



IL SISTEMA PERIODICO DEGLI ELEMENTI E LA TEORIA QUANTOMECCANICA DELLA VALENZA

In questo lavoro, oltre a prendere in considerazione il rapporto del sistema periodico degli elementi sia con la teoria classica sia con quella quantistica della valenza chimica, si è fatto anche ampio riferimento alle condizioni di localizzazione di Friedrich Hund che sono ancora oggi valide.

Lo studio dello sviluppo della tavola periodica degli elementi in rapporto con il concetto della valenza occupa nella letteratura attuale uno spazio molto vasto [1]. Nel presente articolo prenderemo in considerazione solo alcuni aspetti particolari che riguardano il rapporto del sistema periodico degli elementi sia con la teoria classica sia con quella quantistica della valenza chimica dal punto di vista storico, concettuale ed epistemologico. Il nostro scopo è di evidenziare alcuni aspetti gnoseologici che interessano i contenuti della conoscenza chimica, cioè i limiti della rappresentazione figurativa di alcuni processi chimici. A tale proposito chiariremo il ruolo che svolse il formalismo matematico e la sua rispettiva interpretazione chimico-fisica da parte dei protagonisti per la comprensione del suddetto rapporto, suddividendo i relativi contributi in tre periodi ben distinti.

Periodo classico (1869-1900)

Fin dalla nascita della chimica come disciplina autonoma fu sentita la necessità di ordinare le disparate conoscenze che venivano accumulandosi in un sistema in cui regnava un certo ordine. Tra i vari contributi il più rilevante fu quello del russo Dmitrij Mendeleev (1834-1907) che elaborò un programma di ricerca dal 1869, anno cruciale in cui sviluppò in suo sistema

periodico degli elementi, fino al 1871 [2]. In questo periodo Mendeleev impostò empiricamente, e con delle intuizioni ingegnose, il suo sistema periodico, nel quale gli elementi erano opportunamente ordinati secondo i valori crescenti del loro peso atomico e tenendo conto delle analogie fra le loro proprietà chimiche e fisiche [3]. Il nocciolo di questo nuovo indirizzo di ricerca può essere espresso con le parole dello stesso Mendeleev: "...la legge periodica per-

mi-se non solo di seguire il graduale modificarsi delle proprietà chimiche, ma anche di inserire nel sistema molte proprietà fisiche, mostrando che anche queste ubbidiscono alla periodicità"

[4]. Così il sistema periodico aveva conquistato lo status di una teoria empirica in grado di organizzare in modo sistematico le conoscenze chimiche e fisiche sugli elementi, aprendo un nuovo

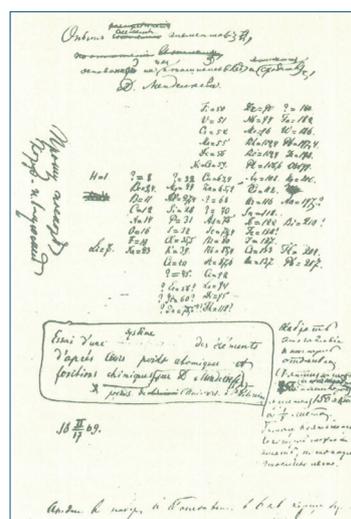


Fig. 1 - La prima formulazione autografa della tavola periodica degli elementi di Mendeleev (1869)



orizzonte conoscitivo [5]. In sostanza assumeva rilevanza l'andamento regolare e periodico della reattività degli elementi, sia dal punto di vista qualitativo delle proprietà chimiche sia da quello quantitativo, persino numerico, della valenza.

La capacità di un dato atomo di legarsi chimicamente con un certo numero di altri atomi per formare composti chimici ben definiti, cioè la sua valenza, è una caratteristica di ciascun elemento. Con ciò non si vuol significare che un atomo possa combinarsi solo con un determinato numero di atomi di un altro elemento, ma che in genere esiste una serie discontinua di valori che regolano questi rapporti di combinazione. Merito del Mendeleev è stato quello di avere intuito che queste serie di numeri interi, che determinano la valenza di ogni elemento, ammettevano un limite. Questo limite era di fondamentale importanza per la classificazione degli elementi stessi nel suo sistema periodico. A questo punto va rilevato che Mendeleev, a differenza di altri studiosi suoi contemporanei, attribuiva una grande importanza all'istituzione di relazioni matematiche tra i pesi atomici degli elementi. Infatti, le sue successive indagini furono indirizzate alla ricerca di un'espressione analitica della legge periodica. Secondo Mendeleev il ritrovamento di una tale espressione avrebbe avuto un grande significato sia per la comprensione delle sue cause sia per il chiarimento della natura intima degli elementi. Da tutto ciò segue che gli ulteriori sviluppi della dottrina della periodicità furono direttamente legati alla necessità di chiarire l'essenza di questo fenomeno tramite una spiegazione della sua natura fisica. A tale proposito Mendeleev riteneva che la ragione della periodicità si trovasse nei principi fondamentali della meccanica interna degli atomi e delle molecole [6].

Durante il suddetto periodo (1869-1871) in cui Mendeleev intuì la cosiddetta valen-

za limite che fu di fondamentale importanza nella classificazione degli elementi stessi nella sua tavola periodica, dal 1870 in poi si sviluppava la coesione tra la teoria della valenza e della struttura molecolare dei composti organici di carbonio in rapporto con la sua appartenenza al quarto gruppo della tavola periodica.

Tale teoria raggiunse una solida base, sia a livello teorico sia metodologico, tramite il contributo soprattutto dei chimici strutturalisti August Kekulé (1829-1896), Archibald Couper (1831-1892) e Alexander Butlerov (1828-1886). Questa base, costituita dall'ipotesi della tetravalenza e della concatenazione degli atomi di carbonio, fu ampliata ulteriormente con l'ipotesi della disposizione spaziale dei legami di carbonio sviluppata prima da Emanuele Paternò nell'anno 1869 [7] e poi da Jacomus Hendricus van't Hoff [8] ed Achille Le Bel [9] nell'anno 1874. Così, con l'ipotesi stereochimica oppure della valenza orientata nello spazio tridimensionale congiunta alla teoria della tensione di Bayer (1885) e seguita dalle considerazioni di Wislicenus sull'isomeria geometrica (1887), si consolidò la teoria classica della struttura chimica. Nei termini di tale teoria si poteva per la prima volta offrire una rappresentazione visiva nello spazio tridimensionale delle varie sostanze organiche a livello molecolare tramite un linguaggio figurativo [10].

Ma la teoria della struttura molecolare, al di là dei suoi successi, lasciava anche alcuni enigmi irrisolti, come, tra l'altro, quello della struttura del benzolo. Kekulé aveva proposto la sua teoria del benzolo nel quaderno degli "Annalen der Chemie und Pharmacie" del 6 febbraio 1866. Nella sua voluminosa memoria Kekulé propose la nota classica formula del

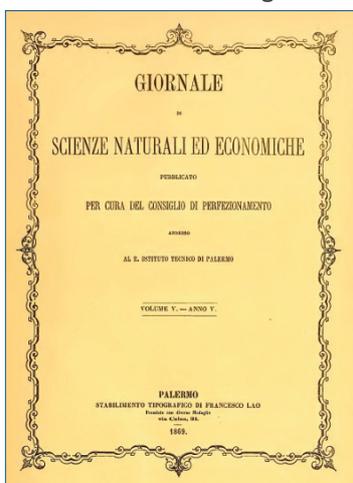


Fig. 2 - Il frontespizio del giornale in cui Emanuele Paternò enunciò la tetraedricità dell'atomo di carbonio

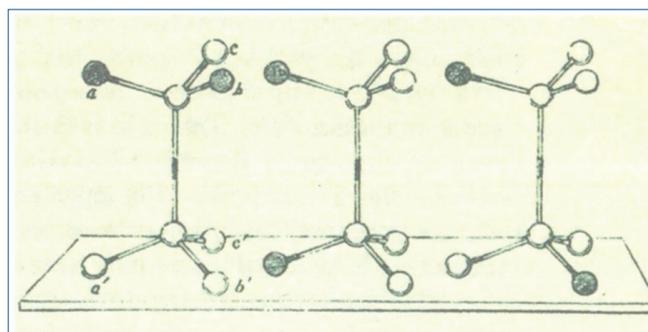


Fig. 3 - La disposizione spaziale dei legami di carbonio secondo Emanuele Paternò (1869)

benzolo contenente un anello di sei atomi di carbonio legati alternativamente da legami semplici e doppi e saturati da sei atomi d'idrogeno. A questo proposito Kekulé non mancava di rilevare che i dati sperimentali esistenti non consentivano ancora di dare una risposta univoca a tale problema, ma assunse comunque che la molecola del benzene aveva una simmetria esagonale e mostrò come questo poteva rendere conto di alcuni fenomeni osservati. Così concludeva: *“Io non do a queste considerazioni più valore di quanto esse meritino e credo che occorra fare ancora molto lavoro perché speculazioni del genere possano essere ritenute qualcos'altro che ipotesi più o meno eleganti. Però, io credo tuttavia che, almeno in via di tentativo, considerazioni del genere debbano essere introdotte in chimica. Benché noi manchiamo di un'efficace compressione in termini meccanici, mi pare tuttavia che, allo stato attuale delle nostre conoscenze, un modo di discutere in termini meccanici possa e debba essere almeno auspicato”* [11].

A questo punto è interessante rilevare la somiglianza del pensiero di Mendeleev sulla dottrina della periodicità e della sua ragione intima con quello di Kekulé per quanto riguarda la comprensione del concetto della tetravalenza del carbonio, la sua appartenenza al quarto gruppo della tavola periodica e della struttura molecolare del benzene “in termini meccanici”. Le loro intuizioni, che richiedevano in sostanza una spiegazione fisico-matematica e razionale del perché un certo atomo possa legarsi con un certo

numero di altri atomi e della rappresentazione visiva della tetravalenza dei legami chimici dell'atomo di carbonio, non si è potuta raggiungere che dopo lo sviluppo della teoria quantistica della valenza nel ventesimo secolo.

Il contributo della vecchia teoria quantistica (1900-1925)

Prima di passare all'apporto della meccanica quantistica per quanto riguarda la legge periodica e l'appartenenza del carbonio al quarto gruppo della tavola periodica degli elementi con la solita rappresentazione figurativa delle sue quattro valenze e dei propri limiti, riteniamo opportuno prendere in considerazione i contributi della vecchia teoria quantistica e dei rispettivi problemi che sono rimasti ancora aperti.

Nel 1908 Johannes Rydberg (1854-1919) attirò l'attenzione degli studiosi sul fatto che nel sistema periodico degli elementi ricorrono continuamente i numeri 2, 8 e 18. Essi possono essere rappresentati come segue: $2=2 \times 1^2$, $8=2 \times 2^2$, $18=2 \times 3^2$ e questa serie di numeri può essere ulteriormente estesa con: $32=2 \times 4^2$, $50=2 \times 5^2$. Da tutto ciò Rydberg concluse che il periodo che inizia dopo lo xeno racchiude in sé 32 elementi. Sviluppando ulteriormente i suoi lavori e appoggiandosi al concetto già da lui formulato nel 1897 di numero d'ordine, Rydberg nel 1914 fece rilevare che i numeri d'ordine dei gas inerti formano una serie matematica particolare i cui termini sono le somme del doppio dei quadrati dei numeri della serie naturale. Per l'atomo di elio il numero d'ordine è 2×1^2 , quello del neon è $2 \times 1^2 + 2 \times 2^2 = 10$ e così via. In tal modo Rydberg riuscì a fornire una prima e generale interpretazione matematica della struttura della tavola periodica degli elementi di allora, pur non essendo appoggiata da una teoria fisica [12]. Per la creazione delle basi fisiche della dottrina della periodicità il contributo più rilevante fu dato dalle ricerche spettroscopiche condotte da vari fisici alla fine del diciannovesimo secolo e all'inizio del ventesimo. Senza l'imponente complesso dei dati spettrali e della loro interpretazione fisica l'elaborazione di una formulazione razionale delle configurazioni elettroniche degli atomi sarebbe stata proprio impossibile. In tal modo si crearono le premesse affinché la dottrina della periodicità, che agli inizi rappresentava solo una generalizzazione di fatti empirici, acquistasse la base di una rigorosa teoria.

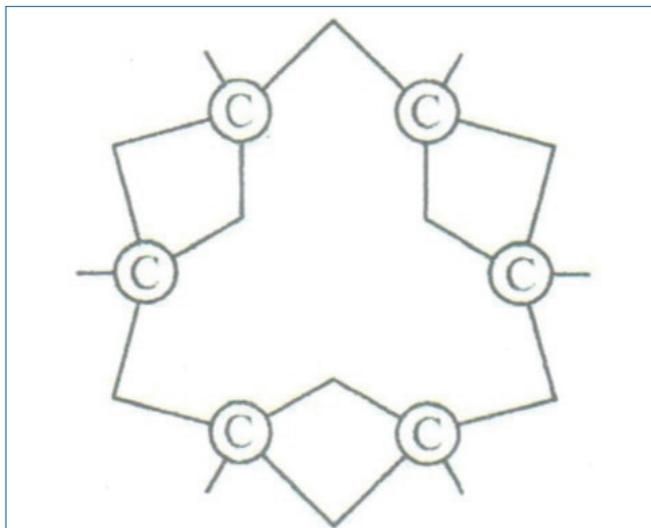
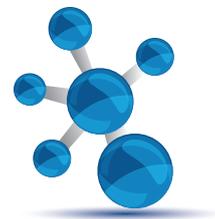


Fig. 4 - La formula di struttura del benzolo secondo Kekulé (1866)



Intanto lo studio dell'atomo da un punto di vista razionale era già iniziato nel 1911, quando Ernst Rutherford, a conclusione delle sue ricerche spettroscopiche, propose per la sua struttura un modello dinamico che fu detto planetario e che segnò l'inizio delle moderne speculazioni nel campo della fisica e della chimica.

Fu proprio Niels Bohr che nel 1913, in un lungo articolo in tre parti, che contiene la prima teoria quantistica dell'atomo, fornì al modello atomico di Rutherford quelle basi teoriche che mancavano e che hanno costituito il punto di partenza per l'affermazione di un nuovo paradigma nel ventennio successivo [13]. Nella sua "trilogia" Bohr, applicando la costante h di Max Planck, ipotizzò *ad hoc* e in contrasto con la teoria elettromagnetica classica che l'atomo può esistere senza emettere energia in definiti stati stazionari. Inoltre l'assorbimento o l'emissione di energia procede per quanti nel passaggio di un elettrone da uno stato stazionario a un altro di differente energia. Il contributo di Bohr, pur non comportando l'affermazione di un nuovo paradigma, divenne un importante punto di appoggio per il successivo sviluppo delle concezioni sui rapporti tra le proprietà degli elementi chimici e la struttura dell'atomo e, in seguito, per la diretta elaborazione di una teoria razionale del sistema periodico degli elementi [14].

La teoria di Bohr si mostrò presto insufficiente nei riguardi del comportamento spettroscopico di atomi più complessi dell'idrogeno, contenenti, cioè, più di un elettrone. Infatti, negli spettri di questi atomi si rilevarono aggruppamenti di righe vicinissime fra loro, i cosiddetti multipletti, che non potevano essere interpretabili in base al modello atomico di Bohr. Nel 1915-1916 Arnold Sommerfeld propose una spiegazione dell'esistenza dei multipletti tramite l'introduzione di due nuovi numeri quantici che caratterizzano lo stato dell'elettrone nell'atomo: il numero quantico principale n e il numero quantico secondario l . Nei suddetti lavori di Bohr e Sommerfeld la questione dell'applicazione della teoria della struttura dell'atomo alla spiegazione della periodicità delle proprietà degli elementi non era stata ancora posta direttamente. Tramite il loro contributo furono raccolte solo le premesse per la sua impostazione. Fu proprio Bohr nel 1921 a dare per primo un'interpretazione soddisfacente del modo in cui le pro-

prietà degli elementi fossero legate alla distribuzione degli elettroni nell'atomo [15]. Appoggiandosi al sistema di Mendeleev e facendo un largo uso dei dati spettrali degli elementi, Bohr gettò le basi di una teoria razionale del sistema periodico. La teoria di Bohr però non riusciva a fornire una spiegazione teorica dei motivi della stabilità della configurazione elettronica dei gas nobili. Era quindi indispensabile un nuovo affinamento della conoscenza dello stato quantico di ciascun elettrone di un atomo. Questo passo fu realizzato con l'introduzione del cosiddetto numero quantico magnetico (m_l) e numero quantico di spin (m_s).

La teoria a livello razionale del sistema periodico ricevette la sua definitiva espressione con i rispettivi contributi da parte di Wolfgang Pauli e Friedrich Hund. Nel 1925 il primo formulò il famoso principio di esclusione e il secondo la ben nota regola che porta il suo nome. In conclusione si può affermare che a metà degli anni Venti del secolo scorso tramite la costruzione (Aufbau) della struttura elettronica di ciascun elemento, fu elaborata una teoria razionale del sistema periodico e fu chiarito anche il significato fisico della legge empirica-intuitiva di Mendeleev. Però i rispettivi modelli non erano ancora appoggiati da nessuna teoria fisica rigorosa, ma si fondavano soprattutto sui dati chimici e spettroscopici. Di conseguenza s'indicava alla comunità dei fisici di allora la necessità di una nuova impostazione teorica della struttura dell'atomo. Tale impostazione venne dalla teoria quantomeccanica e dalle sue rispettive applicazioni alla chimica.

Periodo quantomeccanico (1925-1940)

La teoria quantomeccanica nacque a partire dal 1925 dai lavori di un ristretto gruppo di scienziati europei, in primo luogo Max Born, Paul Dirac, Werner Heisenberg, Wolfgang Pauli e Friedrich Hund. Nel 1926 l'austriaco Erwin Schrödinger diede una nuova versione della meccanica quantistica, la cosiddetta meccanica ondulatoria, che divenne più popolare tra i chimici perché permetteva un'interpretazione intuitiva e figurativa della struttura atomica e del legame chimico [16]. Inoltre permise di dimostrare a livello fisico che sia l'appartenenza di un elemento al sistema periodico sia la sua valenza sono conseguenza diretta del suo stato elettronico. Dal 1927 Walter Heitler, Fritz London, John Slater

e Linus Pauling fondavano la ben nota teoria del legame di valenza, che ha avuto tanta fortuna non per caso tra i chimici, perché la loro interpretazione del formalismo matematico era adattata in maniera esemplare alle procedure conoscitive e descrittive dei chimici.

Nello stesso periodo Friedrich Hund, Robert Mulliken, Gerhard Herzberg e John Lennard-Jones svilupparono quella parte della teoria chimica quantistica che sarà nominata da Mulliken "Teoria degli orbitali molecolari" [17]. Tale teoria fu formulata tramite un formalismo matematico che non soddisfaceva pienamente le ben note e impegnative procedure conoscitive e descrittive del chimico classico. Il suo formalismo matematico richiedeva un alto grado di astrazione e soprattutto in alcuni casi il superamento del linguaggio figurativo del chimico classico. I sopradetti approcci teorici, la teoria del legame di valenza e degli orbitali molecolari, si confrontarono in modo tagliente per quando riguardava sia la trattazione quantomeccanica della struttura molecolare del benzene sia il concetto della valenza in modo generale.

Nel 1933 Pauling, in una pubblicazione, rese evidente la necessità di ammettere varie forme classiche di struttura, ben note ai chimici classici, in risonanza quantica fra di loro per la spiegazione della costituzione molecolare del benzene allo stato energetico fondamentale [18].

Nello stesso periodo Erich Hückel diede un importante contributo alla fondazione quantomeccanica della chimica organica tramite una serie di pubblicazioni nelle quali trattò dal punto di vista quantomeccanico la molecola del benzene e dei suoi derivati e fece notare, in contrasto con le considerazioni di Pauling, l'insufficienza delle classiche formule di struttura di Kekulé nel rappresentare lo stato energetico fondamentale e le proprietà chimiche del benzene [19].

Tale contraddizione fu risolta in modo definitivo dal contributo di Hund tramite la formulazione delle cosiddette condizioni di localizzazione. Nel 1931 Hund riuscì a formulare le condizioni necessarie affinché fosse possibile la descri-

zione di una struttura molecolare tramite legami localizzati che sono ancora oggi attuali [20]. Secondo Hund la descrizione di una molecola AB_n tramite legami localizzati con il solito trattino (A-B-legami) è possibile, se i seguenti numeri:

- N_A il numero degli orbitali atomici di valenza dell'atomo centrale A che partecipano ai legami
- N_N il numero degli atomi N che sono legati con l'atomo centrale (atomi adiacenti)
- N_V il numero degli elettroni di valenza dell'atomo centrale A che sono disponibili per il legame con gli atomi B

sono uguali, cioè $N_A=N_N=N_V$.

Per motivi di spazio mostreremo soltanto alcuni casi rappresentativi. Per esempio la molecola del metano CH_4 e la struttura cristallina del diamante sono esempi classici di molecole che possono essere descritte tramite legami localizzati, perché per l'atomo di carbonio che appartiene al quarto gruppo della tavola periodica i suddetti tre numeri sono uguali ($N_A=N_N=N_V=4$).

La situazione però è diversa per la molecola del benzene C_6H_6 e la struttura cristallina della grafite. Considerando solo i legami σ vale $N_A=N_N=N_V=3$. Per i legami π però il numero degli atomi di carbonio adiacenti nel caso del benzene è uguale a 2 ($N_N=2$) e nel caso della grafite è uguale a 3 e solo un elettrone (p-orbitale atomico) è a disposizione ($N_V=1$) per ambedue i casi. Allora le condizioni di localizzazione non vengono soddisfatte e una rappresentazione visiva tramite legami localizzati diventa problematica. La molecola del benzene è un caso cruciale in cui la sua struttura può essere descritta sia con legami localizzati sia con legami delocalizzati.

A questo punto bisogna rilevare anche il fatto che la partecipazione di un orbitale atomico a un legame chimico dipende in sostanza da tre fattori: dall'energia dell'orbitale, dalla distribuzione spaziale della carica e dalla simmetria della molecola.

Pertanto Hund, con le suddette condizioni di localizzazione, ha evidenziato le condizioni necessarie che devono essere soddisfatte affinché sia possibile una rappresentazione figurativa dei legami chimi-

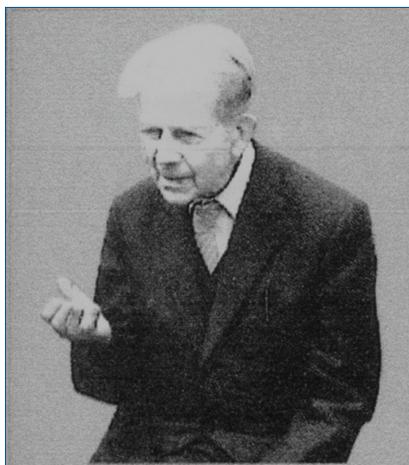
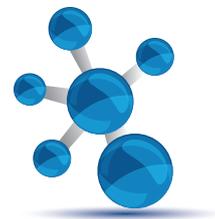


Fig. 5 - Friedrich Hund (1896-1997)



ci. Nel caso della rappresentazione tramite legami delocalizzati è possibile una rappresentazione a un grado superiore di astrazione tramite un adeguato formalismo matematico. Così Hund ha riconosciuto i limiti del paradigma tradizionale della chimica classica di rappresentare le molecole covalenti tramite legami localizzati che, in sostanza, sono i trattini di legame ben noti ad ogni chimico.

A livello logico Hund ha sostenuto che la descrizione di una molecola con l'impiego di orbitali molecolari delocalizzati in pratica non deve contraddire la descrizione di una molecola tramite legami localizzati. Determinante è che ci sono situazioni in cui la descrizione di una molecola richiede sia l'impiego di orbitali localizzati sia delocalizzati. Dall'altra parte ci sono casi in cui è necessario solo l'impiego di orbitali delocalizzati. Hund, cioè, sosteneva *“che nel primo caso, come nel caso del benzene, rispettando il principio della complementarità di Bohr, non si tratta a livello logico di una contraddizione, perché si può descrivere la molecola tanto con legami localizzati quanto con delocalizzati”* [21].

Purtroppo le sopracitate condizioni di localizzazione di Hund non pare abbiano avuto la meritata risonanza nei trattati moderni di chimica sia a livello universitario sia a livello scolastico. Un'eccezione rappresentano a nostra conoscenza i libri di Werner Kutzelnigg [22] e di Charles Coulson [23]. Kutzelnigg [24] nel secondo volume del suo trattato, che è dedicato proprio al legame chimico, fa ampio riferimento alle condizioni di localizzazione di Hund e poi prende in considerazione la modifica delle condizioni di localizzazione per trattare a livello quanto-meccanico i legami covalenti semipolari tra gli atomi di carbonio e i composti caratterizzati dalla presenza di numerosi legami doppi o tripli (polieni, poliini e alchenini).

Da parte sua Coulson, nel suo ben noto e apprezzato libro dai chimici italiani *“La valenza”*, pur facendo riferimento esplicito agli *“orbitali molecolari localizzati e non localizzati”* e citando i rispettivi lavori di Hund, alle condizioni di localizzazione si riferiva, però, in modo implicito [25]. Tuttavia considera in modo chiaro il concetto di simmetria molecolare e tratta i rispettivi concetti di localizzazione e delocalizzazione tramite l'adeguato formalismo matematico, rendendo evidente la possibilità di rappresentare in modo figurativo una data molecola, se

vengono soddisfatte le relative condizioni, tramite i soliti trattini di legame.

Conclusioni

Al termine di questa sintetica esposizione si può auspicare che le condizioni di localizzazione di Hund possano trovare un posto anche nei trattati di chimica per le scuole, affinché gli studenti possano comprendere i limiti della rappresentazione figurativa dei vari processi chimici e la necessità di descrivere alcuni processi chimici mediante un formalismo matematico che pretende un certo grado di astrazione mentale.

Inoltre, va rilevato che l'introduzione del modello quanto-meccanico dell'atomo rappresenta un momento culminante nella storia della teoria della periodicità, perché in tal modo fu chiarito il significato fisico a livello microscopico della legge periodica di Mendeleev, soddisfacendo così al suo già menzionato desiderio.

Ringraziamenti

Ringrazio Marco Taddia e Maurizio Mattaliano per i loro consigli.

BIBLIOGRAFIA

- [1] A tale proposito si veda E. Scerri <http://www.ericscerri.com/speaking.html> con ulteriori riferimenti bibliografici.
- [2] Per il lettore italiano si consiglia il recente libro di Marco Ciardi, perché l'autore tra l'altro si riferisce all'ambiente storico, culturale e politico dell'epoca e in modo particolare ai rapporti scientifici tra Mendeleev e Borodin con i loro colleghi italiani: M. Ciardi, *Il segreto degli elementi, Mendeleev e l'invenzione del Sistema Periodico*, Hoepli, Milano, 2019.
- [3] J.I. Solov'ev, *L'evoluzione del pensiero chimico dal '600 ai giorni nostri*, Mondadori, Milano, 1976, 270.
- [4] *Ibidem* pag. 270.
- [5] L. Cerruti, *La Chimica e l'Industria*, 1984, **66**(12), 789; 1985, **67**(9), 500.
- [6] J.I. Solov'ev, cfr. [3], pag. 264-273.
- [7] E. Paternò, *Giornale di scienze naturali ed economiche*, Palermo 1869, vol. V, anno V.
- [8] J.H. van't Hoff, *Arch. Néerl. Sci.*, 1874, **9**, 445.
- [9] A. Le Bel, *Bull. Soc. Chim., France*, 1874, **22**, 337.

- [10] C.A. Russell, *The History of Valency*, Leicester University Press, Oxford, 1971.
- [11] A. Kekulé, *Annalen der Chemie und Pharmacie*, 1866, **137**, 177 (traduzione e corsivi dell'autore).
- [12] J.I. Solov'ev, cfr. [3], pag. 283.
- [13] N. Bohr, *Philosophical Magazine*, 1913, **26**, 1-25, 476-502, 857-875.
- [14] S. Petruccioli, *Atomi metafore paradossi*, Niels Bohr e la costruzione di una nuova fisica, Edizioni Theoria, Roma-Napoli, 1988.
- [15] N. Bohr, *Det. Kgl. Danske Videnskabernes Selskabs Skrifter*, 1921, **IV**, 1.
- [16] A.I. Miller, *Immagini e metafore nel pensiero scientifico*, Edizioni Theoria, Roma-Napoli, 1994.
- [17] K. Gavroglu, A. Simoes, *Neither Physics nor Chemistry, A History of Quantum Chemistry*, The MIT Press, Cambridge, Massachusetts London, England, 2012.
- [18] L. Pauling, *Journal of Chemical Physics*, 1933, **1**, 280.
- [19] A. Karachalios, E. Hückel (1896-1980), *From Physics to Quantum Chemistry*, Boston Studies in the Philosophy of Science, vol. 283, Springer, Heidelberg, London, New York, 2010.
- [20] F. Hund, *Zeitschrift für Physik*, 1931, **73**, 1, 565; 1932, **74**, 1.
- [21] Intervista dell'autore con F. Hund, Göttingen, 22.08.1994.
- [22] W. Kutzelnigg, *Einführung in die Theoretische Chemie*, Band 2: Die chemische Bindung, VCH, Weinheim, 1994, 199.
- [23] C.A. Coulson, *La valenza*, Zanichelli, Bologna, 1975.
- [24] W. Kutzelnigg, cfr. [22], pag. 199.
- [25] C.A. Coulson, cfr. [23], Cap. 7, 166.

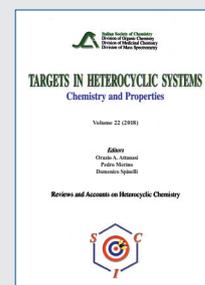
The Periodic Table and the Quantum Mechanical Theory of Valence

The purpose of this paper is to describe the relationship between the periodic table and the quantum theory of valence (1869-1940). Moreover, this paper emphasises the contribution of Friedrich Hund for a description of a molecule in terms of localized bonds. He formulated conditions for localizability that are still pertinent today.

LIBRI E RIVISTE SCI

Targets in Heterocyclic Systems Vol. 22

È disponibile il 22° volume della serie "Targets in Heterocyclic Systems", a cura di Orazio A. Attanasi, Pedro Merino e Domenico Spinelli
http://www.soc.chim.it/it/libri_collane/th/s/vol_22_2018



Sono disponibili anche i volumi 1-21 della serie.

I seguenti volumi sono a disposizione dei Soci gratuitamente, è richiesto soltanto un contributo spese di € 10:

- G. Scorrano "La Storia della SCI", Edises, Napoli, 2009 (pp. 195)
- G. Scorrano "Chimica un racconto dai manifesti", Canova Edizioni, Treviso, 2009 (pp. 180)
- AA.VV. CnS "La Storia della Chimica" numero speciale, Edizioni SCI, Roma 2007 (pp. 151)
- AA.VV. "Innovazione chimica per l'applicazione del REACH" Edizioni SCI, Milano, 2009 (pp. 64)

Oltre "La Chimica e l'Industria", organo ufficiale della Società Chimica Italiana, e "CnS - La Chimica nella Scuola", organo ufficiale della Divisione di Didattica della SCI (www.soc.chim.it/riviste/cns/catalogo), rilevante è la pubblicazione, congiuntamente ad altre Società Chimiche Europee, di riviste scientifiche di alto livello internazionale:

- ChemPubSoc Europe Journal
- Chemistry A European Journal
- EURJOC
- EURJIC
- ChemBioChem
- ChemMedChem
- ChemSusChem
- Chemistry Open

- ChemPubSoc Europe Sister Journals
- Chemistry An Asian Journal
- Asian Journal of Organic Chemistry
- Angewandte Chemie
- Analytical & Bioanalytical Chemistry
- PCCP, Physical Chemistry Chemical Physics

Per informazioni e ordini telefonare in sede, 06 8549691/8553968, o inviare un messaggio a manuela.mostacci@soc.chim.it

