lavoisier per determinare con certezza la composizione di una sostanza. Lavoisier ottenne grandi quantità di aria infiammabile mettendo a contatto l'acqua con un ferro caldo. Nel 1785 realizzò le esperienze di sintesi e decomposizione dell'acqua su larga scala di fronte a una trentina di personalità tra cui spiccavano re Luigi XIV, un ministro e dodici membri dell'Accademia. Queste due esperienze confermarono in maniera definitiva che l'acqua non era un elemento, ma che era un composto costituito da idrogeno e ossigeno.

**Gli elementi chimici come sostanze che non possono essere scomposte in altre più semplici**

La conoscenza sempre maggiore della composizione delle sostanze permetteva e allo stesso tempo rendeva urgente di rinnovare la nomenclatura chimica utilizzata per designarle. Antoine Laurent Lavoisier intraprese questo lavoro accompagnato da altri tre chimici - Louis-Bernard Guyton de Morveau, Antoine Fourcroy e Claude Berthollet -, che portò alla pubblicazione del *Metodo della nomenclatura chimica* nel 1787. Due anni dopo, nel 1789, lo stesso in cui ha inizio la Rivoluzione francese, Lavoisier pubblica il *Trattato elementare di chimica*. Questo libro è sempre stato visto come il punto culminante della rivoluzione chimica del

XVIII secolo. Il titolo completo dell'opera dà l'idea della novità che voleva rappresentare: *Trattato elementare di chimica, presentato in un ordine nuovo e dopo le scoperte moderne*. La prima parte del trattato consiste in una presentazione delle nuove idee sulla chimica; la seconda è dedicato alla chimica dei sali e inizia con il famoso elenco delle sostanze semplici; la terza è dedicata alla presentazione degli strumenti e delle principali operazioni chimiche.

Sia nel *Metodo* che nel *Trattato*, Lavoisier ridefinisce il concetto di elemento come una sostanza semplice che non può essere scomposta in una più semplice. In questo modo, produce una tabella di 33 sostanze semplici, nelle quali include la luce e il calorico, alcuni dei nuovi gas - azoto, ossigeno, idrogeno - semplici sostanze acidificabili (come zolfo, fosforo e carbonio), i diciassette metalli conosciuti all'epoca e cinque terre; sebbene avverta che alcuni di loro sono provvisori, perché in futuro potrebbero essere decomposti. Ciò accadde con le cinque terre (calce, magnesite, barite, allumina e silice). Questa tabella è presentata per la prima volta nel *Metodo della nomenclatura chimica* e inclusa di nuovo nella seconda parte del *Trattato* (fig. 13).

Figura 13a.  
(a sinistra)  
Trattato  
elementare  
di chimica di  
Lavoisier, 1789.

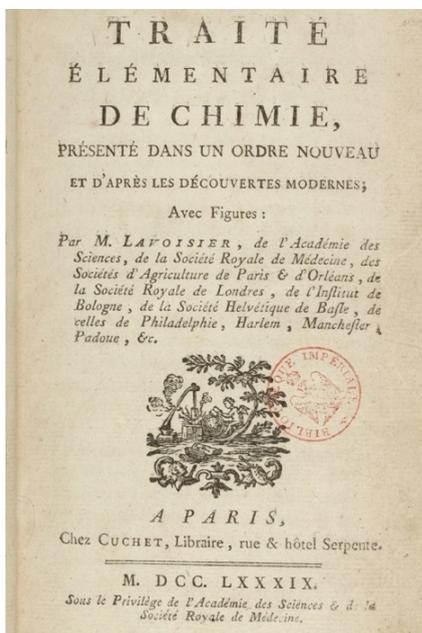


Figura 13b.  
(a destra)  
Tavola delle  
sostanze semplici  
di Lavoisier  
(1787, 1789).

PARTIE II, DES SUBSTANCES SIMPLES. 135

TABLEAU DES SUBSTANCES SIMPLES.

|   | NOMS NOUVEAUX.          | NOMS ANCIENS CORRESPONDANTS.           |
|---|-------------------------|--|
|   | Lumière.....            | Lumière.                               |
|   | Calorique.....          | Chaleur.                               |
|   |                         | Principe de la chaleur.                |
|   |                         | Fluido igné.                           |
| Substances simples qui appartiennent aux trois règnes, et qu'on peut regarder comme les éléments des corps. | Oxygène.....            | Feu.                                   |
|   |                         | Maître du feu et de la chaleur.        |
|   |                         | Air déphlogistiqué.                    |
|   |                         | Air empyréal.                          |
|   |                         | Air vital.                             |
|   |                         | Base de l'air vital.                   |
|   |                         | Gaz phlogistiqué.                      |
|   |                         | Moëtte.                                |
|   | Azote.....              | Base de la moëtte.                     |
|   |                         | Gaz inflammable.                       |
|   | Hydrogène.....          | Base du gaz inflammable.               |
|   | Soufre.....             | Soufre.                                |
| Substances simples, non métalliques, oxydables et acidifiables.   | Phosphore.....          | Phosphore.                             |
|   | Carbone.....            | Charbon pur.                           |
|   | Radical muriatique..... | Acide.                                 |
|   | Radical fluorique.....  | Acide.                                 |
|   | Radical boracique.....  | Acide.                                 |
|   | Antimoine.....          | Antimoine.                             |
|   | Argent.....             | Argent.                                |
|   | Arsenic.....            | Arsenic.                               |
|   | Bismuth.....            | Bismuth.                               |
|   | Cobalt.....             | Cobalt.                                |
|   | Cuivre.....             | Cuivre.                                |
|   | Étain.....              | Étain.                                 |
|   | Fer.....                | Fer.                                   |
| Substances simples, métalliques, oxydables et acidifiables.   | Manganèse.....          | Manganèse.                             |
|   | Mercury.....            | Mercury.                               |
|   | Molybdène.....          | Molybdène.                             |
|   | Nickel.....             | Nickel.                                |
|   | Or.....                 | Or.                                    |
|   | Platine.....            | Platine.                               |
|   | Plomb.....              | Plomb.                                 |
|   | Tungstène.....          | Tungstène.                             |
|   | Zinc.....               | Zinc.                                  |
|   | Chaux.....              | Terre calcaire, chaux.                 |
|   | Magnésie.....           | Magnésie, base de sel d'Epsom.         |
| Substances simples, salifiables, terreuses.   | Barite.....             | Barote, terre pesante.                 |
|   | Alumine.....            | Argile, terre de falun, base de Falun. |
|   | Silice.....             | Terre siliceuse, terre vitrifiable.    |

Con l'invenzione della pila elettrica nel 1799 da parte del fisico e chimico italiano Alessandro Volta (1745-1827), l'elettrolisi poté essere utilizzata come una nuova procedura di analisi che permetteva la scomposizione di sostanze che fino ad allora avevano resistito al calore o all'azione chimica. Il chimico inglese Humphry Davy (1778-1829) tra il 1807 e il 1810, con questo procedimento, isolò uno dopo l'altro il sodio, il potassio, lo stronzio, il boro, il calcio, il magnesio e verso il 1810 il cloro, lo iodio e il bromo.

**La teoria atomica di Dalton: gli elementi come sostanze semplici formate da atomi di ugual massa.**

Un problema che fu immediatamente sollevato era di chiarire se la composizione degli elementi che costituivano un composto fosse sempre la stessa o potesse dipendere dalle condizioni in cui era effettuata la reazione in cui era formato il composto, problema che portò a una controversia tra i chimici francesi Joseph Louis Proust (1754-1826), difensore delle proporzioni costanti, e Claude Louis Berthollet (1748-1822), che difendeva il contrario. I dati finirono per dar ragione a Proust, che permise di stabilire la *legge di proporzioni definite* o *costanti* di composti chimici, nota anche come la legge di Proust.

Nel 1808 il chimico inglese John Dalton (1766-1844) espose nella sua opera *New System of Chemical Philosophy* una teoria atomica della materia secondo la quale *gli elementi sono formati da atomi che hanno la stessa massa*; gli atomi di diversi elementi hanno masse diverse e le particelle dei composti sono formate da un numero fisso di atomi degli elementi che li compongono. Questa teoria spiega perfettamente perché le sostanze semplici non possono essere suddivise in altre più semplici e la legge delle proporzioni costanti di Proust, fornendo allo stesso tempo un modo per determinare i pesi atomici degli elementi. Ad esempio, se si determina che 8 g di ossigeno si combinano sempre con 1 g d'idrogeno e si suppone che la combinazione tra ossigeno e idrogeno abbia luogo tra atomo e atomo (consegue che la formula dell'acqua sarà HO, come propose Dalton (fig. 14) assumendo come ipotesi la regola della massima semplicità), si può dedurre che la massa di un atomo di ossigeno è 8 volte la massa di un atomo di idrogeno, ovvero che la massa atomica relativa ("peso atomico") dell'ossigeno è 8. Oggi sappiamo che la formula dell'acqua è  $H_2O$  e non HO e, quindi, lo stesso ragionamento ci porta a dedurre che la massa atomica relativa dell'ossigeno è 16.

Figura 14a.  
(a sinistra)

Il chimico inglese John Dalton (1766-1844), creatore della teoria atomica proposta nel *New System of Chemical Philosophy* (1808-10).

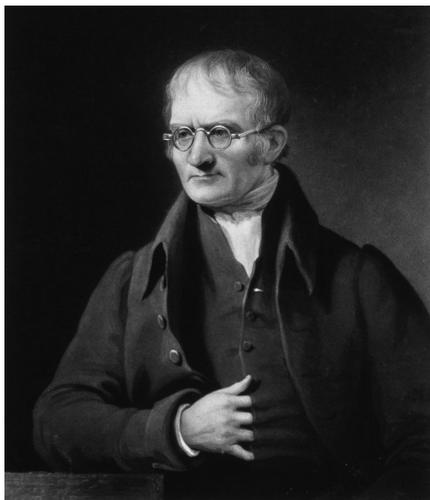


Figura 14b.  
(a destra)

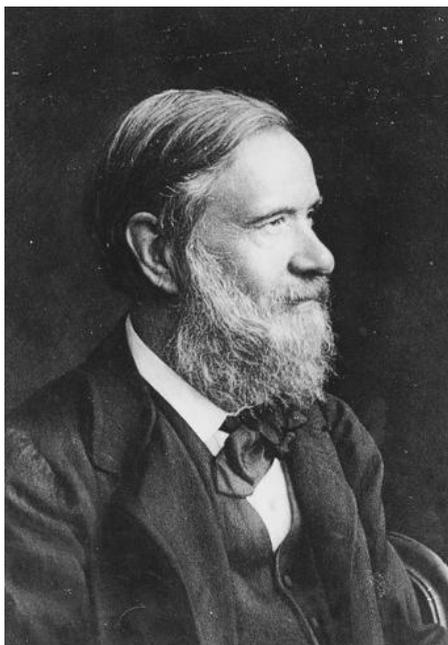
Simboli atomici usati da John Dalton e stima dei "pesi atomici".

| ELEMENTS |            |       |     |
|----------|------------|-------|-----|
|          | Hydrogen   | 1     | 46  |
|          | Azote      | 5     | 68  |
|          | Carbon     | 5 1/2 | 50  |
|          | Oxygen     | 7     | 56  |
|          | Phosphorus | 9     | 56  |
|          | Sulphur    | 13    | 90  |
|          | Magnesia   | 20    | 190 |
|          | Lime       | 24    | 190 |
|          | Soda       | 28    | 190 |
|          | Potash     | 42    | 167 |
|          | Strontian  |       | 46  |
|          | Barytes    |       | 68  |
|          | Iron       |       | 50  |
|          | Zinc       |       | 56  |
|          | Copper     |       | 56  |
|          | Lead       |       | 90  |
|          | Silver     |       | 190 |
|          | Gold       |       | 190 |
|          | Platina    |       | 190 |
|          | Mercury    |       | 167 |

**Elementi atomici o molecolari?**

Il problema che avevano i chimici dell'epoca di Dalton e dell'intera prima metà del XIX secolo e parte della seconda è che non c'era modo di sapere con certezza quali fossero le formule dei composti. Questo fatto causò grande confusione sia nelle formule che nelle tabelle dei pesi atomici degli elementi per più di cinquant'anni, al punto che nel 1835 il chimico francese Jean-Baptiste Dumas (1800-1884) disse: «Se potessi, cancellerei la parola atomo dalla scienza, convinto che vada oltre l'esperienza; e in chimica non si deve mai andare oltre l'esperienza».

Figura 15.  
Stanislao  
Cannizzaro  
(1826-1910),  
chimico italiano  
che risolse la  
confusione tra le  
masse molecolari  
e le masse  
atomiche degli  
elementi.



La situazione non fu chiarita fino al congresso internazionale di Karlsruhe del 1860, grazie alle proposte del chimico italiano Stanislao Cannizzaro (1826-1910), in figura 15, che recuperò l'ipotesi del fisico e chimico italiano Amedeo Avogadro (1776-1856) sulla proporzionalità tra il volume dei gas e il numero di molecole che conteneva. Questa proporzionalità permetteva di determinare la massa molecolare relativa dei gas dalle misure della densità, e in questo modo si concluse che sia l'idrogeno che l'ossigeno erano molecolari ( $H_2$ ,  $O_2$ ) e che la formula dell'acqua era  $H_2O$ . Pertanto, si stabilì che gli elementi (sostanze semplici) potevano essere atomici, come nel caso dei metalli, ma anche molecolari come nel caso di molti elementi non metallici.

**I pesi atomici, criterio per ordinare gli elementi e base della periodicità delle loro proprietà**

Nel diciannovesimo secolo, la scoperta di un numero sempre maggiore di elementi evidenziò la necessità di pensare a una sorta di classificazione. Alcuni chimici scelsero di raggruppare gli elementi (sostanze elementari) secondo proprietà simili e cercarono se ci fosse qualche relazione tra i loro pesi atomici; altri, come il chimico tedesco Julius Lothar Meyer (1830-1895) e il chimico russo Dimitri Mendeléeiev (1834-1907), tentarono di classificarli per pesi atomici e scoprirono che le loro proprietà variavano periodicamente (fig. 16). La *legge periodica* enunciata da Mendeléeiev stabilì che le proprietà delle *sostanze e dei composti elementari* dipendono da una funzione periodica dei pesi atomici degli elementi che li compongono.

**Corpo semplice e elemento, due concetti differenti**

Mendeléeiev si sforza di spiegare la differenza tra i termini *corpo semplice ed elemento* all'inizio dell'articolo in cui afferma la legge periodica: all'espressione di "corpo semplice" corrisponde l'idea di molecola [...]. È necessario riservare tuttavia il nome di elemento per caratterizzare le particelle materiali che formano i corpi semplici e i composti e che determinano il modo in cui si comportano dal punto di vista fisico e chimico. La parola "elemento" evoca l'idea di "atomo".

Notiamo come Mendeléeiev non accetta definitivamente la reale esistenza degli atomi. In ogni caso, la distinzione tra sostanza semplice e composta, che era l'asse principale del sistema di Lavoisier, passa in secondo piano. L'elemento è l'unico principio esplicativo, un concetto che non ha un'esistenza fenomenologica, poiché rimane nascosto nei corpi semplici e composti, ma viene scambiato e conservato nelle reazioni chimiche.

Figura 16a.  
(a sinistra)  
Dimitri  
Mendelèiev  
(1834-1907).

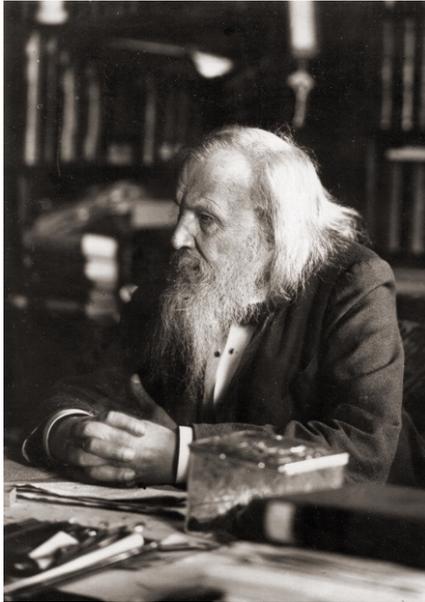


Figura 16b.  
(a destra)  
Julius Lothar  
Meyer  
(1830-1895).



**La legge periodica e la tavola periodica degli elementi**

Meyer e Mendelèiev rappresentavano la periodicità degli elementi per mezzo di una tavola periodica, cioè una rappresentazione bidimensionale con colonne e righe. Nelle tabelle moderne le colonne mostrano i gruppi di elementi con proprietà simili e le righe mostrano gli elementi che appartengono allo stesso *periodo*. La lunghezza variabile dei periodi (2, 8, 8, 18, 18 ...) e la natura approssimativa della ripetizione delle proprietà portarono al fatto che alcuni chimici non fossero del tutto d'accordo sul fatto che la periodicità chimica potesse essere considerata una legge. Altri chimici sostenevano che, sebbene non fosse regolare come la maggior parte delle leggi fisiche, potesse essere considerata un tipico esempio di legge chimica, più complessa e più generale delle leggi fisiche. In ogni caso, la legge periodica trasformò la tavola di Mendelèiev in un vero modello scientifico che permise di fare previsioni sulle proprietà di elementi che non erano stati ancora scoperti.

La scoperta dei cinque gas nobili tra il 1869 e il 1898 costituì un autentico problema per la tavola periodica fino a quando non fu deciso di creare un nuovo gruppo (tra alogeni e alcalini) per inserirli. Il problema che seguì intervenne con la conoscenza della struttura interna degli atomi.

**Il numero atomico: un nuovo criterio per definire gli elementi chimici**

Dopo la scoperta del nucleo atomico da parte di Ernest Rutherford nel 1911, l'avvocato e fisico olandese Antonius Van den Broek (1870-1926) fu il primo a proporre che il numero d'ordine di ciascun elemento della tavola periodica fosse uguale alla sua carica nucleare e nel suggerire che l'ordinamento degli elementi chimici nella tavola periodica doveva essere fatto sulla base di questo valore e non sulla massa atomica. Nel 1913 il fisico inglese Frederick Soddy (1877-1956) indicò che le idee di Van den Broek consentivano di spiegare le leggi dello spostamento radioattivo, e nello stesso anno il fisico britannico Henry Moseley (1887-1915) studiò lo spettro dei raggi X degli atomi e scoprì che c'era una relazione lineare tra il numero d'ordine degli elementi della tavola periodica e la radice

quadrata della lunghezza d'onda di questi raggi, confermando così l'ipotesi di Van den Broek. Moseley chiamò il numero atomico numero d'ordine. Rutherford accettò quindi l'ipotesi di Van der Broek e ipotizzò che il nucleo potesse essere formato da particelle positive.

Nello stesso anno 1913 Frederick Soddy, lavorando con elementi radioattivi, scoprì che potevano avere più di un peso atomico e formulò il concetto di isotopo per designare atomi con lo stesso numero atomico ma massa diversa. Li chiamò così per indicare che erano elementi che occupavano lo stesso posto (*topos*) nella tavola periodica, nonostante avessero massa atomica diversa. Le basi della legge periodica degli elementi formulati da Mendeléiev rimanevano intatte a condizione di cambiare i “pesi atomici” con i “numeri atomici”, ma il concetto di elemento chimico risultava modificato, poiché non si riferiva più a un singolo tipo di atomi per significare *un insieme di atomi o ioni di diversa massa che hanno lo stesso numero atomico*.

Sulla base delle proposte del chimico britannico di origine austriaca Friedrich Adolf Paneth (1887-1958), la IUPAC modificò nel 1923 la proprietà caratteristica dell'elemento da peso atomico a numero atomico. D'altra parte, la conoscenza della struttura interna dell'atomo e della sua struttura elettronica ha permesso di spiegare la regolarità e la periodicità delle proprietà fisiche e chimiche degli elementi in funzione della loro struttura elettronica, favorendo il passaggio dalla “tabella chimica” di Mendeléiev all'attuale “tabella fisica”.

**La definizione attuale di elemento chimico**

Come conseguenza dell'evoluzione storica del concetto di elemento chimico, questo termine è attualmente usato con un doppio significato, che si manifesta nella definizione della IUPAC (*Gold Book*) di *elemento chimico*:

1. Una classe di atomi; tutti gli atomi hanno lo stesso numero di protoni nel nucleo atomico
2. Una sostanza chimica pura è composta da atomi con lo stesso numero di protoni nel nucleo atomico. A volte, questo concetto viene chiamato *sostanza elementare*, diversa dall'elemento chimico definito al punto 1, ma generalmente il termine elemento viene utilizzato per entrambi i concetti.

**Elemento chimico e sostanza elementare**

La prima definizione ha un significato submicroscopico e generico, poiché parla di una classe di atomi. La seconda definizione ha un carattere macroscopico poiché si riferisce a un tipo di sostanza chimica, ma allo stesso tempo di natura submicroscopica perché si riferisce alla costituzione submicroscopica di queste sostanze. Inoltre, la definizione stabilisce una differenziazione tra il significato dei termini *elemento chimico* e *sostanza elementare*, anche se finisce per dire che il termine *elemento chimico* viene utilizzato per i due concetti, riconoscendo così il carattere polisemico con cui questo termine è utilizzato attualmente.

**L'insegnamento dei concetti di elemento chimico e di sostanza elementare e della tavola periodica nell'educazione secondaria**

Nell'insegnare il concetto di elemento chimico è essenziale distinguere tra i due significati riconosciuti nella definizione della IUPAC: elemento come classe di atomi ed elemento come “sostanza elementare”. Questa differenziazione implica anche la necessità di differenziare due tipi di tavola periodica: quella delle sostanze elementari (con l'indicazione delle proprietà delle sostanze elementari) e quella degli atomi (con l'indicazione delle proprietà atomiche e la configurazione elettronica degli atomi). Molte delle difficoltà di apprendimento del concetto

di elemento chimico e del significato della tavola periodica sono attribuite alla mancanza di differenziazione di questi due concetti.

D'altra parte, molti ricercatori in didattica della chimica criticano la mancanza di una prospettiva storica nell'insegnamento del concetto di elemento chimico e di tavola periodica nei libri di testo e nei corsi e propongono un approccio didattico di tipo storico. La celebrazione dell'anno internazionale della tavola periodica degli elementi ha spinto alla pubblicazione di un gran numero di articoli sugli elementi chimici, sullo sviluppo della tavola periodica e sulle risorse didattiche per l'apprendimento. Questo articolo propone un breve percorso storico sull'evoluzione del concetto di elemento chimico a scopi divulgativi, ma vuole anche richiamare l'attenzione sull'importanza di tenere conto della dimensione storica dei concetti chimici nell'insegnamento della chimica.

## Bibliografia

- [1] B. BENSUADE-VINCENT, Lavoisier, una revolución, in *Historia de las ciencias*, M. Serres (a cura di), Ediciones Cátedra, Madrid, 1988.
- [2] B. BENSUADE-VINCENT, Mendeleiev: historia de un descubrimiento, in *Historia de las ciencias*, M. Serres (a cura di), Ediciones Cátedra, Madrid, 1988.
- [3] B. BENSUADE-VINCENT, I. STENGERS, *Historia de la química*, Addison-Wesley/Universidad Autónoma de Madrid, 1997.
- [4] M. BERETTA, El segundo infortunio de Lavoisier. Ascensión y caída del mito de la revolución química, *Métode*, **69**, 65 (1995); versione online: [tinyurl.com/y6xx25gj](https://tinyurl.com/y6xx25gj) (ultimo accesso: 26/07/2020).
- [5] J. R. BERTOMEU SÁNCHEZ, El sistema periòdic i la pedagogia química del segle XIX: La creativitat collectiva de les aules de ciències, *Educació Química EduQ*, **25**, 21 (2019); versione online: [tinyurl.com/y62muzu4](https://tinyurl.com/y62muzu4) (ultimo accesso: 26/07/2020).
- [6] J. R. BERTOMEU SÁNCHEZ, A. GARCÍA BELMAR, *La revolución química. Entre la historia y la memoria*, Publicacions Universitat de València, Valencia, 2006.
- [7] N. W. BEST, Principios, elementos y sustancias. La influencia de la filosofía en la revolución química, *Métode*, **69**, 51 (2011); versione online: [tinyurl.com/y62ghyy5](https://tinyurl.com/y62ghyy5) (ultimo accesso: 26/07/2020).
- [8] W. H. BROOK, 1992, *Historia de la química*, Madrid, Alianza Editorial.
- [9] A. CAAMAÑO ROS, F. GUITART I MAS, P. GRAPÍ I VILUMARA, L'ensenyament del concepte d'element químic i de la taula periòdica a l'educació secundària, *Educació Química EduQ*, **25**, 32 (2019); versione online: [tinyurl.com/y2mwdrb5](https://tinyurl.com/y2mwdrb5) (ultimo accesso: 26/07/2020).
- [10] M. CIARDI, *Il segreto degli elementi. Mendeleev e l'invenzione del Sistema periodico*, Hoepli, Milano, 2019. [NdT]
- [11] M. FERNÁNDEZ, Elementos frente a átomos, *Alambique*, **21**, 59 (1999); ePub: [tinyurl.com/y4zdl2pt](https://tinyurl.com/y4zdl2pt) (ultimo accesso: 26/07/2020).
- [12] P. GRAPÍ I VILUMARA, Dels "aires" als gasos. Una aproximació històrica al procés de conceptualització de l'estat gasós, *Educació Química EduQ*, **11**, 4 (2012); versione online: [tinyurl.com/yxmx5aw](https://tinyurl.com/yxmx5aw) (ultimo accesso: 26/07/2020).
- [13] P. GRAPÍ I VILUMARA, De com els químics varen començar a parlar d'àtoms: el corpuscularisme de la química del segle XVIII com a preludi de l'atomisme químic de Dalton, *Educació Química EduQ*, **19**, 10 (2014); versione online: [tinyurl.com/y5a54axe](https://tinyurl.com/y5a54axe) (ultimo accesso: 26/07/2020).
- [14] F. GUITART I MAS, P. GRAPÍ I VILUMARA, A. CAAMAÑO ROS, Monografia: Any Internacional de la Taula Periòdica dels Elements Químics, 2019, *Educació Química EduQ*, **25** (2019); versione online: [tinyurl.com/y3mksngx](https://tinyurl.com/y3mksngx) (ultimo accesso: 26/07/2020).
- [15] H. M. LEICESTER, *Panorama histórico de la química*, Editorial Alhambra, Madrid, 1967.
- [16] P. LEVI, *Il sistema periodico*, Einaudi (ET Scrittori), Torino, 2014. [NdT]

- [17] D. I. MENDELÉIEV, *La relació entre les propietats dels elements i llur pes atòmic*, Societat Catalana de Química (Clàssics de la Química, 2), 2a ed., Barcelona, 2019.
- [18] I. PELLÓN GONZÁLEZ, *Un químico ilustrado. Lavoisier*, Nivola (Científicos para la Historia, 11), Madrid, 2002.
- [19] I. PELLÓN GONZÁLEZ, *El hombre que pesó los átomos, Dalton*, Nivola (Científicos para la Historia, 15), Madrid, 2013.
- [20] P. ROMÁN POLO, *El profeta del orden químico. Mendeléiev*, Nivola (Científicos para la Historia, 9), Madrid, 2002.
- [21] P. ROMÁN POLO, La evolución de la tabla periódica de los elementos químicos desde 1869 hasta hoy, *Educació Química EduQ*, 25, 11 (2019); versione online: [tinyurl.com/y2f6rmmz](http://tinyurl.com/y2f6rmmz) (ultimo accesso: 26/07/2020).
- [22] E. SCERRI, *La tabla periódica: una breve introducción*, Alianza, Madrid, 2013.
- [23] P. STRATHERN, *El sueño de Mendeléiev. De la Alquimia a la Química*, Siglo XXI de España Editores, Madrid, 2000.

## Associazione per l'Insegnamento della Fisica



premio

### ANTONELLA BASTAI PRAT

per una ricerca in didattica della fisica svolta nella scuola

L'AIF, per onorare la memoria di Antonella Bastai Prat, che si dedicò con grande passione a migliorare e rivalutare l'insegnamento della fisica, desidera dare continuità al premio e con il contributo della famiglia Prat bandisce per l'anno scolastico 2019-2020 il *Premio Antonella Bastai Prat* per un'attività didattica svolta nelle scuole italiane di ogni ordine e grado con caratteristiche innovative e di ricerca, per contribuire al miglioramento dell'apprendimento scientifico dei giovani ed accrescere la padronanza dell'azione didattica da parte dell'insegnante sulla fisica.

L'importo del premio è fissato in 1000 (mille) Euro.

Scarica il BANDO del premio con tutte le informazioni dal sito dell'AIF nella sezione notizie [www.aif.it/notizie/](http://www.aif.it/notizie/). Anche le informazioni sulla premiazione saranno pubblicate nella stessa pagina.