

## GLI ORBITALI SONO REALMENTE NECESSARI NELL'INSEGNAMENTO DELLA CHIMICA DI BASE?

PAOLO MIRONE (\*)

*Il presente articolo è basato su una relazione presentata all'XIII Congresso Nazionale della Divisione di Didattica tenutosi a Torino dal 22 al 26 giugno nell'ambito del Congresso Nazionale della SCI "SCI2003".*

Circa quarant'anni or sono gli orbitali atomici fecero il loro ingresso nei testi di chimica generale per l'università e poi, nel corso degli anni settanta, si diffusero nei testi di chimica per le scuole secondarie superiori: nel 1980 un'indagine su 19 libri di testo pubblicati o riediti fra il 1968 e il 1979 rivelò che soltanto uno non menzionava gli orbitali [1].

Le ragioni di questa rapida fortuna sono da ricondurre alla convinzione, diffusa fra gli insegnanti di chimica, che gli orbitali siano indispensabili per un insegnamento moderno della disciplina, in particolare per descrivere la struttura elettronica dell'atomo e per spiegare il legame covalente e la geometria molecolare. Ma quanto era fondata questa convinzione?

Per rispondere a questa domanda bisogna innanzitutto ricordare l'origine del termine *orbitale*. Esso è stato introdotto nel 1932 da Robert Mulliken come abbreviazione dell'espressione "funzione d'onda orbitale monoelettronica". Questa espressione rivela che *orbitale* è un termine tecnico della meccanica quantistica nella sua versione ondulatoria: la *funzione d'onda* è quella che si ottiene risolvendo l'equazione di Schroedinger per l'atomo di idrogeno, ed è *monoelettronica* in quanto dipende dalle coordinate spaziali di un unico elettrone; è detta *orbitale* perché descrive - ovviamente in termini quantistici - il moto dell'elettrone intorno al nucleo; infine l'uso del termine *funzione d'onda* è giustificato dal fatto che essa si comporta come l'ampiezza di un'onda, nel senso che come due onde propagantisi in un mezzo interferiscono per dare origine a un'onda la cui ampiezza è la risultante vettoriale delle ampiezze delle prime due, così due funzioni d'onda possono combinarsi

si generando una nuova funzione d'onda data dalla loro somma algebrica.

A parte il caso dei sistemi monoelettronici come l'atomo di idrogeno, nel quale l'equazione di Schroedinger può essere risolta esattamente, gli orbitali hanno sempre un carattere approssimato in quanto, essendo funzioni delle coordinate di un singolo elettrone, possono tenere conto solo in modo grossolano delle repulsioni elettrostatiche dovute agli altri elettroni dell'atomo.

Gli orbitali hanno il carattere di ampiezze d'onda, ma non si tratta di onde fisiche: infatti tali ampiezze sono rappresentate in generale da numeri complessi. Ciò che ha un significato fisico è il quadrato del modulo dell'ampiezza d'onda, che è sempre un numero reale proporzionale alla probabilità di trovare l'elettrone nella posizione considerata.

### **Travisamento del concetto di orbitale nella didattica**

L'introduzione degli orbitali nell'insegnamento della chimica di base a livello sia secondario che universitario ha costituito una singolare anomalia didattica: si è preteso di presentare un concetto tipicamente quantistico, e come tale controintuitivo, a studenti privi di qualsiasi conoscenza, sia pure rudimentale, dei principi fondamentali della meccanica quantistica. Per avere un'idea dell'assurdità di tale operazione si può immaginare un docente di matematica che voglia insegnare le derivate senza aver prima spiegato il concetto di limite.

In queste condizioni era inevitabile che il concetto di orbitale subisse delle distorsioni, non solo e non tanto nella sua comprensione da parte degli studenti, quanto per effetto dei tentativi degli insegnanti e degli autori dei libri di testo di renderlo in qualche modo accessibile.

Fra i 19 testi dell'indagine citata soltanto uno riconosceva il carattere matematico dell'orbitale, mentre tre la-

sciavano il concetto nel vago (pur presentandone le consuete rappresentazioni grafiche), due consideravano il termine *orbitale* come sinonimo di *orbita*, tre come sinonimo di *nube di carica* e infine nove, cioè la metà dei testi che nominavano l'orbitale, lo definiva, con un'espressione destinata a divenire popolare, come "la regione dello spazio in cui è grande la probabilità di trovare l'elettrone" [1].

Ma anche nei testi per l'università la natura dell'orbitale veniva e spesso viene tuttora lasciata nel vago oppure travisata. Il primo caso è quello degli autori che non tentano neppure di darne una definizione e introducono il termine *orbitale* quasi di soppiatto, come nei due esempi seguenti, tratti entrambi da testi americani:

*Gli elettroni che hanno gli stessi valori di  $n, l$  e  $m_l$  occupano lo stesso orbitale. Lo spazio intorno a ogni nucleo può essere descritto in termini di regioni dette orbitali.*

Il secondo caso, molto più frequente, è quello degli autori che riducono l'orbitale a una particolare distribuzione spaziale di probabilità, cioè di densità elettronica, favorendo così la confusione fra orbitali e nubi elettroniche. Gli esempi che seguono rappresentano diverse varianti di questo modo di concepire gli orbitali:

*La descrizione completa della probabilità di trovare l'elettrone in vari punti dello spazio è detta orbitale.*

*Gli orbitali  $s, p, d, f$  hanno forme e orientamenti che indicano dove e come gli elettroni sono più probabilmente distribuiti.*

*Il termine orbitale è entrato nell'uso comune per designare un livello energetico associato a una particolare distribuzione di probabilità.*

*Non possiamo chiamare orbite queste nuvole di probabilità elettronica; per mantenere il parallelismo con la teoria precedente (presumibilmente quella di Bohr-Sommerfeld), esse sono chiamate orbitali.*

La confusione fra orbitali e nuvole elettroniche che traspare o quantomeno è

(\*) Dipartimento di Chimica, Università di Modena e Reggio Emilia

suggerita da queste definizioni nasconde il carattere fondamentale dell'orbitale, cioè quello di rappresentare non una probabilità ma un'ampiezza d'onda, legata alla probabilità da una relazione quadratica. Questa confusione porta alla conseguenza paradossale di spiegare la formazione del legame covalente come effetto della compenetrazione fra due nuvole di carica negativa che invece dovrebbero respingersi (in realtà per la formazione del legame covalente è necessario che i due orbitali interferiscano costruttivamente, cioè le loro ampiezze si sommino così che il passaggio dall'ampiezza alla probabilità mediante l'elevazione al quadrato crei al centro del legame una concentrazione di carica negativa che compensa la repulsione fra i due nuclei).

Un altro aspetto degli orbitali che ha generato ulteriore confusione è l'ibridazione (o ibridizzazione che dir si voglia). Molti testi si limitano a descriverla vagamente come un mescolamento o combinazione fra orbitali, ma alcuni ne parlano come se si trattasse di un vero e proprio fenomeno fisico, come mostrano i seguenti esempi tratti da due testi universitari americani:

*Mescolando gli orbitali atomici originali si possono formare orbitali speciali con un processo chiamato ibridizzazione... l'atomo di carbonio subisce una ibridizzazione  $sp^3$ ... gli orbitali atomici del carbonio sono trasformati in modo da poter accettare la migliore sistemazione degli elettroni.*

*Pauling suggerì che l'avvicinamento di atomi H a un atomo di C isolato provoca un riarrangiamento dei quattro orbitali s e p del carbonio. Cioè, gli orbitali dell'atomo di C si ibridizzano. Dunque, se è vero ciò che affermano gli autori del secondo testo, il primo a travisare la natura dell'ibridizzazione sarebbe stato Linus Pauling, uno dei padri fondatori della chimica quantistica. Pauling stesso sembra confermare questa interpretazione con una frase che si legge nel suo classico libro sulla natura del legame chimico:*

*Ci aspettiamo che questa ibridazione abbia luogo (take place) affinché l'energia del legame possa essere massima [2].*

Merita infine di essere citata la rara eccezione del testo di chimica generale di Petrucci e Harwood, che affermano chiaramente:

**104** *L'ibridizzazione non è un fenomeno fisico reale. Non è possibile osservare variazioni della distribuzione della*

*carica elettronica da quella degli orbitali puri a quella degli orbitali ibridi [3].*

Infatti, come ha spiegato Coulson [4], "non è lecito credere che l'ibridazione rappresenti un "fenomeno" reale, non più di quanto la risonanza fra differenti strutture come la covalente e la ionica di un legame polare può essere chiamata un "fenomeno".

Infine un punto sul quale nessuno dei testi di chimica generale di mia conoscenza - neppure fra quelli che definiscono correttamente il concetto - si pronuncia in maniera esplicita è quello della non osservabilità degli orbitali (vedi appendice). Probabilmente ciò è dovuto alla considerazione che questo aspetto non sia rilevante ai fini dell'insegnamento della chimica al primo anno di università e al timore di complicare ulteriormente un argomento non facile. Ma l'esperienza insegna che sono ben rari i docenti dei corsi successivi che si preoccupano di approfondire i fondamenti concettuali della propria disciplina. Le conseguenze di questa carenza si fanno sentire, come ha mostrato un recente episodio che riguarda il campo della ricerca.

#### **"Orbitals observed"**

Questo "strillo" in caratteri cubitali compariva sulla copertina del numero di *Nature* del 2 settembre 1999 in cui era pubblicato un articolo intitolato "Direct observation of d-orbital holes and Cu-Cu bonding in  $Cu_2O$ " [5]. L'articolo riferisce i risultati di uno studio, mediante diffrazione elettronica e di raggi X, della distribuzione degli elettroni nella cella elementare della cuprite ( $Cu_2O$ ). Gli autori presentano i loro risultati sotto forma di una mappa in falsi colori ottenuta sottraendo dalla densità elettronica osservata sperimentalmente quella calcolata teoricamente per l'ipotetico cristallo di cuprite costituito da ioni sferici  $Cu^+$  e  $O^{2-}$ . La mappa mostra in corrispondenza delle posizioni degli atomi di rame delle differenze negative che danno luogo a figure abbastanza somiglianti alla forma dell'orbitale  $d_{z^2}$  comunemente rappresentata nei libri di testo.

Gli autori commentano così questo risultato:

*"La corrispondenza fra la nostra mappa sperimentale e i classici diagrammi degli orbitali  $d_{z^2}$  riportati nei libri di testo è sorprendente. Tutte le nostre mappe mostrano forti distribuzioni di carica non sferiche intorno agli atomi di rame, con la caratteri-*

*stica forma degli orbitali d."*

Qui la distinzione tra i concetti di orbitale e di nuvola (o distribuzione) di carica è sufficientemente chiara e non si parla di osservazione di orbitali. Naturalmente le nuvole di carica possono assumere le forme più varie e non c'è nessuna legge che vieti loro di assumere in casi particolari una forma più o meno somigliante a quella di un orbitale. Ma questo non autorizza a confondere i due concetti e a parlare di osservazione diretta della forma di un orbitale. Viceversa è proprio questo che avviene nell'editoriale - intitolato alquanto fantasiosamente "Electrons seen in orbit" [6] - il sottotitolo del quale suona così:

*"La classica forma degli orbitali elettronici è stata ora osservata direttamente".*

Nel corpo dell'editoriale si legge poi:

*"Per la prima volta la peculiare forma degli orbitali elettronici viene rivelata sperimentalmente. L'articolo di Zuo et al. è degno di nota perché la qualità delle loro mappe di densità di carica permette di riprendere per la prima volta un'immagine sperimentale diretta della complessa forma dell'orbitale  $d_{z^2}$ ."*

La notizia della "osservazione sperimentale diretta" della forma degli orbitali ebbe un'ampia risonanza sulla stampa divulgativa. In Italia *Le Scienze* pubblicò nella rubrica *Scienza e Società* la mappa a colori dell'articolo originale, con un commento intitolato "Orbitali molecolari con vista" che dapprima informava che "le nubi elettroniche non solo esistono ma, sorprendentemente, si possono anche osservare" (affermazione ineccepibile, a parte la sorpresa) e poche righe sotto aggiungeva:

*"Come si osserva (sic) nell'immagine a fianco, i nuclei di rame (che non sono mostrati) sono situati al centro degli orbitali elettronici ombreggiati in rosso e in blu" [7]. Poiché la didascalia della figura si apre con le parole "Una delle straordinarie fotografie delle nubi elettroniche nella cuprite", si può dire che la confusione fra i concetti di orbitale e di nube elettronica si risolve qui in una completa identificazione.*

*La Chimica nella Scuola* fu probabilmente il primo giornale che cercò di ristabilire la verità con un breve commento, intitolato "Orbitali con svista", in cui si sosteneva che "a un singolo orbitale non si può far corrispondere alcun ente fisicamente osservabile. L'unico ente suscettibile di osservazio-

ne diretta è la nuvola elettronica formata da tutti gli elettroni di un atomo (isolato) o di una molecola o... della cella elementare di un cristallo" [8]. Qualche mese più tardi apparve sul *Journal of Chemical Education* un articolo di Eric Scerri [9] che ribadiva la natura di costrutti matematici degli orbitali e contestava la confusione (conflation) fra i termini *orbitale* e *densità elettronica* fatta dalla redazione di *Nature*. La seguente citazione riassume efficacemente la tesi centrale dell'articolo di Scerri: "Secondo la teoria attualmente accettata, gli orbitali atomici servono unicamente come set di base - cioè come tipi di sistemi di coordinate che possono essere usati per sviluppare matematicamente la funzione d'onda di un sistema fisico. Proprio come il sistema di coordinate  $x, y, z$  usato per descrivere un particolare esperimento di fisica classica non è osservabile, così anche gli orbitali atomici sono completamente inosservabili, anche in linea di principio".

In conclusione, l'episodio nato dagli incauti commenti dei redattori di *Nature* ha mostrato che non solo negli ambienti dell'insegnamento, ma anche in quelli dell'editoria scientifica esiste una diffusa tendenza a confondere le nozioni di orbitale e di nube elettronica; e due articoli apparsi recentemente su prestigiose riviste con i titoli "Raffigurazione (*Imaging*) delle funzioni d'onda elettroniche di livelli energetici quantizzati in nanotubi di carbonio" [10] e "Vedere gli orbitali molecolari" [11] inducono a sospettare che tale confusione si stia diffondendo anche nel mondo della ricerca.

### Esiste un' alternativa agli orbitali?

La precedente rassegna, anche se sicuramente incompleta\*, mostra che nei suoi settant'anni di vita il concetto di orbitale ha subito, talvolta anche ad opera di qualche "addetto ai lavori", vari travisamenti e distorsioni: cosa che non dovrebbe stupire eccessivamente, in quanto l'orbitale è un concetto proprio della meccanica quantistica, disciplina ben nota per essere intrinsecamente controintuitiva.

Da ciò dovrebbe seguire come ovvia conseguenza che qualsiasi discorso didattico sugli orbitali esige come prerequisito almeno la conoscenza dei primi rudimenti della meccanica quantistica, cosa che difficilmente può darsi prima del secondo semestre universitario. Altrimenti il risultato inevi-

tabile sarà un incremento della confusione di idee degli studenti. Perciò i docenti delle scuole secondarie dovrebbero (anzi, avrebbero dovuto da tempo) chiedersi seriamente se non sia il caso di bandire del tutto gli orbitali dal loro insegnamento, tanto più che a questo livello scolastico si corre il rischio che oltre ai travisamenti già passati in rassegna si arrivi a una vera e propria materializzazione del concetto (ricordo un libro di testo - ma è probabile che non fosse il solo - che chiamava l'orbitale "la casa dell'elettrone"). Immagino che questo discorso potrà scandalizzare qualche insegnante, che si chiederà come sia possibile trattare altrimenti la struttura dell'atomo e la geometria molecolare. In realtà esiste una valida alternativa, concettualmente più semplice e, almeno in buona parte, fondata su dati sperimentali di non difficile interpretazione.

Nei libri di testo attuali gli orbitali entrano in scena quando si comincia a trattare la struttura elettronica dell'atomo. Questa struttura presenta due aspetti: quello della distribuzione radiale degli elettroni e quello della loro distribuzione angolare. Il primo aspetto può essere affrontato partendo dai valori sperimentali delle energie di progressiva ionizzazione degli elementi: il grafico delle radici quadrate di tali energie in funzione del numero atomico suggerisce immediatamente il modello a gusci (o a strati che dir si voglia) a chiunque possieda un minimo di conoscenze di fisica (Fig. 1) [12, 13]. L'aspetto della distribuzione angolare degli elettroni non ha un grande interesse nell'atomo isolato, ma viene in primo piano quando si deve affrontare il problema della geometria molecolare. La risposta che il metodo basato sugli orbitali dà a questo problema non è del tutto soddisfacente: infatti, usando orbitali ibridi opportunamente scelti, è sempre possibile razionalizzare (cioè giustificare a posteriori) una geometria molecolare già determinata sperimentalmente; ma, a meno di calcoli laboriosi, non è possibile prevederla a priori. In breve, con gli orbitali si mostra

che la molecola del metano può, ma non che deve essere tetraedrica.

Viceversa, mediante il modello VSED (Valence Shell Electron Domains)\*\*, è possibile prevedere in maniera semplice e accurata la geometria della maggior parte delle molecole (fanno eccezione le molecole con legami a carattere quasi ionico come  $\text{Na}_2\text{O}$  e  $\text{CaF}_2$  e varie molecole aventi come atomo centrale un elemento di transizione [14]). Ormai questo modello dovrebbe essere abbastanza conosciuto, poiché già nel 1994 è stata pubblicata la traduzione italiana del libro *The VSEPR model of molecular geometry* di Gillespie e Hargittay [15]. Inoltre La Chimica nella Scuola ha pubblicato pochi anni fa due articoli che descrivono il modello e la sua evoluzione [16, 17] e qualche libro di testo più aggiornato lo presenta - magari in caratteri più piccoli - come alternativa all'immane "modello a orbitali".

In realtà il modello VSED è nettamente preferibile sia per la capacità esplicativa (si provi a spiegare le geometrie delle molecole dei tre fluoruri dello xenon col modello VSED e con quello a orbitali), sia per la semplicità di applicazione, sia per l'assenza di elementi errati o gravemente fuorvianti che invece sono spesso presenti nelle presentazioni correnti del "modello a orbitali".

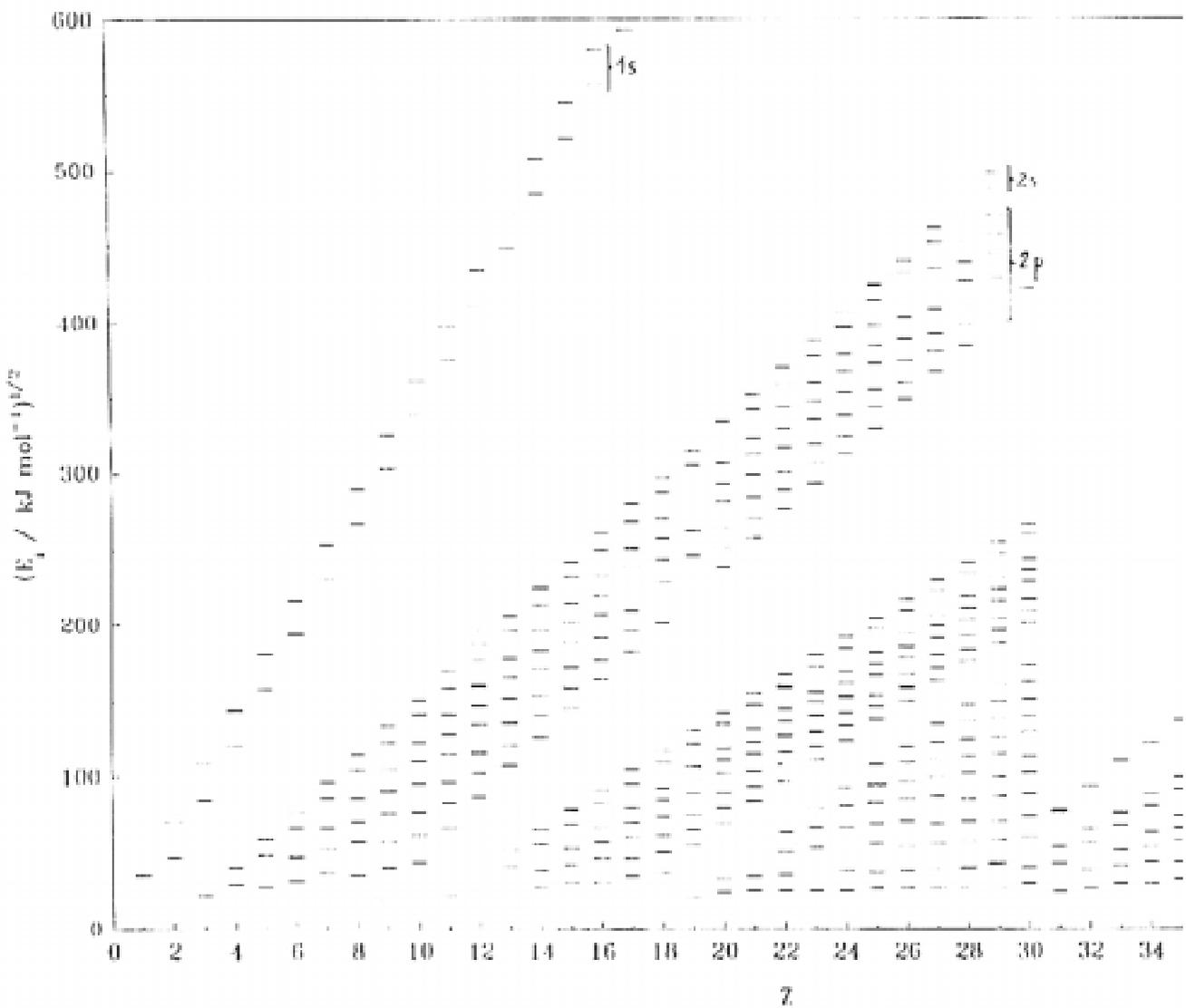
Queste considerazioni valgono non solo per i corsi di chimica per le scuole secondarie superiori, ma anche per il corso di chimica generale e inorganica per il primo anno universitario. Infatti in tale corso non c'è (o almeno non dovrebbe esserci) nessun argomento per il cui svolgimento siano necessari gli orbitali.

### Appendice: Perché non si può parlare di osservabilità degli orbitali

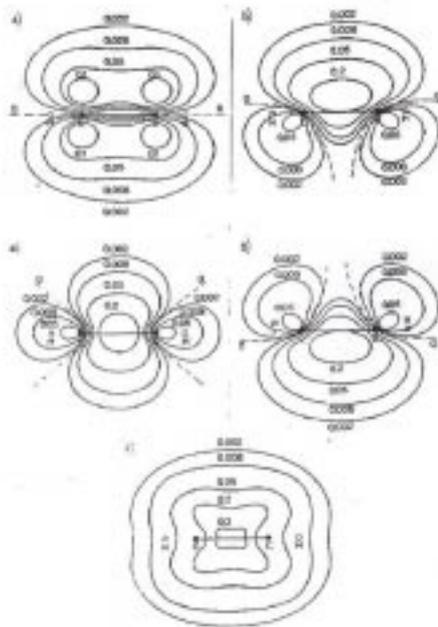
Nei sistemi a più elettroni è possibile calcolare il valore della probabilità di trovare un elettrone per ogni punto dell'atomo o della molecola sommando le probabilità dovute a tutti gli orbitali occupati, e quindi disegnare una mappa della densità elettronica dell'atomo o

\* Sono stati esaminati 22 testi di chimica generale, di cui 7 di autori italiani, 14 di autori statunitensi e uno di autori canadesi. Quelli che presentano il concetto di orbitale in maniera soddisfacente sono risultati soltanto 8, di cui 5 di autori italiani.

\*\* Questo è il nome adottato per il modello già denominato VSEPR (Valence Shell Electron Pairs Repulsion) dopo che si è riconosciuto che il fattore determinante agli effetti della geometria molecolare non è tanto la repulsione elettrostatica fra i doppietti elettronici quanto il principio di esclusione di Pauli, in virtù del quale due elettroni dello stesso spin tendono a stare lontani l'uno dall'altro; questo non per effetto di qualche nuova forza che si aggiunge alla repulsione elettrostatica, ma come conseguenza della forma matematica della funzione d'onda di un sistema di due o più elettroni.



**Fig.1.** Il grafico mostra, su una scala lineare nella radice quadrata, i valori sperimentali conosciuti delle energie di progressiva ionizzazione dei primi 42 elementi. Per ragioni di spazio le energie relative ai due elettroni del guscio più interno sono mostrate solo per i primi 16 elementi.



**Fig. 2. Due descrizioni alternative del doppio legame C=C nella molecola dell'etilene.**

In a) e a') sono mostrate, mediante linee che uniscono punti di uguale densità, le distribuzioni elettroniche nei legami  $\pi$  e  $\sigma$ ; in b) e b') le distribuzioni nei due legami "a banana";

in c) la distribuzione risultante dall'insieme dei due orbitali molecolari ( $\pi$  e  $\sigma$  o le due "banane"): il risultato è lo stesso quale che sia la descrizione adottata per i singoli orbitali molecolari.

Tutti le mappe si riferiscono a un piano perpendicolare al piano molecolare e passante per i nuclei di carbonio. Si noti che la mappa c) non è la mappa di densità totale di  $\text{CH}_2=\text{CH}_2$  perché non si è tenuto conto dei contributi degli orbitali che formano i quattro legami C-H e di quelli del guscio più interno.

La figura è riprodotta con autorizzazione dal volume *Strutture molecolari* di J. Tomasi, Loescher Editore, Torino, 1980.

della molecola e confrontarla con una mappa ottenuta per via sperimentale. Ma questo confronto è possibile solo per la densità elettronica totale, cioè dovuta a tutti gli elettroni dell'atomo o della molecola, non per i contributi dei singoli orbitali, perché nessuna tecnica sperimentale è in grado di distinguere fra tali contributi.

Poiché questa impossibilità non è menzionata esplicitamente da nessuno dei testi di chimica generale che sono a mia conoscenza, conviene illustrarla con un esempio. Quello del doppio legame fra due atomi di carbonio è particolarmente illuminante. Tutti i testi di chimica generale e di chimica organica presentano questo legame come se fosse costituito da due parti ben distinte: un legame  $\sigma$ , dovuto al ricoprimento fra due orbitali  $sp^2$  collineari alla retta passante per i nuclei, e un più debole legame  $\pi$  dovuto al ricoprimento "laterale" fra due orbitali  $p$ , perpendicolari al piano molecolare. Ma questo modello non è l'unico possibile: si può descrivere al-

trattanto bene il doppio legame come il risultato del ricoprimento fra due orbitali di un atomo di carbonio tetraedrico e due di un altro atomo pure tetraedrico, che porta alla formazione di due legami curvi ("a banana"). Per quanto possa sembrare sorprendente, i due modelli sono perfettamente equivalenti: la Fig. 2 mostra mediante curve di isodensità elettronica (cioè di uguale probabilità di trovare un elettrone in un dato elemento di volume) a sinistra le distribuzioni elettroniche calcolate per il legame  $\pi$  (a) e per il legame  $\sigma$  (a') e a destra quelle calcolate per i due legami curvi (b e b'); il grafico in basso (c) mostra la distribuzione risultante, che è la stessa sia che si sommino le densità rappresentate in a e a' (modello  $\sigma\pi$ ) o quelle raffigurate in b e b' (modello a legami curvi).

La coincidenza fra i due risultati non è fortuita, e mostra che la scelta dello stato di ibridazione degli atomi che devono legarsi ( $sp^2$  nel modello  $\sigma\pi$ ,  $sp^3$  nel modello a legami curvi) non influisce

sull'unica grandezza osservabile sperimentalmente, cioè sulla densità della nuvola di carica formata da tutti gli elettroni presi in considerazione nel calcolo. Ciò è la conseguenza del fatto che l'ibridazione non è un fenomeno fisico, ma un semplice artificio matematico diretto a "salvare il concetto di legame localizzato con un perfetto appaiamento di orbitali sui due atomi del legame" [4].

Le differenze fra le mappe di densità elettronica parziale, cioè relative alle singole componenti del doppio legame (legami  $\pi$  e  $\sigma$  a sinistra, legami curvi a destra) non devono preoccupare: tali mappe non hanno un significato fisico, in quanto rappresentano due diversi modi, entrambi artificiali, di scomporre la distribuzione elettronica globale, e non possono esistere mappe sperimentali con cui confrontarle.

Possiamo quindi concludere che gli orbitali non sono osservabili né direttamente, data la loro natura immateriale, né indirettamente perché non è possibile distinguere per via sperimentale i contributi dei singoli orbitali alla densità elettronica globale di un atomo o di una molecola.

**Bibliografia**

[1] P. Mirone, Che cos'è un orbitale? *La Chimica nella Scuola*, 1980, N. 2, p. 8.  
 [2] L. Pauling, *The Nature of the Chemical Bond*. Cornell University Press, Ithaca, 1948, p.82.  
 [3] R.H. Petrucci e W.S. Harwood, *Chimica generale*. Piccin, Padova, 1995, p.407.  
 [4] C.A. Coulson, *Valence*. Oxford University Press, 1961, p.233.  
 [5] J.M. Zuo, M. Kim, M. O'Keeffe, J.C.H. Spence, *Nature*, **401** (1999), 49.  
 [6] C.J. Humphreys, *Nature*, **401** (1999), 21.  
 [7] M. Cattaneo, *Le Scienze*, **374** (1999), 18.  
 [8] P. Mirone, Orbitali con svista. *La Chimica nella Scuola*, **22** (2000), 6.  
 [9] E.R. Scerri, Have orbitals really been observed? *J. Chem. Educ.*, **77** (2000), 1492.  
 [10] L.C. Venema, J.W.G. Wildoer, J.W. Janssen, S.J. Tans, H.L.J. Temminck Tuinstra, L.P. Kouwenhoven, C. Dekker, Imaging electron wave functions of quantized energy levels in carbon nanotubes. *Science*, **283** (1999), 52.  
 [11] J.I. Pascual, J. Gómez-Herrero, C. Rogero, A.M. Baró, D. Sánchez-Portal, E. Artacho, P. Ordejón, J.M. Soler, Seeing molecular orbitals. *Chemical Physics Letters*, **321**, (2000), 78.  
 [12] P. Mirone, Energie di ionizzazione e struttura elettronica dell'atomo. *La Chimica nella Scuola*, 1987, N. 3, p.12.  
 [13] P. Mirone, How to get more from ionization energies in the teaching of atomic structure. *J. Chem. Educ.*, **68**, (1991), 132.  
 [14] R.J. Gillespie and E.A. Robinson, Electron domains and the VSEPR model of molecular geometry. *Angew. Chem. Int. Ed. Engl.*, **35** (1996), 495.  
 [15] R. J. Gillespie e I. Hargittai, *Geometria molecolare. Il modello VSEPR*, Zanichelli, Bologna, 1994.  
 [16] R. J. Gillespie, Legame senza orbitali. *La Chimica nella Scuola*, **19** (1997), 2.  
 [17] M. Chastrette, M.B. Larrouy, K. Bourasou, Il modello VSEPR e la sua evoluzione. *La Chimica nella Scuola*, **21** (1999), 8.