



## Le idee della chimica

La chimica studia la composizione, la struttura e i processi di trasformazione della materia. Tutta la natura che ci circonda, dall'aria all'acqua, dai minerali agli esseri viventi, è il risultato di reazioni chimiche. Le piante e gli animali vivono e si riproducono per una serie continua di trasformazioni chimiche. Il corpo umano è un meraviglioso laboratorio chimico in cui avvengono in ogni istante milioni di complesse reazioni, che trasformano gli alimenti nei tessuti e producono l'energia necessaria alla vita. Tutti gli oggetti che fanno parte della nostra vita quotidiana, i metalli, i carburanti, le materie plastiche, gli insetticidi, i detersivi, i farmaci, i materiali da costruzione, le colle, i coloranti, i cosmetici, i prodotti fotografici, eccetera, sono il risultato dell'attività della chimica moderna.

1. La chimica è una scienza *interdisciplinare*. Il contributo della chimica alle altre scienze spazia dalla fisica, alla biologia, alla geologia, alla farmacologia, alla medicina, all'agricoltura, perfino all'astrofisica e alla conservazione delle opere d'arte.

2. Un aspetto fondamentale della chimica, che la differenzia dalle altre scienze, è la sua *capacità creativa*, che le consente di creare prodotti nuovi che la natura non è capace di produrre da sola. Mentre gli animali e le piante sopravvivono solo adattandosi all'ambiente naturale in cui si trovano, l'uomo riesce, con l'aiuto della chimica, ad adattare la natura alle sue necessità.



## *Grandi rivoluzioni nella storia della chimica*

1. I concetti di atomo e di molecola
2. La scoperta dell'elettrone
3. La meccanica quantistica e la teoria del legame chimico

## *La preistoria della chimica*

4000–3000 a.C. – Età del bronzo.

3000–1500 a.C. – Età del rame.

1500 a.C. – Età del ferro

VI–IV Secolo a.C. – Sviluppo della filosofia naturale in Grecia: Talete, Anassimene, Eraclito, Empedocle propongono che l'acqua, il fuoco, l'aria e la terra siano i costituenti fondamentali della Terra.

450–380 a.C. – Leucippo e Democrito pensano che i costituenti primi della materia siano particelle piccolissime, gli atomi.

382–322 a.C. – Aristotele accetta l'idea che alla base dell'universo ci siano i quattro elementi e aggiunge l'etere, gas impalpabile e incorruttibile, fondamento del firmamento.

341–270 a.C. – Epicuro, seguace della dottrina di Democrito, ripropone la teoria atomistica.

322 a.C. – Dopo la morte di Alessandro Magno si verifica l'incontro tra la filosofia greca e la prassi chimico-alchimistica della civiltà egiziana. I primi testi di alchimia in greco risalgono alla fine del III secolo d.C.

## *Alchimia*





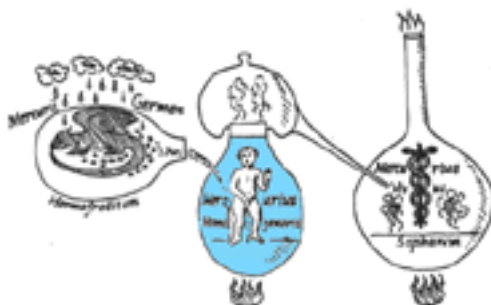
La parola “Alchimia” è incerta; l’etimologia viene forse da Al (“il” in arabo) e Kimia (la terra del “Kamel” (il cammello), cioè l’odierno Egitto; altri ritengono invece che “Alchimia” possa derivare dal vocabolo greco “chyma” (scioglimento-fusione). Nell’antico Egitto era considerato padre dell’Alchimia Ermete Trimegisto (Re tre volte Grande), spesso identificato con una divinità che possiede la conoscenza di tutte le arti e le scienze sacre e segrete della mummificazione dei corpi.

*Alchimia araba (VII – XI secolo d. C.)*

Profondamente influenzata dalla tradizione greca, attraverso la cultura alessandrina, si sviluppa per i contatti con la *chymèya* egiziana e persiana. Gli alchimisti arabi credono nella trasmutazione dei metalli in oro attraverso una polvere chiamata al-iksir (elisir). Gli alchimisti arabi adottano la teoria aristotelica degli elementi arricchendola con l’idea che i metalli sarebbero composti di particolari tipi di mercurio e zolfo.

*Alchimia europea (XII – XV secolo)*

L’alchimia europea deriva da quella araba con cui viene a contatto dopo le Crociate. Nel XII e XIII secolo, specialmente in Francia, nasce intorno alla trasmutazione dell’oro un alone di magia e di mistero. Noti alchimisti di questo periodo sono: Alberto Magno (1200–1280), Ruggero Bacone (1214–1292), Arnaldo da Villanova (≈1235–1311), Raimondo Lullo (1235–1315), Rodolfo II di Praga.





L'alchimia non era una vera e propria scienza, poiché in essa si sovrapponevano a procedimenti empirici, tramandati in segreto in cerchie ristrette di proseliti, pratiche religiose e magiche, perfino l'astrologia e la cabala. Il sogno degli alchimisti era di trovare la *pietra filosofale* o *quinta essenza* che, secondo la tradizione magica, poteva trasformare i metalli vili come il piombo, nel metallo nobile per eccellenza, l'oro.

Solo nel Seicento prima e poi più rapidamente nel Settecento, l'alchimia si liberò dalle pastoie dei riti magici ed esoterici per avviarsi a diventare una vera e propria scienza, con lo sviluppo delle due tecniche fondamentali per lo studio della materia: l'analisi e la sintesi.

*Dal XVI al XVII secolo. Dalla iatrochimica  
alla nascita della chimica moderna*

Nel corso del XVI secolo si sviluppa all'interno dell'alchimia la necessità di ottenere autentici risultati scientifici invece di continuare con la prosecuzione di pratiche esoteriche e mistificatorie, in contrasto con la nascente mentalità scientifica. Mentre nascono società segrete come quella dei Fratelli della Rosacroce, si afferma la chimica medica (iatrochimica) nella quale le conoscenze degli alchimisti vengono utilizzate per la pratica medica.



*Paracelso  
(1493-1541)*

1493-1541. Theophrastus Bombastus von Hohenheim, noto in Italia come Paracelso, sostiene l'efficacia dei minerali e dei composti chimici per la



cura delle malattie. Cerca di separare la “quinta essenza”, il principio attivo attraverso processi di purificazione.

1556. Viene pubblicato il primo trattato completo di metallurgia del medico tedesco Georg Bauer (Agricola).

### *La nascita degli atomi e delle molecole*



*Pierre Gassendi*  
(1592 – 1655)



*René Descartes*  
(1596 – 1650)



*Isaac Newton*  
(1642 – 1727)



*Mikhail Lomonosov*  
(1711 – 1765)

I filosofi greci si era posti per primi il problema di fino a che punto la materia fosse divisibile in parti sempre più piccole. sempre più piccole. Per Aristotele, il più importante dei filosofi greci, la materia era un continuo,



divisibile all'infinito, composto dai quattro elementi, aria, fuoco, terra e acqua e dall'etere, che, a seconda delle proporzioni con cui erano mescolati, caratterizzavano la natura delle diverse sostanze. Altri filosofi come Leucippo, Democrito ed Epicuro credevano invece che esistesse una particella ultima, l'*atomo*, non ulteriormente divisibile. A causa dell'importanza della filosofia di Aristotele, l'ipotesi atomica fu completamente ignorata per tutto il Medioevo.

Solo grazie alla diffusione della tesi atomistica di Epicuro, dovuta in buona parte al filosofo francese Gassendi al principio del XVII secolo, l'ipotesi atomica cominciò lentamente a farsi strada e, ereditata da Descartes, da Newton, da Boyle, da Lomonosov e da Eulero, trovò prima in Dalton e poi in Avogadro gli artefici di una rivoluzione concettuale che si concluse con il sistema periodico degli elementi di Mendeleev e con la teoria molecolare di Cannizzaro.



1567. Andreas Libavius pubblica il suo trattato di Alchimia con le prime informazioni su molti composti chimici come l'acido cloridrico, l'acqua regia, il solfato di ammonio, ecc.



Jan Baptiste Van Helmont  
(1579 – 1644)

1604. Il monaco benedettino Basilio Valentino pubblica *Il Carro Trionfale dell'Antimonio* che contiene una sintesi di tutto il sapere chimico del tempo.

1648. Il medico fiammingo Jan Baptiste van Helmont elabora la sua teoria dell'Archaeus, principio vitale della realtà. Dimostra con l'uso della bilancia che tutti gli esseri viventi sono fatti di acqua! van Helmont identificò due gas, "l'aria infiammabile", che poi fu scoperto essere l'idrogeno, e "l'aria silvestre" (l'anidride carbonica).

Il chimico inglese Robert Boyle fu il primo ad approfondire il concetto di elemento chimico creando i fondamenti della chimica moderna.

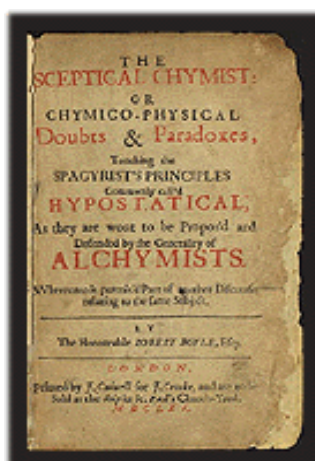


Robert Boyle  
(1627 – 1691)



Dallo studio accurato delle opere di Aristotele e Paracelso, Boyle dimostrò come gli elementi dei filosofi greci (terra, aria, fuoco e acqua) o degli alchimisti (sale, zolfo e mercurio) non fossero in grado di spiegare i fatti sperimentali noti. Sulla base di accurati e scrupolosi esperimenti rilanciò la teoria corpuscolare della chimica. Nel 1661 pubblicò la sua famosa opera *The sceptical Chemist*, scritta sotto forma di dialogo tra il filosofo Carneade, atomista convinto, Themistius filosofo peripatetico e difensore dell'aristotelismo, Philoponus seguace di Paracelso e Eleutherius moderatore della discussione. Il Chimico scettico di Boyle mostrò per la prima volta che i composti chimici erano i mattoni della chimica sperimentale.

Boyle studiò il comportamento dei gas e dimostrò che l'aria ha un peso e che la sua presenza è indispensabile nei processi di combustione e di calcinazione.



Frontespizio della prima edizione dell'alchimista scettico (1661) di Boyle





*Trattato dell'Antimonio  
di Nicolas Lémery*



*Nicolas Lémery  
(1645 – 1715)*

1675. Nicolas Lémery pubblica il suo corso di chimica. Nel libro la concezione di atomi che reagiscono viene utilizzata per spiegare le proprietà dei composti chimici.



*George Ernst Stahl  
(1660-1734)*

Nella seconda metà del XVII secolo nasce la teoria del Flogisto che si diffuse nel XVIII secolo e dominò la chimica per più di cento anni. Il flogisto era una sostanza eterea che dava leggerezza ai corpi perché tendeva ad andare verso l'alto. Il grande sostenitore della teoria del flogisto fu il chimico e medico tedesco G. E. Stahl che, per interpretare la combustione, sostenne che tutte



le sostanze infiammabili contenessero flogisto, dal greco “fuoco”. Secondo questa teoria, che trovò ampia diffusione, quando i materiali bruciano cedono flogisto all’aria.

### *Grandi chimici del Settecento*



*Karl Wilhelm*  
(1742 – 1786)



*Sceele Joseph Louis Proust*  
(1754 – 1826)

C.W. Scheele, chimico svedese, scoprì un gran numero di composti chimici inorganici, tra cui l’ossigeno, il cloro, l’acido cianidrico e molti organici come l’acido tartarico, l’acido lattico, quelli urico e ossalico e la glicerina.

Joseph Louis Proust, chimico francese, dimostrò nel 1808 che le quantità relative degli elementi costituenti un composto chimico sono invarianti (legge delle proporzioni definite).



## Il contributo di Lavoisier alla chimica moderna



Antoine Laurent Lavoisier  
(1743 – 1794)

Chimico, naturalista, agronomo, economista ed esattore delle imposte, Lavoisier è considerato il padre della chimica moderna. Nel 1787, assieme a Berthollet, Fourcroy e Guyton de Morveau, pubblicò la *Méthode de nomenclature chimique*, che riformò il linguaggio della chimica. Nel 1789 pubblicò il *Traité élémentaire de chimie*, un classico della chimica. Nel *Traité* compaiono tutte le scoperte importanti di Lavoisier: la teoria dell'ossigeno, la teoria degli elementi e dei composti, la legge di conservazione di massa, la teoria della combustione e la riforma della nomenclatura chimica. Creò la prima rivista di chimica specializzata, le "Annales de chimie".

Membro dell'Académie des Sciences, deputato della nobiltà di Blois nella regione di Orléans e, tra altri numerosi incarichi, commissario alle polveri da sparo, venne arrestato nel novembre 1793, come membro della "Ferme générale". L'8 maggio 1794 fu ghigliottinato. Lavoisier chiarì la natura delle basi, degli acidi e dei sali, introdusse in chimica l'uso sistematico di metodi quantitativi, diede nome all'ossigeno e dimostrò per sintesi che l'acqua è composta di idrogeno e ossigeno.



## Grandi chimici del 1800



*Joseph Louis Gay Lussac*  
(1778 – 1829)



*Humphry Davy*  
(1778 – 1850)

Nel 1808 Louis Gay Lussac, partendo dai risultati sulla combinazione di molti gas come quella dell'idrogeno e ossigeno per formare acqua, enunciò la legge dei volumi secondo la quale la combinazione di sostanze allo stato gassoso ha luogo sempre con rapporti numerici semplici.

Nel 1807 Davy avanzò per primo l'ipotesi che l'affinità chimica si determinata da forze di natura elettrica. Le sue ricerche diedero origine alla teoria idrogenica degli acidi.



*Jean Baptiste Dumas*  
(1800 – 1884)



*Michael Faraday*  
(1791 – 1867)

Dumas fu uno dei padri della teoria dei radicali che diventò rapidamente, per le sue ricerche e per quelle di Auguste Laurent, uno dei pilastri



fondamentali dello sviluppo di una teoria dei composti organici. Dumas si oppose violentemente alla teoria atomica di Avogadro.

La legge di Faraday sull'elettrolisi stabilisce che la stessa quantità di elettricità è necessaria per decomporre quantità equivalenti di elettroliti diversi. Nel 1825 Faraday scoprì il benzene  $C_6H_6$ .

### *Atomi e molecole*



*John Dalton*  
(1766-1844)

Dalton, chimico e fisico inglese, è considerato uno dei padri della chimica moderna. Studiando le proprietà dei gas formulò la prima vera teoria atomica.

1808 – 1827. Pubblicazione del *New System of Chemical Philosophy*. Si interessò anche della visione dei colori (Daltonismo) e di meteorologia e pubblicò anche la prima tabella di pesi atomici.



*Jöns Jacob Berzelius*  
(1779-1848)



Il chimico svedese Berzelius mostrò che un atomo di un elemento si può combinare con un numero variabile di altri atomi. Nel 1826 pubblicò una prima tabella di pesi atomici di 45 elementi.



*Amedeo Avogadro*  
(1776 – 1856).

Introdusse per primo la distinzione tra atomo e molecola. Introdusse nel 1811 la legge che porta il suo nome: volumi eguali di gas nelle stesse condizioni di temperatura e pressione contengono lo stesso numero di molecole.



*Stanislao Cannizzaro*  
(1826-1910)

Cannizzaro, in un famoso congresso a Karlsruhe in Germania nel 1860, convinse i chimici più scettici della validità delle idee di Avogadro.



## *Tabella periodica degli elementi*

1829. Johann Wolfgang Döbereiner definì le triadi (calcio, stronzio e bario; cloro bromo e iodio, ecc.).

1862 – 63. Béguier de Chancourtois sistemò gli elementi in ordine di peso atomico su una spirale.

1864. John Alexander Reina Newland riorganizzò gli elementi in gruppi di otto, secondo il peso atomico.



*Dmitrij Ivanovic Mendeléeev*  
(1834 - 1907)

Dmitrij Ivanovic Mendeléeev nel periodo 1869-71, sistemò in maniera definitiva le proprietà e le caratteristiche degli elementi chimici, costruendo la tabella periodica degli elementi che organizzò in funzione del volume atomico e della valenza. Nella tabella lasciò tre posti liberi prevedendo che tre nuovi elementi sarebbero stati scoperti e che chiamò *eka-boro*, *eka-alluminio* e *eka-silicio*. (eka in sanscrito significa “il prossimo”).

Di questi tre elementi, che sono oggi lo *Scandio*, il *Gallio* e il *Germanio*, predisse molte proprietà chimiche. L’eka-Alluminio fu poi scoperto nel 1875 dal chimico francese Lecoq de Boisbaudran che gli diede il nome di gallio.

L’eka-Boro fu scoperto nel 1879 dallo svedese Nilson che lo chiamò Scandio e l’eka-silicio nel 1886 dal tedesco Winkler che lo chiamò Germanio.



TABELLE II

NUMERO	GRUPPE I. R10	GRUPPE II. R0	GRUPPE III. R103	GRUPPE IV. RH4 R02	GRUPPE V. RH5 R105	GRUPPE VI. RH2 R03	GRUPPE VII. RH R107	GRUPPE VIII. R04
1								
2	Li = 7	Be = 9,4	B = 11	C = 12	N = 14	O = 16	F = 19	
3	Na = 23	Mg = 24	Al = 27,3	Si = 28	P = 31	S = 32	Cl = 35,5	
4	K = 39	Ca = 40	-- = 44	Ti = 48	V = 51	Cr = 52	Mn = 55	Fe = 56, Co = 59, Ni = 59, Cu = 63,
5	(Cu = 63)	Zn = 65	-- = 68	-- = 72	As = 75	Se = 78	Br = 80	
6	Rb = 85	Sr = 87	Yt = 88	Zr = 90	Nb = 94	Mo = 96	-- = 100	Ru = 104, Rh = 104, Pd = 106, Ag = 108
7	(Ag = 108)	Cd = 112	In = 113	Sn = 118	Sb = 122	Te = 125	I = 127	
8	Cs = 133	Ba = 137	Zn = 138	Pb = 140	--	--	--	
9	(--)	--	--	--	--	--	--	
10	--	--	Re = 178	Pb = 180	Ta = 182	W = 184	--	Os = 195, Ir = 197, Pt = 198, Au = 198
11	(Au = 199)	Hg = 200	Tl = 204	Pb = 207	Bi = 208	--	--	
12	--	--	--	Th = 231	--	U = 240	--	

Tabella originale di Mendeléeu del 1872

Tabella periodica degli elementi

Gruppo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Periodo 1	1																	2
2	H																	He
3	Li	Be																Ne
4	Na	Mg																Ar
5	K	Ca																Kr
6	Rb	Sr																Xe
7	Cs	Ba																Rn
8	Fr	Ra																
*Lantanoidi																		
**Attinoidi																		

Tabella periodica degli elementi

Valenza e architettura molecolare:  
Lo sviluppo della chimica organica classica

Una volta chiarita l'esistenza delle molecole si pose il problema di





comprendere con quali forze gli atomi si unissero insieme.

1732. L'affinità chimica. Vengono pubblicati gli "Elementa Chemie" di Hermann Boehaave. La scoperta dell'elettricità e la realizzazione della pila di Volta attraggono l'attenzione verso i fenomeni elettrici.

1808 – 1811. Berzelius sviluppa la Teoria elettrochimica dell'affinità.

1811- 1832. Le ricerche di Gay Lussac, di Justus Liebig, di Jean Baptiste André Dumas, di August Laurent e di Friedrich Wöhler chiariscono che determinati gruppi di atomi si ripetono nei composti chimici. A questi gruppi di atomi Guyton de Morveau dà il nome di radicali.

-CN (cianogeno) -OH (ossidrile) -CH<sub>3</sub> (metile) -NH<sub>2</sub> (ammino) -NO<sub>2</sub> (nitro)

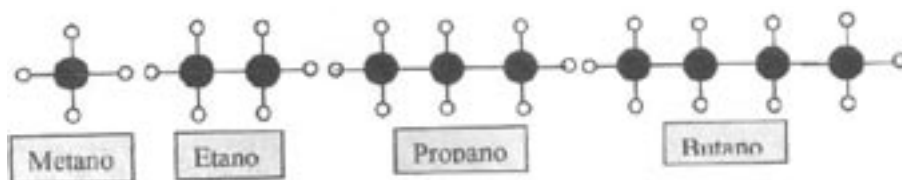
*Radicali chimici importanti*

1852. Edward Frankland sviluppa la teoria della valenza. Un atomo è monovalente se si collega a un solo altro atomo, bivalente se si collega a due, trivalente a tre, tetravalente a quattro atomi e così via. Poco dopo Kekulé dimostrò che la valenza si ottiene dividendo il peso atomico per quello equivalente.

1864. Crum Brown formula il doppio legame nell'etilene.

1858. Kekulé stabilisce la tetravalenza dell'atomo di carbonio, cioè la sua capacità di unirsi con quattro atomi monoatomici come l'idrogeno o con due atomi biatomici come l'ossigeno.

1858. Archibald Scott Cooper sviluppa l'idea che nei composti organici esistono catene di atomi di carbonio e Kekulé spiega la formula degli idrocarburi alifatici C<sub>n</sub>H<sub>2n+2</sub>

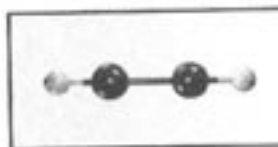


1861. Il chimico russo Alexander Michailovich Butlerov definisce il concetto di struttura molecolare come disposizione della posizione relativa



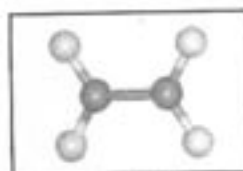
dei legami all'interno della molecola.

1862. Emil Erlenmayer scopre che nell'acetilene esiste un legame triplo tra i due atomi di carbonio.



Acetilene

1864. Crum Brown formula il doppio legame nell'etilene.



Etilene

I doppi e tripli legami vengono definiti insaturi da Mayer per il fatto che sono facilmente saturabili con atomi d'idrogeno, dando luogo ai corrispondenti composti saturi.

1864. Appare la monumentale opera di Buttlarov intitolata Introduzione al completo apprendimento della chimica organica che rielaborava tutti i fatti sperimentali noti in termini di formule di struttura.

1865. Usando le formule di struttura Buttlarov spiega il fenomeno della isomeria, già noto fin dal 1830, cioè il fatto che esistano composti che hanno la stessa composizione sia per numero che per tipo di atomi ma proprietà fisiche completamente diverse, come ad esempio il butano e l'isobutano



L'esistenza dell'isomeria permise di chiarire l'importanza della struttura tridimensionale delle molecole e il fatto che dalla disposizione spaziale degli atomi dipendono non solo le proprietà fisiche ma anche la reattività delle



molecole.

1817. Jean Baptiste Biot scopre che alcuni cristalli sono capaci di ruotare il piano della luce polarizzata in senso orario o in senso antiorario. Questo fenomeno, prende il nome di “attività ottica”.

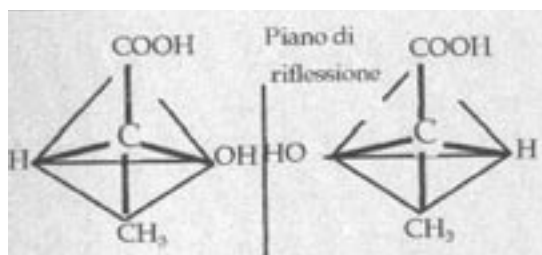
Alla comprensione del fenomeno contribuiscono in maniera determinante gli studi del chimico francese Louis Pasteur.

1874. Jacobus van't Hoff, chiarisce definitivamente il problema dell'attività ottica, suggerendo che le quattro valenze dell'atomo di carbonio sono dirette ai vertici di un tetraedro regolare. La conseguenza diretta della struttura tetraedrica del carbonio è che quando l'atomo di carbonio è asimmetrico, cioè quando le quattro valenze sono saturate da quattro gruppi differenti, devono esistere due forme isomere, otticamente attive, di cui l'una è l'immagine speculare dell'altra.



Louis Pasteur  
(1822 – 1895)

Van't Hoff  
(1852 – 1911)



Forme destro- e levogira dell'acido lattico.

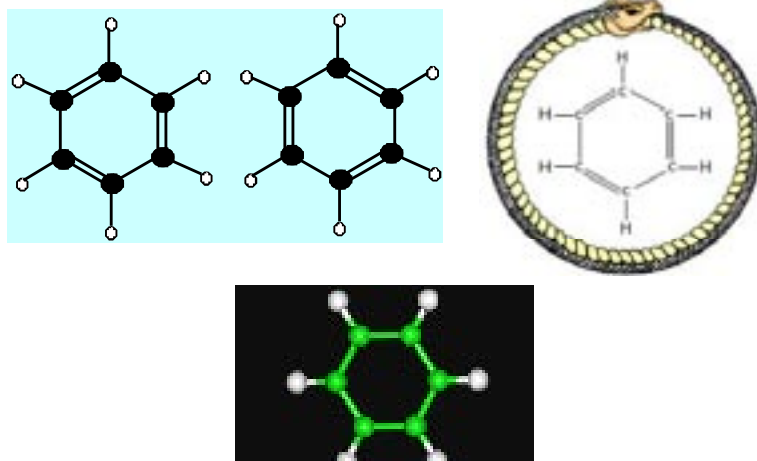
1865. Friedrich August Kekulé spiega la particolare natura insatura dei



composti aromatici assumendo che essa sia legata al fatto che il benzene e i suoi derivati possiedono una struttura ad anello con semplici e doppi legami alternati. Definizione della struttura del benzene.



Friedrich August Kekulé  
(1829 – 1896)



Le formule di Kekulé del benzene.

L'utilizzazione delle formule di struttura permise di abbandonare definitivamente la tecnica empirica di sintesi dei composti usata fino a quel momento, basata su tentativi alla cieca, sostituendola con veri e propri progetti di ricerca che partivano dalla conoscenza della struttura dei composti di partenza e dei composti di arrivo. Si realizzò in questo modo un vero e proprio "meccano" della chimica che consente ai chimici di sintetizzare un numero



enorme di nuove molecole, aggiungendo pezzo a pezzo i vari gruppi.

Il lavoro di sintesi richiese la costruzione di tutta una rete di correlazioni tra fatti empirici, la loro sistematizzazione in un quadro organico e la ricerca delle condizioni sperimentali che favorissero o no l'andamento delle reazioni. Il numero di sintesi realizzate nel XIX secolo è imponente e ha visto sommarsi il massacrante lavoro di laboratorio allo sviluppo di una logica induttiva estremamente potente.

### *Le grandi sintesi del XIX secolo*

1825. Faraday scopre il benzene di formula bruta  $C_6H_6$ , capostipite di una famiglia enorme di composti, gli idrocarburi aromatici, derivati dal catrame di carbon fossile.

1828. Friedrich Wöhler ottiene dal cianato d'ammonio che fa parte del mondo minerale, un tipico composto organico come l'urea che si estrae dall'urina. La sintesi dell'urea diede un colpo definitivo alle teorie vitalistiche, sostenute anche da grandi chimici come Berzelius.

1842. N. N. Zinin sintetizza l'anilina  $C_6H_5-NH_2$  per riduzione del nitrobenzene con idrogeno.

1843. August Wilhelm von Hofmann estrae l'anilina dal catrame di carbon fossile.

1856. William Henry Perkin, allievo di Hofmann, ottiene un colorante purpureo, la mauveina.

1869. Lo stesso Perkin e Heinrich Caro realizzano la sintesi dell'alizarina.

1890. Carl Heumann realizza una sintesi economicamente più vantaggiosa dell'alizarina. La scoperta dell'anilina e dei suoi derivati aprì la strada alla produzione sintetica di coloranti.

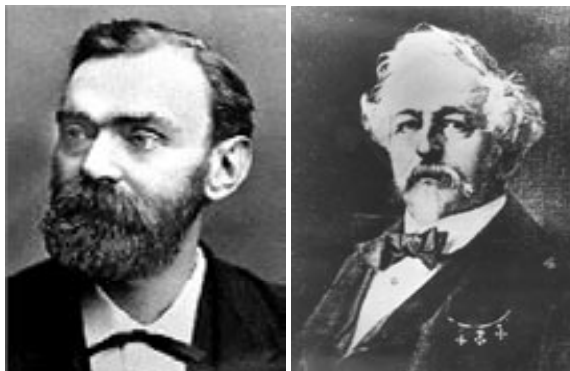
1845. Christian Fridrich Schönbein scopre, la nitrocellulosa.

1847. Ascanio Sobrero prepara la nitroglicerina.

1866. Alfred Bernhard Nobel prepara la dinamite, facendo assorbire la nitroglicerina dalla farina fossile (Kieselguhr).

1867. Adolf von Bayer sintetizza l'indaco.

1869. John Westley Hyatt prepara la cellulosa.



*Alfred Nobel*  
(1833 – 1896)

*Ascanio Sobrero*  
(1812 – 1888)

1880. Emil Fischer sintetizza i sedici isomeri di un carboidrato con sei atomi di carbonio.

1884. Louis Bernigaud brevetta le fibre di rayon.

1891. James Dewar e Frederick Augustus Abel preparano la cordite dalla nitrocellulosa.

Grazie alla cordite e allo sviluppo dell'industria degli esplosivi, milioni di soldati sono morti nella prima guerra mondiale.

La sintesi industriale dell'alizarina creò seri problemi economici ai coltivatori francesi di piante di robbia. Ancora più drammatica per gli agricoltori si rivelò la sintesi industriale del blu di indaco.

I coloranti sintetici fecero la fortuna dell'industria inglese e soprattutto della Badische Anilin und Soda Fabrik (BASF), la grande industria chimica tedesca diretta da Hofmann.

### *Le grandi sintesi chimiche del xx secolo*

1901. Adolf Windaus studia gli steroli (colesterolo).

1909. Paul Ehrlich scopre l'arsfenamina (salvarsan). Leo Baekeland prepara il primo polimero sintetico, la bachelite.

1913. Richard Willstätter scopre la fotosintesi.



1922. Herman Staudinger fonda la chimica dei polimeri.
1925. Heinrich Otto Wieland scopre la struttura generale degli steroidi.
1926. F. Fischer e H. Tropsch realizzano la sintesi di idrocarburi saturi a partire da  $\text{CO}_2$  e  $\text{H}_2$ .
1928. Otto Diels e Kurt Adler sviluppano la sintesi dienica.
1929. Alexander Fleming scopre la penicillina.
1930. Hans Fischer determina la struttura della clorofilla.
- 1931-34. Adolf Butenand scopre gli ormoni sessuali.
1932. Wallace H. Carothers e H. Nieuwland preparano il neoprene.
1934. Walter Norman Haworth sintetizza la vitamina C.
- 1944-74. Robert Burns Woodward sintetizza il chinino, il colesterolo, il cortisone la stricnina e la vitamina  $\text{B}_{12}$ .
- 1950-55. George Wittig scopre le ilidi di fosforo.
1954. Giulio Natta realizza la sintesi stereo-specifica dei polimeri.
1969. Jean Marie Lehn inizia la chimica supramolecolare (criptanti).
1985. Harold Kroto, Richard Smalley e Robert Curl scoprono il fullerene.

### *Grandi chimici del Novecento*



*Otto Diels*



*Robert Burns Woodward*



*George Wittig*



*Adolf Butenand*



*Otto Wieland*



*Hans Fischer*



*Giulio Natta*



*Bruce Merrifield*



*Herman Staudinger*

### *La struttura atomica e la teoria del legame chimico*

1886-88. William Crookes e Eugen Goldstein scoprono che nelle scariche elettriche nei gas si creano particelle di carica negativa che si propagano in linea retta verso il polo positivo.

Nel 1897 Joseph John Thomson dimostrò che i raggi catodici erano deviati incampi elettrici e magnetici e quindi erano particelle negative. Dalla deviazione calcolò il rapporto  $e/m$  e dimostrò che la massa era circa 1840 volte più piccola di quella dell'atomo di idrogeno. A queste particelle diede il nome di elettroni, nome già proposto nel 1881 da George Johnstone Stoney.

Se le scariche elettriche estraevano elettroni dagli atomi del gas, doveva prodursi un numero equivalente di particelle positive la cui natura fu chiarita da Wilhelm Wien nel 1897. La particella positiva più piccola è il protone  $H^+$ .





*Natura corpuscolare dell'elettricità*



*Ernest Rutherford  
(1871 – 1937)*

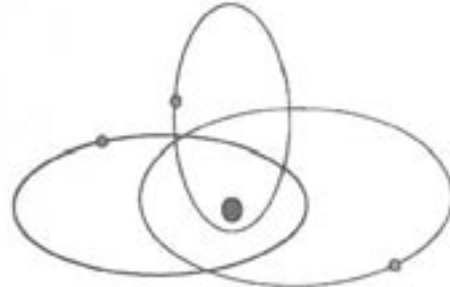
1911. Ernest Rutherford dimostra per bombardamento di fogli di alluminio con particelle alfa, che la carica positiva è localizzata in un volume di 10-13 cm<sup>3</sup>, molto minore delle dimensioni dell'atomo.

Rutherford propone per l'atomo una struttura planetaria costituita da un nucleo centrale positivo intorno al quale ruotano gli elettroni come i pianeti intorno al sole.

Con la scoperta dell'elettrone, l'elettricità, ritenuta a lungo un fluido continuo, acquista una struttura particellare e l'attrazione tra cariche elettriche diventa l'interazione fondamentale nell'interpretazione della struttura atomica.



*Atomo di Rutherford*



*Atomo di Sommerfeld*

Il modello atomico di Rutherford presentava un affascinante parallelismo tra il mondo dell'infinitamente grande e quello dell'infinitamente piccolo, tra elettroni e pianeti, entrambi costretti a muoversi su orbite fisse dalle implacabili leggi della dinamica classica. L'atomo di Rutherford urtava però contro insormontabili difficoltà, dovute alla teoria di Maxwell dell'elettromagnetismo.

La teoria di Maxwell prevede che una particella carica in moto su un'orbita e sottoposta ad accelerazione, deve emettere continuamente energia. In questo modo l'atomo sarebbe stato fisicamente instabile e in un attimo l'elettrone sarebbe caduto sul nucleo.



*John Clerk Maxwell  
(1831 – 1879)*

1900. Max Planck per interpretare la radiazione emessa da un corpo nero, avanzò l'ipotesi che la radiazione non potesse essere emessa o assorbita in



maniera continua ma solo per quantità discrete alle quali aveva dato il nome di quanti di luce.

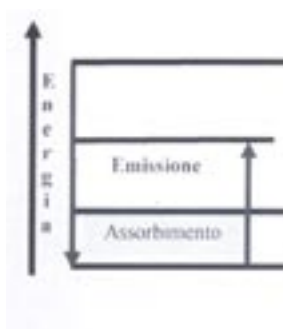


*Max Planck*  
(1858 – 1947)



*Niels Bohr*  
(1885 - 1962)

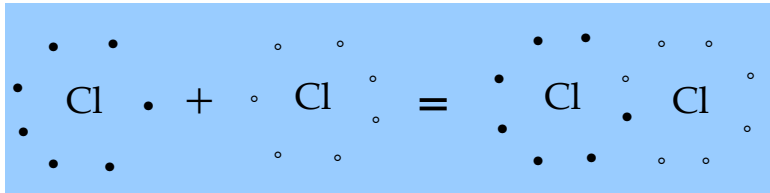
Gli elettroni potevano emettere energia solo passando da un orbita di energia più alta a una di energia più bassa o assorbire energia nel processo inverso. La differenza di energia tra due orbite era eguale alla quantità  $h\nu$ , dove  $\nu$  è la frequenza della luce emessa o assorbita e  $h$  è una costante introdotta da Planck.



La teoria di Bohr si rivelò di colpo come la base teorica per la comprensione del comportamento chimico degli elementi.

1916. Walther Kossel spiega la formazione di ioni positivi e negativi come quelli che si incontrano nei processi elettrolitici. Secondo Kossel gli elettroni che si trovano nei gusci esterni sono quelli che determinano la reattività dei composti. Se l'elemento ha un guscio esterno non completo tenderà ad acquistare elettroni fino a riempirlo per raggiungere la struttura elettronica del gas nobile che lo segue nel sistema periodico. Se al contrario l'elemento ha qualche elettrone in eccesso, rispetto al gas nobile che lo precede, tenderà a perdere questi elettroni per ricondursi ad una struttura elettronica stabile. Gli elettroni esterni possono essere quindi facilmente ceduti o acquistati, dando luogo a ioni positivi e negativi. L'affinità dei chimici dell'ottocento era finalmente interpretata su basi teoriche, come la tendenza a riempire i gusci esterni di elettroni.

Gilbert Newton Lewis sviluppa la teoria del legame covalente, successivamente ampliata e completata da Irving Langmuir nel periodo 1916-1919. Due atomi sono tenuti insieme da un legame, detto covalente, creato dal fatto che ognuno dei due atomi mette in comune uno o più elettroni per completare il suo guscio esterno di elettroni. Per esempio l'atomo di cloro ha sette elettroni nel guscio più esterno L. Se due atomi di cloro mettono in comune ciascuno un elettrone, ognuno di essi completa il suo guscio L con otto elettroni, dando luogo ad una molecola stabile di  $\text{Cl}_2$ .



1925. Wolfgang Pauli stabilisce il principio di esclusione.

1926. George Eugene Uhlenbeck e Samuel Abraham Goudsmit scoprono lo spin dell'elettrone che si comporta come una trottola elettricamente carica (in inglese ruotare su se stessi si dice to spin) che può rotare in senso orario o antiorario, funzionando come un piccolissimo magnete.



Eugene Uhlenbeck



Samuel A. Goudsmit



Rutherford nel 1921 postulò l'esistenza di una particella neutra di massa eguale a quella del protone. Il problema fu definitivamente risolto con la scoperta sperimentale del neutrone, fatta nel 1932 da James Chadwick. Per questa scoperta Chadwick ottenne il premio Nobel. Come lo stesso Chadwick riconobbe nel suo discorso all'Accademia delle Scienze di Stoccolma, buona parte del merito della scoperta è però da attribuire al fisico italiano Giuseppe Occhialini.



James Chadwick

Il modello atomico di Bohr, anche se lontano dal fornire una comprensione corretta della struttura della materia, spiegò di colpo lo spettro dell'atomo d'idrogeno e gettò le basi per una ristrutturazione del sistema periodico degli elementi in termini elettronici.

Al principio di costruzione del sistema periodico, o di *Aufbau*, enunciato da Bohr nel 1921, si giunse anche attraverso due scoperte importanti, quella della radioattività e quella dell'esistenza di differenti isotopi degli elementi.

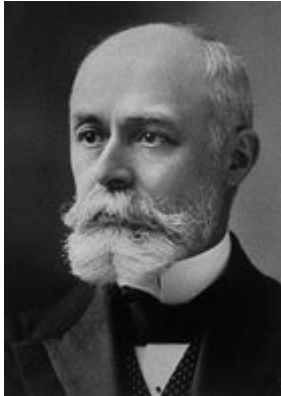
### *Radioattività*

1896. Antoine Henry Becquerel scopre che il solfato di uranio emette una strana radiazione capace di impressionare la lastra fotografica.

1898. Marie Sklodowska Curie e il marito Pierre introducono il concetto di radioattività e isolano il Radio e il Polonio.

1899. André Louis Debierne isola l'attinio.

1900. Friederick Dorn scopre il Radon.



Antoine H. Bequerel



Marie S. Curie

1899. La radioattività viene spiegata da Rutherford e da Frederick Soddy come dovuta alla decomposizione di nuclei atomici instabili, che spontaneamente decadono per trasformarsi in elementi stabili. La radiazione emessa dagli elementi radioattivi comprende tre tipi di radiazioni:

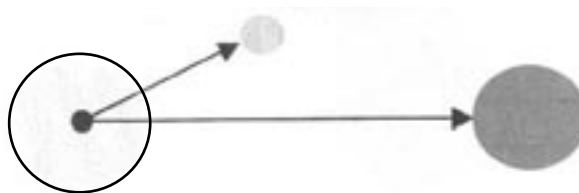
1. *le particelle alfa che sono nuclei di Elio ( $He^{++}$ ), formati da due protoni e due neutroni;*
2. *le particelle beta che sono elettroni molto veloci;*
3. *i raggi gamma che sono onde elettromagnetiche di lunghezza d'onda molto piccola.*

1902-1903. Frederick Soddy studiando le serie radioattive introduce il concetto di isotopo, cioè l'esistenza di atomi della stessa natura chimica ma di diverso peso atomico.

1929. William Francis Giauque dimostra l'esistenza di tre isotopi dell'ossigeno di peso atomico 16, 17 e 18.

1913. Rutherford e Frederick Soddy mostrano che quando un elemento emette una particella, il suo peso atomico si riduce di quattro unità e la carica di due unità, dando origine a un elemento che si trova due posti indietro nella tabella del sistema periodico.

1931. Harold Clayton Urey scopre un isotopo dell'idrogeno, il deuterio, di peso atomico 2.



Particella alfa

Bombardando un isotopo dell'alluminio con particelle alfa, Frederic Joliot e Irene Joliot-Curie ottengono l'isotopo  $^{30}\text{P}$  del fosforo che non esiste in natura.

1934. Enrico Fermi bombarda con neutroni l'uranio e scopre l'elemento di numero atomico 93, capostipite degli elementi transuranici.

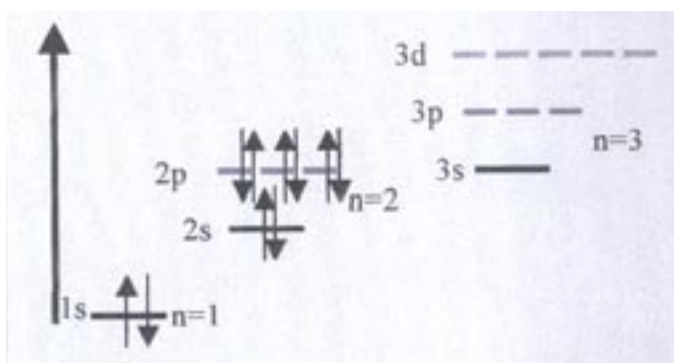
1937. Emilio Segre bombardando con deuterio il molibdeno scopre il Tecnezio.

### *Principio di Aufbau di Bohr*

Nel 1921 Bohr ricostruisce il sistema periodico in termini di struttura elettronica. Le orbite elettroniche sono distribuite negli atomi in "gusci" (K, L, M, N, ecc.), che racchiudono il nucleo come gli strati successivi di una cipolla. In ogni guscio possono prendere posto al massimo  $2n^2$  elettroni, dove  $n$  è un numero intero (numero quantico principale).

Il primo guscio K ( $n=1$ ) contiene al massimo 2 elettroni. Il secondo guscio L ( $n=2$ ) ne contiene al massimo 8, il terzo M ( $n=3$ ) 18 e così via. Ogni guscio è ulteriormente suddiviso in sottogusci (s, p, d, f, ...), caratterizzati da un secondo numero intero  $x$  che può prendere tutti i valori da 1 fino a  $n-1$ . In ognuno dei sottogusci possono essere sistemati al massimo  $2(2x - 1)$  elettroni. In questo modo nel sottoguscio s si accomodano 2 elettroni, in quello p 6, in quello d 10 elettroni, ecc.





Schema del Principio di Aufbau

Un elettrone posto nel livello 1s da luogo all'Idrogeno e due elettroni danno luogo all'Elio. Con tre elettroni, due nel livello 1s e uno in quello 2s si ottiene il litio e con quattro elettroni il berillio. Aggiungendo poi elettroni nel livello 2p si ottengono nell'ordine il boro, il carbonio, l'azoto, l'ossigeno, il fluoro e infine il neon.



Louis V. De Broglie  
(1892 – 1987)



Clinton J. Davisson  
e Lester H. Germer

Nonostante i successi iniziali, la teoria di Bohr si rivelò ben presto insufficiente a rendere conto del gran numero di dati sperimentali accumulati tra la fine dell'Ottocento e l'inizio del Novecento. In particolare, molti esperimenti mostravano che la radiazione elettromagnetica si comportava a volte come onde e a volte come vere e proprie particelle. A queste particelle di luce Einstein aveva dato il nome di fotoni.

1924. Louis de Broglie propone che anche gli elettroni possono comportarsi a volte come particelle e a volte come onde.

1927. Clinton Joseph Davisson e Lester Halbert Germer dimostrano il comportamento ondulatorio degli elettroni.

Nasce la necessità di formulare una nuova teoria che spieghi correttamente



la dinamica degli elettroni.

La principale limitazione della teoria di Bohr era dovuta alla descrizione del moto degli elettroni in termini di orbite classiche. Werner Heisenberg si rese conto che era proprio il concetto d'orbita quello che creava problemi.



*Werner Heisenberg*  
(1901 - 1976)

1926. Heisenberg propone un principio fondamentale della nuova meccanica, il principio d'indeterminazione, che elimina il concetto di orbita, caratteristico della fisica classica. Il principio d'indeterminazione stabilisce che è impossibile determinare contemporaneamente con precisione la posizione e la velocità di un elettrone, cioè che è impossibile descrivere il suo moto in termini d'orbita.



*Erwin Schrödinger*  
(1887 - 1961)



*Paul Adrien Dirac*  
(1902 - 1984)



Wolfgang Pauli  
(1900 – 1958)



Enrico Fermi  
(1901 – 1954)

Sulla base del lavoro di un gran numero di fisici, Erwin Schrödinger, Wolfgang Pauli, Enrico Fermi, Paul Adrien Dirac e molti altri, nacque la meccanica quantistica, una nuova meccanica valida al livello delle particelle elementari. Alla descrizione classica fu sostituita una descrizione probabilistica in cui la particella perde la sua identità e si trasforma in una nuvola di carica intorno al nucleo. Le funzioni matematiche che rappresentano le nuvole di carica si chiamano *orbitali* e si ottengono risolvendo una famosa equazione, proposta da Schrödinger nel 1926. Nella nuova meccanica sia la quantizzazione dell'energia che l'esistenza degli orbitali derivano direttamente dalla teoria, a differenza della teoria di Bohr nella quale erano introdotti come pure ipotesi.

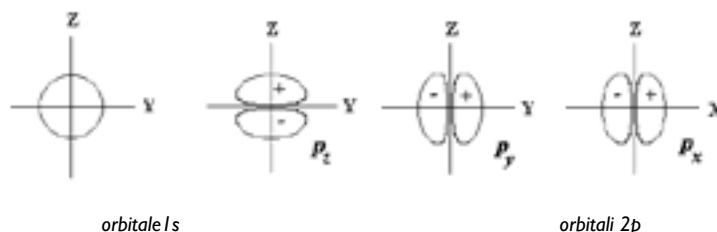
L'*equazione di Schrödinger* più nota, indipendente dal tempo, è una equazione di secondo grado alle derivate parziali che ha la forma

$$H\psi = E\psi$$

In questa equazione  $H$  è un operatore matematico complesso, l'operatore Hamiltoniano che, agendo sulla funzione  $\psi$ , ne estrae il valore dell'energia  $E$ ;  $\psi$  è una funzione che prende il nome di "funzione d'onda" e che contiene tutte le informazioni sullo stato fisico del sistema. Le funzioni  $\psi$  che si ottengono risolvendo l'equazione di Schrödinger per atomi o molecole prendono il nome di "orbitali" atomici o molecolari e sono classificati con i nomi dei livelli dell'atomo di Bohr. La rappresentazione spaziale degli orbitali atomici più semplici 1s e 2p è mostrata nella figura seguente.



## ORBITALI ATOMICI



Alle tecniche classiche di soluzione dell'equazione di Schrödinger si sono affiancate oggi tecniche quantistiche molto raffinate, come quella della matrice densità, che usano rappresentazioni della meccanica quantistica diverse e più potenti di quella di Schrödinger, come la rappresentazione di Heisenberg e quella di interazione per trattare problemi in cui gli operatori dipendono dal tempo.

La meccanica quantistica si rivelò subito uno strumento potentissimo per la comprensione della natura del legame chimico. Le applicazioni alla chimica arrivarono in pochissimo tempo.

1927. La formulazione in termini di funzioni d'onda viene estesa da Fritz London e da Walter Heitler, due allievi di Schrödinger, allo studio del legame chimico nella molecola d'idrogeno.

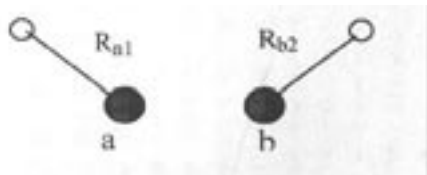
Il problema di Heitler e London era quello di calcolare l'energia della molecola d'idrogeno  $H_2$ , in cui due elettroni legano insieme due protoni. Quando i due protoni sono distanti l'energia totale è la somma di quella di due atomi d'idrogeno separati. Quando i due protoni sono a breve distanza, bisogna prendere in considerazione tutte le interazioni tra i due nuclei e i due elettroni.



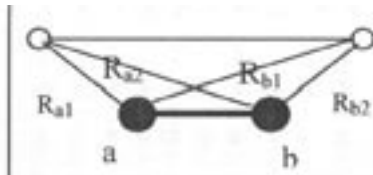
FRITZ LONDON  
(1900 – 1954)



WALTER HEITLER a colloquio con Rosenfeld



Due atomi d'idrogeno separati.  
L'elettrone 1 interagisce solo con il nucleo a  
e l'elettrone 2 solo con il nucleo b



Due atomi d'idrogeno uniti. I due elettroni  
interagiscono tra di loro e con i due nuclei

Utilizzando il principio variazionale, una tecnica matematica che Lord Rayleigh aveva sviluppato per calcolare il minimo d'energia di un sistema oscillante, e tenendo conto della indistinguibilità degli elettroni enunciata da Heisenberg, Heitler e London riuscirono a risolvere l'equazione di Schrödinger per la molecola d'idrogeno, ottenendo un accordo spettacolare tra le energie calcolate e quelle ottenute sperimentalmente da misure spettroscopiche.

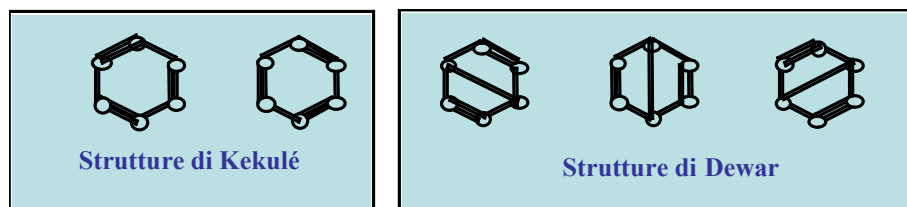


## Il metodo del legame di valenza



Linus Pauling  
(1901 – 1994)

1928. Linus Pauling elabora il metodo del legame di valenza (VB), estendendo il trattamento di Heitler e London alle molecole complesse. Nel metodo VB gli atomi sono legati a due a due da legami formati da due elettroni che si accoppiano a spin antiparalleli. I due elettroni, trovandosi preferenzialmente nella regione di spazio compresa tra i due nuclei sono attratti da entrambi. Questa attrazione abbassa l'energia dei due atomi uniti rispetto a quella dei due atomi separati e quindi rende stabile il legame tra essi. Fondamentale per la teoria è quindi che solo elettroni spaiati riescono ad accoppiarsi formando legami chimici.



Strutture canoniche del Benzene

Nel metodo VB la funzione d'onda di una molecola è scritta come combinazione lineare delle funzioni d'onda di tutte le possibili strutture indipendenti (strutture canoniche) concepibili per una molecola. Per esempio la funzione d'onda per gli elettroni 2p dell'anello di atomi di carbonio del benzene è rappresentata dalla combinazione lineare delle cinque funzioni d'onda che descrivono le cinque strutture indipendenti, Le prime due postulate nel 1865 da Kekulé, e le rimanenti tre proposte da Michael J. S. Dewar.



## *Il metodo degli orbitali molecolari*

1930. Friedrich Hund e Robert Mulliken sviluppano la teoria degli *orbitali molecolari* (MO). Nella teoria MO gli elettroni esterni non sono legati agli atomi, ma sono delocalizzati su tutta la molecola interagendo con tutti i nuclei, schermati dagli elettroni interni.



*Robert Mulliken*



*Friedrich Hund*

1930. Walter Hückel pubblica un trattamento semiempirico del metodo MO per le molecole aromatiche.

1932. Mulliken sviluppa una variante del metodo MO, l' approssimazione LCAO (Linear Combination of Atomic Orbitals) in cui le funzioni d'onda MO vengono scritte come combinazione lineare di orbitali atomici.



*Charles Coulson*



*Michael J. S. Dewar*



*Christopher Longuet Higgins*

1940-50. Charles Coulson, Christopher Longuet-Higgins e M. J. S. Dewar a Oxford pubblicano una serie di lavori nei quali mettono in evidenza la semplicità del metodo MO rispetto al macchinoso e complesso metodo VB.



1950-55. C. C. J. Roothan sviluppa importanti applicazioni del metodo LCAO.

### *La chimica quantistica*

Lo sviluppo dei calcolatori elettronici di grande potenza iniziato negli anni sessanta ha fornito alla chimica quantistica gli strumenti ideali per i complessi calcoli necessari per ottenere i livelli energetici e le proprietà spettroscopiche di molecole complesse.

Oggi esistono programmi di calcolo estremamente sofisticati che permettono di eseguire sia calcoli *ab initio*, cioè calcoli in cui tutte le interazioni tra tutti gli elettroni e tutte quelle degli elettroni con i nuclei sono considerate, sia calcoli semiempirici in cui sono utilizzate semplificazioni di calcolo. Molti di questi programmi sono di uso continuo anche nei laboratori di chimica organica e sono normalmente utilizzati dagli studenti nelle esercitazioni.

Alle tecniche classiche di soluzioni dell'equazione di Schrödinger con il metodo variazionale si sono affiancate oggi tecniche molto più potenti, come quella della matrice densità, che usano rappresentazioni della meccanica quantistica diverse e più potenti di quella di Schrödinger, come la rappresentazione di Heisenberg e quella di interazione per trattare problemi in cui gli operatori dipendono dal tempo.

### *La chimica computazionale*

Il termine computazionale deriva dalla parola inglese *computer*. In un calcolatore elettronico è possibile eseguire veri e propri esperimenti ideali nei quali vengono create le condizioni che simulano la realtà. Dato l'enorme numero di operazioni che un calcolatore può eseguire al secondo, si possono eseguire calcoli molto complessi, ad intervalli di tempo di milionesimi di miliardesimo di secondo. In un calcolatore elettronico è possibile eseguire veri e propri esperimenti ideali nei quali vengono create le condizioni che simulano la realtà. Nel calcolatore vengono risolte le equazioni del moto ad intervalli di tempo brevissimi e questo rende la chimica computazionale di





grande aiuto nel seguire l'evoluzione nel tempo di sistemi complessi come liquidi, proteine, ecc.

### *La velocità delle reazioni chimiche*

Già alla fine del XIX secolo, era chiaro che le reazioni tra prodotti iniziali e finali procedono in genere attraverso vari stadi intermedi, con la formazione spesso di molecole a vita brevissima e quindi estremamente reattive. Ognuna delle reazioni parziali che portano ai prodotti finali ha una sua velocità che può essere accelerata o ritardata dalle condizioni in cui la reazione si svolge. Il problema della reattività venne così trasformato da statico in dinamico, cioè diventò lo studio del tempo necessario perché la reazione avvenga e dei fattori che possono accelerare o ritardare questo tempo. Nasce la cinetica chimica che studia la velocità delle reazioni.

1850. Ferdinand Wilhelmy studia l'inversione del saccarosio.

1864 - 79. Pierre Marcelin Berthelot fonda la termochimica e dimostra che la velocità delle reazioni chimiche è proporzionale al prodotto delle concentrazioni dei reagenti.

1874. Peter Waage e Cato Guldberg, suo cognato, formulano in forma matematica la legge di azione di massa.

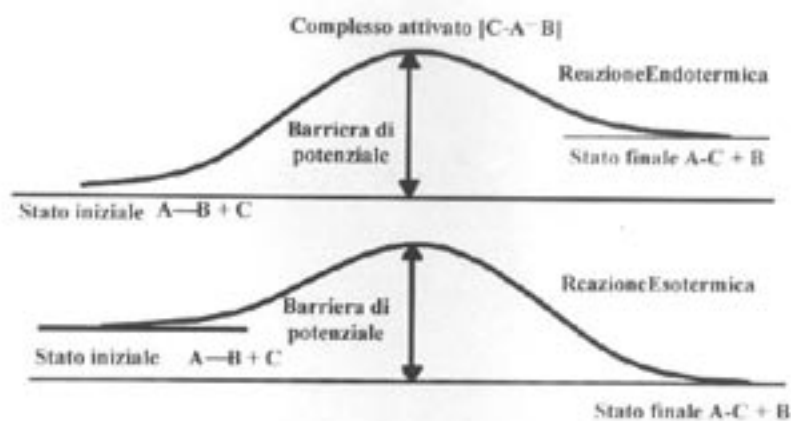
1884. La cinetica chimica classica trova la sua definitiva sistemazione nel famoso lavoro di van't Hoff, *Études de dynamique chimique*.

1889. Svante August Arrhenius introduce l'idea che in una reazione partecipano solo alcune delle molecole presenti, rese attive dal fatto che posseggono un eccesso di energia (energia di attivazione).

1935. Henry Eyring e Michael Polanyi sviluppano la teoria quantistica delle velocità assolute di reazione. In questa teoria, la transizione tra lo stato iniziale, quello dei reagenti, e lo stato finale, quello dei prodotti della reazione, avviene se il sistema riesce a superare una barriera di potenziale, il cui massimo di energia corrisponde alla formazione di un *complesso attivato*, che può o disattivarsi riformando i prodotti di partenza o invece dar luogo alla reazione.



Svante Arrhenius



Schema di una reazione in cui i reagenti A—B e C si trasformano nei prodotti finali A—C e B superando una barriera di potenziale.

### Sviluppi recenti della chimica

Gli sviluppi recenti della chimica hanno aperto orizzonti inaspettati alla possibilità di creare nuovi materiali con proprietà fisiche talmente nuove ed originali da dare origine a una “scienza dei materiali”. L’estensione della scienza dei materiali è enorme. Ci limiteremo ad accennare all’esistenza di nuovi materiali superconduttori, e di sistemi supermolecolari.

Ossidi misti superconduttori, cioè con resistenza elettrica nulla, sono stati sintetizzati con complesse strutture cristalline e con percentuali variabili degli elementi costituenti. Titanati di stronzio e di bario con strutture di tipo perovskite e addirittura materiali ceramici si sono rivelati ottimi superconduttori a temperature basse.



## Fullerene



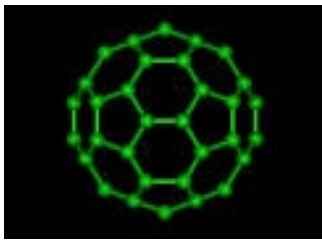
*Robert F. Curl Jr.*



*Harold Kroto*



*Richard E. Smalley*



La molecola di fullerene è composta da 60 atomi di carbonio posti ai vertici degli esagoni e pentagoni che formano la superficie del pallone da calcio.

Il nome “fullerene” deriva dalla sua somiglianza con le cupole geodetiche disegnate dall’architetto Buckminster Fuller. La sua scoperta è avvenuta, accidentalmente, nel tentativo di risolvere un problema di astrofisica. Le molecole di C<sub>60</sub> cristallizzano in una fase solida, che opportunamente drogata diventa un superconduttore a 28 K. Il fullerene viene anche utilizzato come “molecola accettore di elettroni” in celle fotovoltaiche, realizzate con polimeri conduttori.

Successivi sviluppi della ricerca hanno prodotto nuovi fullereni con catene laterali o nuove strutture, come il C<sub>70</sub> e i nanotubi, piccoli tubi di carbonio del diametro di qualche nanometro. I nanotubi sono applicati come rinforzanti in materiali compositi come le fibre di carbonio e le resine epossidiche (racchette da tennis, biciclette, scafi delle barche a vela). I nanotubi hanno alta conducibilità elettrica e sono previsti come futuri dispositivi dell’elettronica molecolare.

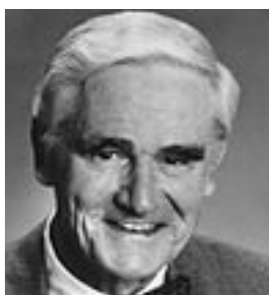


### *Chimica supramolecolare*

La chimica supramolecolare è legata ai nomi di Charles J. Pedersen, di Jean Marie Lehn e di Donald J. Cram, premi Nobel della chimica nel 1987, che hanno sintetizzato molecole con strutture sia bi- che tri-dimensionali che hanno al loro interno delle cavità, capaci di inglobare ioni metallici.



*Jean Marie Lehn*



*Donald J. Cram*



*Charles J. Pedersen*

Le linee di ricerca della chimica supramolecolare tendono alla produzione di sistemi estremamente complessi, addirittura di vere e proprie macchine molecolari e di sistemi “viventi”. Le forze che entrano in gioco nella creazione di sistemi supramolecolari sono le forze di Van der Waals che permettono di attaccare insieme molecole e atomi con legami di coordinazione. Tra le molecole con strutture adatte ricorderemo i polieterei ciclici, i catenani, le molecole “corona”.

*Salvatore Califano*