

DIDATTICA ATTUALE E DIDATTICA CHIMICA

“Il Cobianchi”, Verbania 2008 pp. 26-36 (*)

INTRODUZIONE

I lettori di questa rivista mi conoscono soprattutto per i miei articoli che riguardano i vari aspetti dell'innovazione tecnologica e delle tecnologie ambientali e possono restare sorpresi da questo articolo che invece tratta un argomento apparentemente lontano quale è la didattica chimica. Nella realtà ho avuto nella mia lunga carriera anche a che fare con questa attività anche se in maniera limitata ma penso sufficientemente approfondita per poter fare qualche riflessione tra quello che è la didattica chimica attuale e la chimica attuale che opera nella società, e cioè quella della ricerca, delle tecnologie chimiche e dei loro riflessi ambientali di cui mi occupo da tanto tempo.

La mia esperienza didattica è breve e copre un periodo che va dal 2001 al 2007 con incarichi per l'insegnamento della chimica nei Licei Cantionali del Ticino per un totale di circa 350 allievi di cui circa 50 di seconda liceo e il rimanente di prima liceo. Occorre subito precisare che in Svizzera la scuola media dura quattro anni e altrettanti il liceo. Gli allievi di prima e seconda liceo corrispondono quindi a un livello di scolarizzazione corrispondente rispettivamente alla seconda e terza liceo in Italia. Un'altra importante differenza risiede nell'assenza in Svizzera di licei specializzati come in Italia (scientifico, classico, linguistico, ecc.) sostituita da una situazione integrata in cui il primo anno è uguale per tutti mentre dal secondo al quarto anno vengono offerte varie specializzazioni come quella fisico-matematica o chimico-biologica in campo scientifico ovvero una molto seguita come quella linguistica e altre ancora che coprono in maniera più o meno equivalente l'offerta dei licei italiani. Dal punto di vista dei libri di testo di chimica sono largamente usati i libri editi in Italia e di cui ho avuto la possibilità di esaminarne un buon numero. La chimica è insegnata a tutti al primo e secondo anno sulla base di due ore di lezione alla settimana accompagnate da 7-8 esperienze di laboratorio di due ore durante l'anno. Gli allievi che scelgono l'indirizzo chimico-biologico hanno un'ora in più di lezione al secondo anno.

Oltre all'insegnamento ho avuto modo anche di frequentare alcuni corsi presso l'Alta Scuola Pedagogica (ASP) di Locarno per quanto riguarda l'apprendimento, la valutazione e la didattica disciplinare e che mi hanno dato l'occasione di fare alcune esperienze didattiche, che vi voglio presentare in questo articolo, e che sono all'origine delle mie riflessioni sulla didattica chimica attuale

EVOLUZIONE ATTUALE DELLA CHIMICA

Fino alla metà del secolo XX i chimici non avevano la possibilità di vedere l'oggetto dei loro studi costituito dagli atomi e dalle molecole. Questa situazione è stata descritta in modo mirabile da Primo Levi nel suo libro “La chiave a stella”: *le cose che noi (chimici) manipoliamo sono troppo piccole per essere viste, anche con i microscopi più potenti, allora dobbiamo inventare diversi trucchi intelligenti per riconoscerle senza vederle*. Questa situazione non è però rimasta tale e già nel 1959 Richard Feynman, premio Nobel per la fisica, conosciuto anche come grande divulgatore della meccanica quantistica, anticipò questa evoluzione con la famosa frase: *there is plenty of room at the bottom* (vi è un mucchio di spazio sul fondo) aggiungendo anche: *per quanto ne so, i principi*

(*) Questa versione contiene, rispetto a quella pubblicata su “Il Cobianchi”, alcune correzioni suggerite da discussioni avute con il Dr. Gabriele Ricchiardi, Segretario del NIS, il Centro di Ricerche sulle nanotecnologie dell'Università di Torino, e con il Dr. Mario Marchisio, fisico, ricercatore al Politecnico di Zurigo che qui ringrazio.

della fisica non impediscono di manipolare le cose atomo per atomo. Come Primo Levi aveva ben osservato nella frase citata sopra, il problema dei chimici era prima di tutto quello di poter vedere atomi e molecole ed è in questa direzione che possiamo iniziare la storia dell'evoluzione della chimica negli ultimi cinquant'anni. Nella Fig. 1 abbiamo riportato una famosa fotografia che rappresenta 35 atomi di xeno, un gas nobile, situati su un letto di atomi di nichel metallico (in grigio) ottenuta usando un microscopio molto particolare indicato con la sigla STM (Scanning Tunnel Microscope), possiamo inoltre osservare che gli atomi non sono messi a caso ma formano la scritta IBM il che dimostra che non solo è possibile vedere questi atomi ma anche manipolarli spostandoli nelle posizioni volute.

Contrariamente a quello che si potrebbe pensare questa immagine non è stata ottenuta recentemente ma data di quasi vent'anni ed è valsa ai loro autori, ricercatori presso il centro di ricerche IBM di Zurigo, il premio Nobel. Non solo è ora possibile vedere e manipolare degli atomi con il microscopio STM ma anche addirittura osservare reazioni chimiche. In un lavoro di ricerca del 1997, e quindi vecchio di oltre dieci anni, si è riusciti a vedere due molecole di ossigeno (la molecola di ossigeno è composta da due atomi di ossigeno uniti da un legame chimico) posati su un letto di atomi di platino metallico e, dopo un primo impulso elettrico, mostrare la rottura di una delle due molecole nei due atomi e, dopo un secondo impulso, rompere anche la seconda molecola e mostrare i quattro atomi di ossigeno separati sul platino. Il microscopio ottico, conosciuto da secoli, ingrandisce le immagini usando la luce visibile ma non può andare molto al di là, per ragioni fisiche, di mille ingrandimenti. Da molti decenni si conoscono però microscopi, che usano gli elettroni invece della luce, che possono superare di gran lunga questi limiti, essi sono il TEM (Transmission Electron Microscope) e soprattutto il SEM (Scanning Electron Microscope) ancora più interessante perché riesce a dare anche una visione tridimensionale dell'oggetto osservato su uno schermo televisivo o un monitor del computer. Più recentemente sono stati sviluppati microscopi ancora più potenti basati su una punta metallica estremamente sottile che esplora la superficie dell'oggetto sentendo forze o altri effetti generati dagli atomi e che ricostruiscono l'immagine dell'oggetto attraverso un computer. Questi sono l'AFM (Atomic Force Microscope) e il STM (Scanning Tunnel Microscope) che riescono a rendere visibili oggetti di dimensioni atomiche o molecolari come si vede nella Fig. 1 ottenuta con un STM.

Per tutte queste tecnologie di visione e manipolazione di atomi e molecole, oltre trent'anni fa, nel 1974, il Prof. Norio Taniguchi della Tokyo Science University coniò il termine nanotecnologie che si è poi diffuso ai nostri giorni per indicare le tecnologie in grado di manipolare e studiare oggetti di dimensione inferiore a 100 nanometri, pari a un decimillesimo di millimetro, e che quindi possono contenere fino a svariate migliaia di atomi o molecole. Occorre dire che oggetti di dimensioni nanometriche esistono in natura e sono prodotti anche in molti processi tecnologici da moltissimi anni, la grande differenza è che ora è possibile vederli, caratterizzarli, manipolarli e, ancora più importante, realizzarne di nuovi con caratteristiche determinate per rispondere a un certo scopo. Quest'ultima possibilità rappresenta la vera rivoluzione che è apparsa nelle tecnologie chimiche e che è analoga a quella della biologia molecolare che ha permesso la manipolazione e modifica delle grandi molecole biologicamente attive come il DNA e le proteine per raggiungere determinati scopi. Il fatto di poter vedere, manipolare e progettare molecole o insiemi limitati di atomi o molecole, è all'origine di un cambiamento di paradigma nella chimica, abituata a studiare e manipolare quantità corrispondenti a numeri miliardari di molecole, e ora in grado di studiare e manipolare insiemi che possono essere anche di poche migliaia di molecole se non addirittura di atomi o molecole singole. La grande differenza tra la chimica tradizionale e la chimica delle nanotecnologie risiede quindi nel fatto che la prima utilizza tecniche tradizionali che permettono di manipolare quantità di sostanze che, per quanto piccole, contengono miliardi di miliardi di atomi e molecole. Per queste quantità macroscopiche sono state determinate proprietà chimiche e fisiche che spesso sono un risultato statistico medio del comportamento dei singoli atomi o molecole. Nelle nanotecnologie è invece

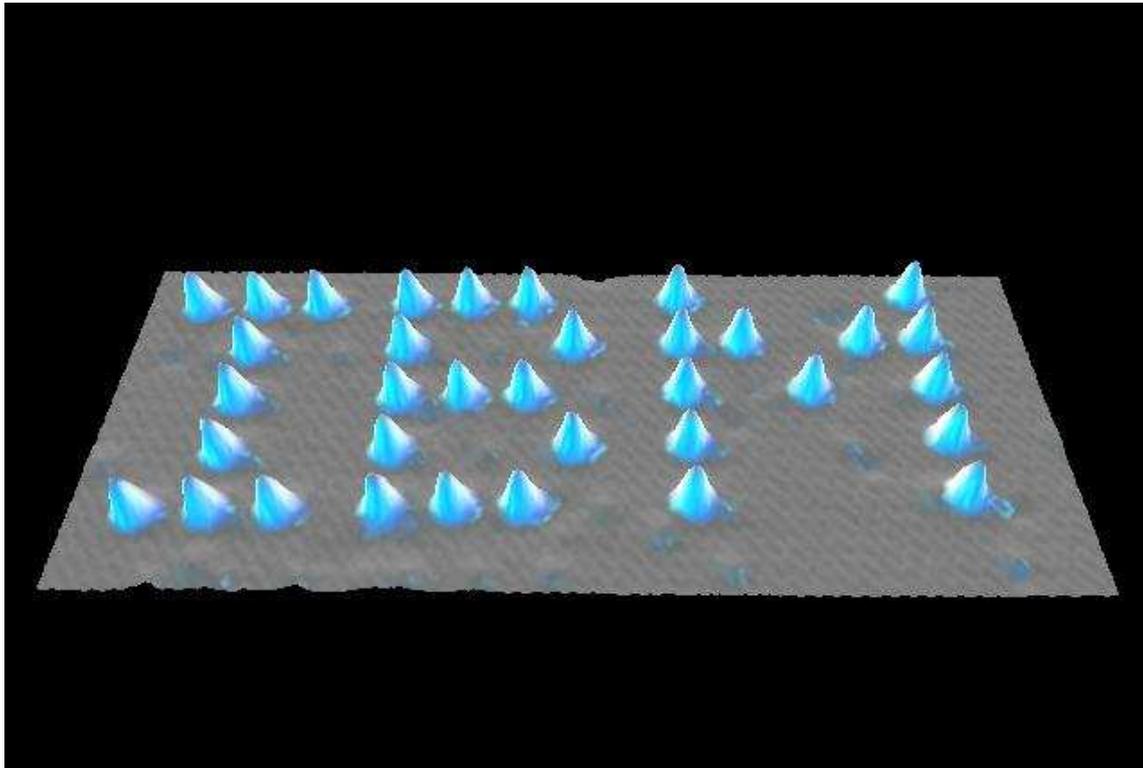


Fig. 1. Visione al microscopio STM di 35 atomi di xeno su un letto di nichel metallico

possibile manipolare quantità molto più piccole in cui il numero di atomi o molecole può essere dell'ordine di centinaia o migliaia e, in qualche caso come abbiamo visto, anche del singolo atomo. In queste condizioni intervengono effetti dovuti al fatto che gli atomi e le molecole nel loro comportamento non seguono le leggi della meccanica classica ma leggi molto più complesse dettate dalla cosiddetta meccanica quantistica. Nel caso di insiemi con un grande numero di atomi o molecole che costituiscono un corpo macroscopico l'applicazione della meccanica quantistica porta praticamente alle ben conosciute leggi della meccanica classica ma questo non è vero se gli insiemi di atomi o molecole sono molto piccoli e dove quindi gli effetti quantistici diventano visibili. Basti un esempio per tutto questo: il seleniuro di cadmio CdSe si presenta come un cristallo e, in quantità macroscopiche, presenta un punto di fusione a 1405°C. Se si misura invece il punto di fusione di un cristallo del volume di poche decine di nanometri cubi contenente alcune migliaia di molecole esso risulta di solo 427°C. Le nuove proprietà degli insiemi atomici o molecolari di dimensioni nanometriche sono conosciute solo in parte da cui l'enorme potenziale di esplorazione di nuove proprietà e applicazioni che la nanotecnologia offre in particolare nel campo dei materiali e degli strati superficiali. Questo aspetto nuovo della chimica rende le nanotecnologie non solo un nuovo settore della chimica ma un vero e proprio nuovo modo di fare la chimica che dovrebbe a mio avviso essere preso in considerazione nella sua didattica dando a questa disciplina una visione moderna necessaria per rendere attuale la cultura scientifica dell'allievo.

DIDATTICA ATTUALE DELLA CHIMICA

La didattica attuale della chimica nei licei si basa essenzialmente su leggi, modelli e principi sviluppati nel secolo XIX e, nei primi decenni del XX secolo, per quello che riguarda la struttura dell'atomo e il legame chimico. Il suo punto centrale è il cosiddetto modello atomico/molecolare che interpreta la materia come formata da particelle piccolissime chiamate molecole a loro volta formate dall'unione di particelle ancora più piccole chiamate atomi. Mentre gli atomi conosciuti sono circa un centinaio, le molecole che si formano a partire dalla combinazione di più atomi uguali o differenti sono invece innumerevoli. Questo modello è stato ideato da Avogadro all'inizio dell'ottocento e sviluppato e promosso quindi da Cannizzaro facendolo accettare dalla maggioranza dei chimici in un famoso congresso internazionale di chimica tenuto a Karlsruhe nel 1860. Il modello atomico/molecolare permise quindi nella seconda metà dell'ottocento di sviluppare il concetto di mole, indispensabile per poter fare calcoli coerenti sulle quantità macroscopiche di sostanze che reagiscono o si producono nelle reazioni chimiche non essendo a quel tempo la realtà atomica o molecolare, per la loro piccolezza, direttamente accessibile. La mole, che è stata assunta recentemente come unità di misura fondamentale, rappresenta una quantità di sostanza in grammi contenente un numero di molecole pari alla costante di Avogadro e cioè $6,022 \times 10^{23}$ molecole dello stesso tipo. Per quanto riguarda la struttura dell'atomo è molto diffusa la presentazione del modello di Bohr del 1913 che lo descrive come un nucleo piccolissimo contenente neutroni e protoni con carica elettrica positiva circondato da elettroni in movimento che hanno carica elettrica uguale ma negativa, su orbite simili a quelle dei pianeti attorno al sole. Per quanto riguarda la struttura elettronica dell'atomo si insegna, nella maggior parte dei casi, il modello a gusci che posiziona un certo numero di elettroni su vari gusci concentrici, corrispondenti ai vari livelli energetici degli elettroni. Il legame chimico è spiegato generalmente con la cosiddetta regola dell'ottetto sviluppata da Lewis nel 1915. Questa regola spiega la formazione del legame con il raggiungimento del numero di otto elettroni di legame per ciascuno dei due atomi attraverso la cessione, acquisto o compartecipazione di questi elettroni. Si raggiunge in questo modo una struttura stabile analoga a quella dei gas nobili che infatti non hanno nessuna tendenza a formare legami chimici.

Alla luce della recente evoluzione della chimica alcuni aspetti di questo insegnamento si prestano a delle critiche. Il concetto di mole è sicuramente indispensabile al chimico per i suoi calcoli ma è discutibile che esso da solo possa dare un contributo essenziale a una cultura chimica moderna, in grado di interpretare il rapporto tra chimica, ambiente, tecnologie, che tanto preoccupa per i suoi malintesi, ed è inoltre di interesse marginale per comprendere le nanotecnologie o la biologia molecolare dove è invece centrale il concetto di molecola. Per quanto riguarda la struttura dell'atomo sono riconosciuti, anche a livello didattico, i limiti del modello atomico di Bohr e tuttavia si continua a insegnare il modello a gusci che sotto certi aspetti è incoerente con l'idea degli elettroni in movimento. Per quanto riguarda la regola dell'ottetto essa presenta così tanti limiti che ci si può chiedere se non dovrebbe essere abbandonata nella spiegazione del legame chimico. In effetti, questa regola non spiega realmente il legame chimico e il fatto che nella sua formazione si libera sempre energia. Si rifà alla stabilità della struttura elettronica dei gas nobili ma non spiega perché questa è stabile. Inoltre non spiega l'esistenza di numerose molecole semplici ma importanti come il CO, se non con l'introduzione della forzatura di un ipotetico legame detto dativo, e per niente altre molecole più esotiche ma esistenti come quelle del litio Li_2 e del carbonio C_2 allo stato di gas. Non è infine in grado di spiegare la presenza di elementi in molecole biologicamente importanti come il ferro nell'emoglobina o il magnesio nella clorofilla. Occorre dire che tutte le incongruenze presenti nel modello dell'atomo di Bohr e della regola dell'ottetto come spiegazione del legame chimico vennero superate alla fine degli anni venti con lo sviluppo della meccanica quantistica con la sua sorprendente visione del mondo atomico molto differente da quella che noi abbiamo per il nostro mondo macroscopico. Spesso nei libri di testo si trovano riferimenti a questo sapere con l'introduzione di concetti come gli orbitali, lo spin e altro ancora. Tuttavia essi rimangono avulsi da una visione coerente delle basi della meccanica quantistica che sono considerate troppo complesse per essere insegnate a livello liceale.

Come tutte le didattiche anche la didattica chimica attuale subisce una certa evoluzione. Vista la mia limitata esperienza didattica non pretendo certo di poterne dare una visione completa, tuttavia, sulla base di quanto visto ed appreso in particolare frequentando l'ASP di Locarno mi sembra di poter individuare la presenza di due direzioni di questa evoluzione. La prima riguarda lo sviluppo di metodi di insegnamento del modello atomico/molecolare e del concetto di mole ad allievi molto giovani, tipicamente delle scuole medie. Questa via è percorsa in particolare dal Prof. Roletto dell'Università di Torino nel programma di ricerche didattiche IRiDiS. Inoltre, nei licei cantonali del Ticino ha un certo successo, tuttavia non condiviso da tutti i docenti, una didattica innovativa delle scienze, e in particolare della fisica e della chimica, sviluppata dal Prof. Friedrich Herrmann del Dipartimento della Didattica della Fisica dell'Università di Karlsruhe che ha realizzato un testo chiamato "Der Karlsruher Physikkurs" tradotto anche in varie lingue tra cui l'italiano. Questo corso presenta alcuni aspetti interessanti come il tentativo di integrare gli insegnamenti della fisica e della chimica e, in parte, anche quelli della biologia a livello liceale, tuttavia si può sollevare al riguardo qualche critica sulla scelta di usare la mole come concetto centrale della chimica, allontanandosi così dall'evoluzione attuale dove la descrizione delle strutture e il comportamento a livello molecolare prendono sempre più d'importanza. Criticabile inoltre è il suo tentativo, nel quadro di una generalizzazione delle proprietà chimico-fisiche, di quantizzare grandezze come la mole, e molte altre proprietà termodinamiche della materia collegate, dimenticando che molte di queste grandezze perdono di significato quando sono quantizzate a livello molecolare come nell'esempio che abbiamo citato precedentemente del punto di fusione del seleniuro di cadmio. Ancora più criticabile è poi la maniera con cui il corso affronta la descrizione della struttura atomica inventando una specie di nuovo stato della materia che chiama *elettronio*, a cui fa assumere la forma degli orbitali, e che si riallaccia a una visione degli elettroni che circolano attorno al nucleo come una specie di nuvola di carica elettrica, modello rifiutato dalla meccanica quantistica e smentito dagli esperimenti condotti per dimostrarlo. Si rinuncia invece a prendere in considerazione il vero nocciolo indispensabile per avere una visione corretta della meccanica quantistica della struttura

atomica e cioè quello del concetto di probabilità come base essenziale per poter descrivere i fenomeni che avvengono a livello atomico.

Tirando le somme sulla didattica chimica attuale e per quanto riguarda l'evoluzione descritta, il mio parere è che questa potrebbe avvantaggiarsi di un orientamento che sposta l'attenzione centrata sulla mole verso una maggiore attenzione verso la molecola. Nel quadro della chimica attuale la molecola è considerata come un oggetto con una sua struttura e comportamento che però, per la sua piccolezza, non segue le leggi della fisica classica che caratterizza gli oggetti macroscopici che noi possiamo osservare nella nostra vita quotidiana da cui la necessità di trovare un modo per spiegare a livello liceale queste differenze introducendo elementi fondamentali della meccanica quantistica.

L'ESPERIENZA DIDATTICA

Le discussioni riportate finora non sono che speculative e i suggerimenti fatti possono acquistare un valore solo attraverso reali esperienze didattiche. Per queste ragioni voglio riportare un'esperienza didattica che ho avuto occasione di fare e che a mio avviso fornisce un certo supporto alle riflessioni esposte precedentemente. Questa esperienza è consistita in un ciclo di quattro lezioni di due ore ciascuna sulla spiegazione del legame chimico e la formazione delle molecole utilizzando alcuni elementi fondamentali della meccanica quantistica. Le quattro lezioni sono poi state seguite da una serie di test, in parte anonimi, per verificare il livello di apprendimento e le difficoltà individuali incontrate dagli allievi. La classe scelta, con ventuno allievi, è stata una seconda liceo non scientifica corrispondente più o meno a una terza liceo linguistico italiana. Essa aveva già avuto un primo anno di lezioni sui fondamenti della chimica, comprese nozioni sulla struttura atomica, e una conoscenza liceale di fisica riguardo le leggi della meccanica classica, incluse le leggi di Keplero sul movimento dei pianeti, e nozioni di elettromagnetismo. Il materiale didattico usato, incluso un lavoro di documentazione effettuato per la preparazione e l'esecuzione dell'esperienza, è disponibile, per chi è interessato ad avere più dettagli, nelle pagine *formazione* del sito www.complexitec.org. Nell'affrontare un'esperienza di apprendimento di concetti particolarmente difficili esistenti nella meccanica quantistica, anche se ridotta a un sapere didattico elementare, è stato usato un approccio basato sulla metafora concettuale. Secondo George Lakoff, professore di linguistica all'Università della California (Berkeley), già da quando siamo bambini cominciamo a comprendere le cose concrete più semplici attraverso il nostro sistema sensomotorio che le fissa nel nostro sistema neurale e quindi, attraverso le proiezioni metaforiche, si comprendono cose concrete più complesse e successivamente concetti astratti a partire da cose concrete e infine concetti astratti sempre più complessi a partire da concetti astratti più semplici. Questo processo di comprensione a cascata avviene ogni volta che impariamo un nuovo concetto ma rimane largamente inconscio se non in certi casi nelle sue ultime fasi quando la proiezione metaforica viene esplicitata. Questo processo, basato su un tipo particolare di metafora detta concettuale si presenta con lo schema riportato nella Fig. 2.

Così ad esempio la comprensione del modello di Bohr per la struttura dell'atomo attraverso l'analogia del sistema solare è in realtà una metafora concettuale. In questo caso il sistema solare è la sorgente, la cui immagine schematica è già conosciuta, mentre il modello di Bohr con il nucleo (sole) e gli elettroni (pianeti) che gli circolano attorno costituisce il bersaglio. Si è quindi cercato di spiegare ad esempio concetti difficili che riguardano la struttura dell'atomo e delle molecole come quello degli orbitali attraverso delle opportune metafore concettuali in grado di far raggiungere il bersaglio agli allievi. Occorre dire che, proprio perché gli oggetti di studio della chimica non sono direttamente visibili, la loro conoscenza è già in realtà largamente metaforica. Questo aspetto metaforico è stato studiato recentemente da Theodore Brown, professore emerito di chimica dell'Università dell'Illinois, notando che in chimica consideriamo vari modelli, ad esempio di

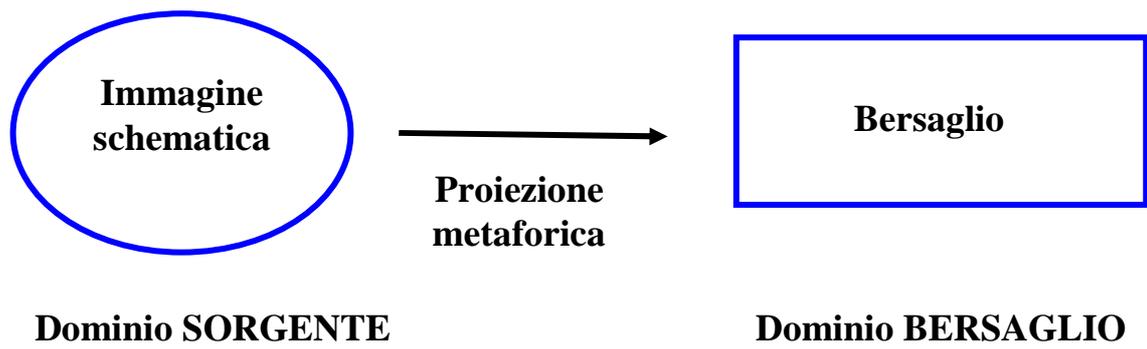


Fig.2. Rappresentazione schematica della metafora concettuale

molecole, che però sono in realtà delle metafore concettuali. Nella Fig. 3 abbiamo riportato ad esempio cinque modelli che si usano per rappresentare la molecola del metano che in realtà sono immagini schematiche sorgenti, ognuna delle quali rappresenta metaforicamente aspetti particolari della molecola senza però che questa ci sia direttamente accessibile nella sua intera realtà. Si noti poi nella figura una citazione di Niels Bohr, uno dei fondatori della meccanica quantistica, sui limiti della realtà fisica che ci è accessibile.

Il percorso didattico programmato, descritto qui a grandi linee solo per alcuni punti principali, riguarda un'introduzione che spiega le differenze di comportamento tra gli oggetti macroscopici e quelli di dimensioni atomiche, i primi seguono le leggi della meccanica classica, i secondi quelle della meccanica quantistica sottolineando come in questo caso si possa conoscere ad esempio solo la probabilità della posizione di un elettrone come illustrato nella Fig. 4. Occorre notare che, a mia sorpresa, gli allievi non hanno avuto alcuna difficoltà a comprendere il ruolo anche quantitativo della probabilità nella descrizione di un sistema quantistico come poi è stato dimostrato dai test. Nella Fig. 5 abbiamo quindi presentato metaforicamente (esempio sorgente delle pulci) anche due effetti quantistici molto importanti come l'effetto tunnel e antitunnel degli elettroni.

Si è quindi cercato di spiegare il ruolo fondamentale dell'equazione di Schrödinger che assume nella descrizione in particolare degli atomi e delle molecole in maniera simile al ruolo che ha l'equazione: *forza = massa x accelerazione* nella meccanica classica che già conoscono. L'equazione di Schrödinger è piuttosto complessa da un punto di vista matematico e non è accessibile a livello liceale, tuttavia è possibile descriverla da un punto funzionale dando un'idea di come si adopera e cosa ci fornisce come risultati usando opportune metafore basate sulla matematica che gli allievi già conoscono. Questa equazione si può scrivere in modo compatto nella forma utilizzata per descrivere la struttura degli atomi e delle molecole come:

$$H \psi = E \psi$$

Dove H è un operatore matematico chiamato hamiltoniano molto complesso, ma che dal punto di vista funzionale non è differente da altri operatori matematici più semplici come la radice quadrata o il logaritmo. La ψ è invece una funzione che è in grado di fornirci la probabilità di trovare in una posizione dello spazio una particella, nel caso degli atomi o molecole si tratta dell'elettrone nelle varie posizioni più o meno distanti dal nucleo (o dai nuclei nel caso di una molecola) e infine E rappresenta l'energia della particella, nel nostro caso dell'elettrone. La soluzione dell'equazione di Schrödinger non è però rappresentata da particolari valori ma dalla forma della funzione ψ che quindi determina infine la probabilità di trovare l'elettrone da qualche parte attorno al nucleo. Naturalmente non esiste una sola soluzione ma varie forme di ψ , ognuna caratterizzata da precisi e differenti valori di E che possono essere ordinati in senso crescente e che costituiscono i cosiddetti livelli possibili di energia per gli elettroni attorno ai nuclei. Dal punto di vista metaforico è possibile avere una certa comprensione del funzionamento dell'equazione di Schrödinger proponendo agli allievi di scegliere un qualsiasi operatore matematico semplice che conoscono O (Es. moltiplicazione per, addizione di, radice quadrata di, ecc.) e trovare i possibili valori di E che soddisfano un'equazione simile del tipo $Ov = Ev$ per un valore numerico stabilito di v (equivalente matematicamente a porre una funzione uguale a una costante). Si può notare allora che per un dato operatore O l'equazione è soddisfatta solo per particolari valori di v a cui corrispondono particolari valori di E in maniera analoga all'equazione di Schrödinger.

Un concetto molto importante derivato dall'equazione di Schrödinger è quello di orbitale che in fondo è una rappresentazione grafica particolare di una soluzione di ψ . Questa ci fornisce la

Proiezioni metaforiche

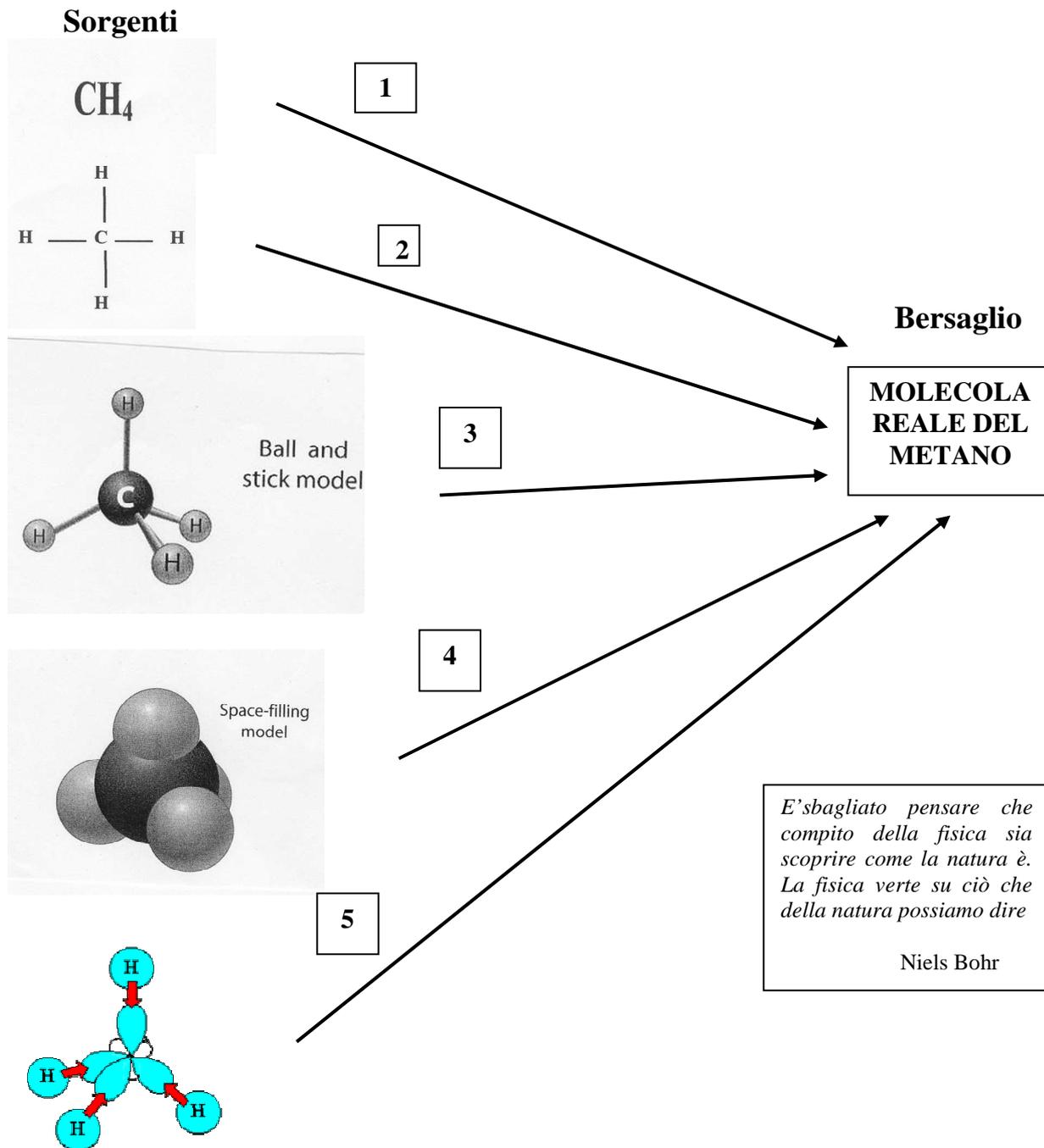
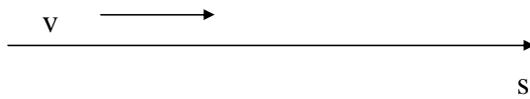
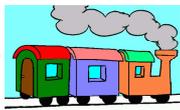
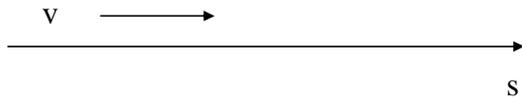


Fig. 3. Proiezioni metaforiche per la comprensione della molecola del metano

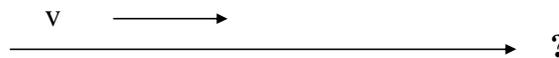
DIFFERENZA TRA OGGETTI MACROSCOPICI E OGGETTI DI DIMENSIONI ATOMICHE



$$s = v t$$

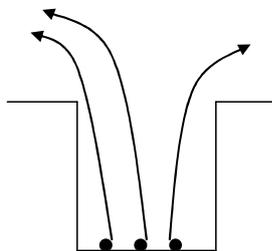


●
elettrone

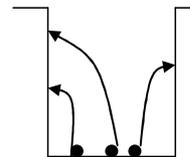


Possiamo solo calcolare la
probabilità che ha l'elettrone di
trovarsi nel punto s al tempo t

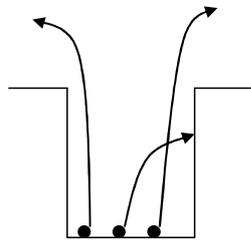
Fig. 4. Moto di oggetti macroscopici e moto dell'elettrone



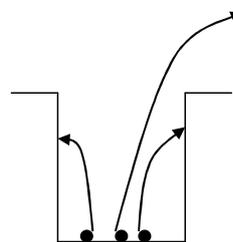
Pulci con sufficiente energia per
uscire dal buco



Pulci con insufficiente energia per
uscire dal buco



Elettroni con sufficiente energia
per uscire dal buco



Elettroni con insufficiente energia
per uscire dal buco

EFFETTO ANTITUNNEL

EFFETTO TUNNEL

Fig. 5. Effetto tunnel e antitunnel dell'elettrone

possibilità di calcolare la probabilità di trovare un elettrone a una certa distanza dal nucleo e questa probabilità varia nello spazio diminuendo con la distanza. Un orbitale può così essere definito come la superficie di un volume che contiene tutti i punti dello spazio in cui la probabilità di trovare l'elettrone è superiore ad esempio al 90%. Nel caso in cui la diminuzione di probabilità è omogenea in tutte le direzioni dello spazio l'orbitale avrà la forma di una sfera, ma non è sempre così, e gli orbitali possono assumere forme alcune volte anche alquanto strane. Per far comprendere meglio il concetto di orbitale, ed evitare che essi vengano visti come oggetti esistenti quali appaiono nelle loro rappresentazioni, sono state usate due metafore concettuali. La prima per descrivere la probabilità di trovare l'elettrone nello spazio prende in considerazione Bellinzona come posizione del nucleo atomico e i confini del Canton Ticino come superficie dell'orbitale e si pone la questione quale è la targa di un'auto che può essere osservata in un punto del territorio. Chiaramente la probabilità che a Bellinzona si osservi un'auto con targa TI è molto elevata e così in tutto il territorio del cantone. Se però ci spostiamo nel resto della Svizzera o nella vicina Italia la probabilità di vedere un'auto targata TI diminuisce e se andiamo più lontano come a Roma o a Parigi la probabilità di vedere un'auto targata TI è molto bassa ma non nulla e non possiamo concludere di non poterne vedere mai una. La seconda metafora invece vuole sottolineare la natura immateriale della superficie disegnata di un orbitale e prende in considerazione il confine tra Italia e Svizzera che esiste sul lago Maggiore o sul lago di Lugano. Chiaramente osservando il lago in quel punto non si vede nulla di materiale che segna il confine, esso però esiste in maniera immateriale sulle mappe e nelle convenzioni tra Italia e Svizzera, analogamente al caso della superficie dell'orbitale disegnato che non è reale ma solo una rappresentazione matematica.

Una conoscenza limitata ma corretta del concetto di orbitale è essenziale per poter descrivere la situazione degli elettroni che esistono attorno al nucleo attraverso i cosiddetti orbitali atomici che sono un'alternativa più realistica delle strutture a guscio correntemente insegnate. Tuttavia nel ciclo delle lezioni è stato fatto un passo più avanti estendendo il concetto di orbitale non solo agli atomi, con gli orbitali atomici, ma anche alle molecole con i cosiddetti orbitali molecolari. In questo caso si spiega il fatto che la soluzione dell'equazione di Schrödinger per le molecole porta a due grandi tipi di orbitali: gli orbitali leganti in cui esiste una elevata probabilità di trovare gli elettroni tra i due nuclei con la conseguenza di avere un'attrazione elettrica che li tiene vicini e che ne favorisce il legame, mentre nell'altro tipo, detto orbitale antilegante, gli elettroni tendono a restare all'esterno e non tra i due nuclei che allora manifestano una forza elettrica repulsiva impedendo la formazione di un legame. L'equazione di Schrödinger inoltre prevede che possano esistere molti orbitali leganti e antileganti, ognuno caratterizzato da una certa energia per l'elettrone. Nelle molecole esistono normalmente svariati elettroni e questi si possono disporre negli orbitali liberi, sia leganti che antileganti, con l'energia meno elevata secondo il principio di Pauli e la regola di Hund, che sovente vengono già introdotti a livello liceale per spiegare la struttura elettronica degli atomi ma che valgono anche per le molecole. A questo punto è facile comprendere che un legame chimico (legame covalente) si forma se il numero di elettroni negli orbitali leganti, occupati secondo il principio di Pauli e la regola di Hund, è superiore a quelli esistenti negli orbitali antileganti, poiché in questo caso l'effetto attrattivo tra i due nuclei è superiore a quello repulsivo. E' così possibile spiegare la natura fisica del legame chimico in maniera molto più realistica della regola dell'ottetto che può essere considerata in realtà solo una metafora del legame chimico anche se valida per un buon numero di molecole. Inoltre è possibile dare una spiegazione unitaria e relativamente semplice a ulteriori aspetti importanti del legame chimico e in particolare la liberazione di energia che avviene ogni volta che si forma un legame. Questo deriva dal fatto che l'energia degli elettroni che sono negli orbitali atomici è superiore a quella che hanno nei rispettivi orbitali molecolari che si formano, da cui la liberazione di energia che si ha nella formazione del legame. Il legame ionico esistente in certe molecole può essere spiegato dal fatto che gli elettroni che si sistemano negli orbitali dell'atomo che diviene uno ione negativo hanno un'energia inferiore a quella che potrebbero avere nei possibili orbitali molecolari che si potrebbero formare e la liberazione di energia che avviene è più che sufficiente per compensare anche l'energia necessaria per togliere gli

elettroni all'atomo che diventa uno ione positivo. Si crea così una forza di attrazione elettrica tra i due ioni che forma questo tipo di legame. Infine, la polarizzazione elettrica del legame covalente può essere facilmente interpretata dall'esistenza di orbitali molecolari che hanno nello spazio probabilità asimmetriche di trovare gli elettroni generando così la polarizzazione elettrica del legame in zone con carica positiva e zone con carica negativa.

Riguardo la valutazione dell'apprendimento degli allievi sono stati fatti alla fine del ciclo di lezioni tre tipi di test. Due anonimi riguardavano gli aspetti metaforici e le difficoltà incontrate dagli allievi in queste lezioni e uno nominativo per una valutazione criteriale del loro apprendimento. Il test sugli aspetti metaforici consisteva nel proporre agli allievi una serie di concetti spiegati da tre metafore, una valida, una meno corretta e una poco valida e far scegliere quale delle tre metafore sembrava la più adatta a rappresentare metaforicamente il concetto. I risultati ottenuti sono riportati nella Fig. 6.

Questi risultati possono essere considerati abbastanza soddisfacenti e possiamo notare l'elevato grado di correttezza esistente per il concetto di orbitale. I risultati del secondo test sulle difficoltà incontrate dagli allievi nelle lezioni sono riportati nella Fig. 7. Possiamo osservare, come ci si poteva aspettare, una difficoltà elevata nel caso dell'equazione di Schrödinger, occorre però notare che questa difficoltà rilevata dagli allievi non ha per questo ridotto il loro interesse, tanto vero che gli stessi allievi mi hanno chiesto a grande maggioranza di conoscere la forma dettagliata di questa equazione anche se per loro incomprensibile. Invece si può notare come il concetto di probabilità sia considerato facile. Infine i risultati della prova di valutazione criteriale sono riportati nella Fig. 8. Possiamo notare come, a parte qualche incertezza sull'equazione di Schrödinger, i risultati della valutazione siano più che soddisfacenti.

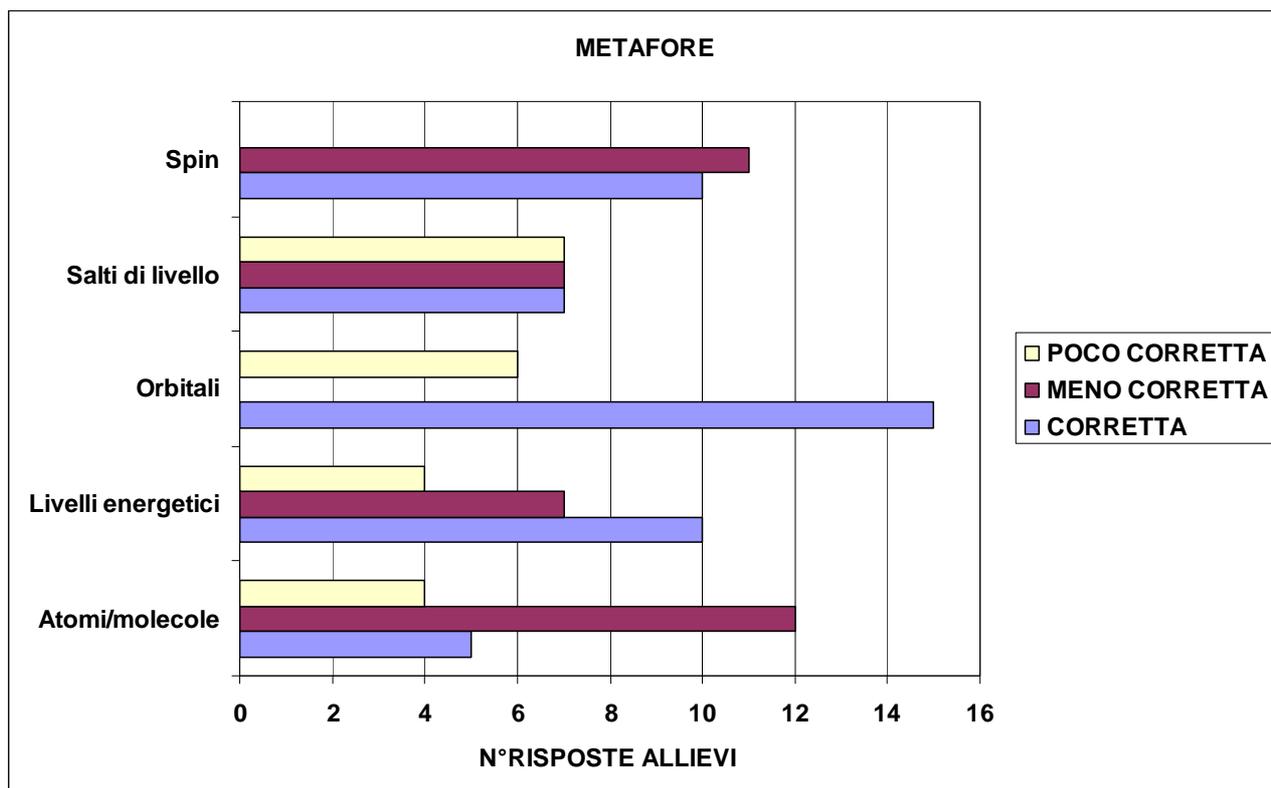


Fig. 6. Correttezza della scelta delle metafore per i vari concetti proposti

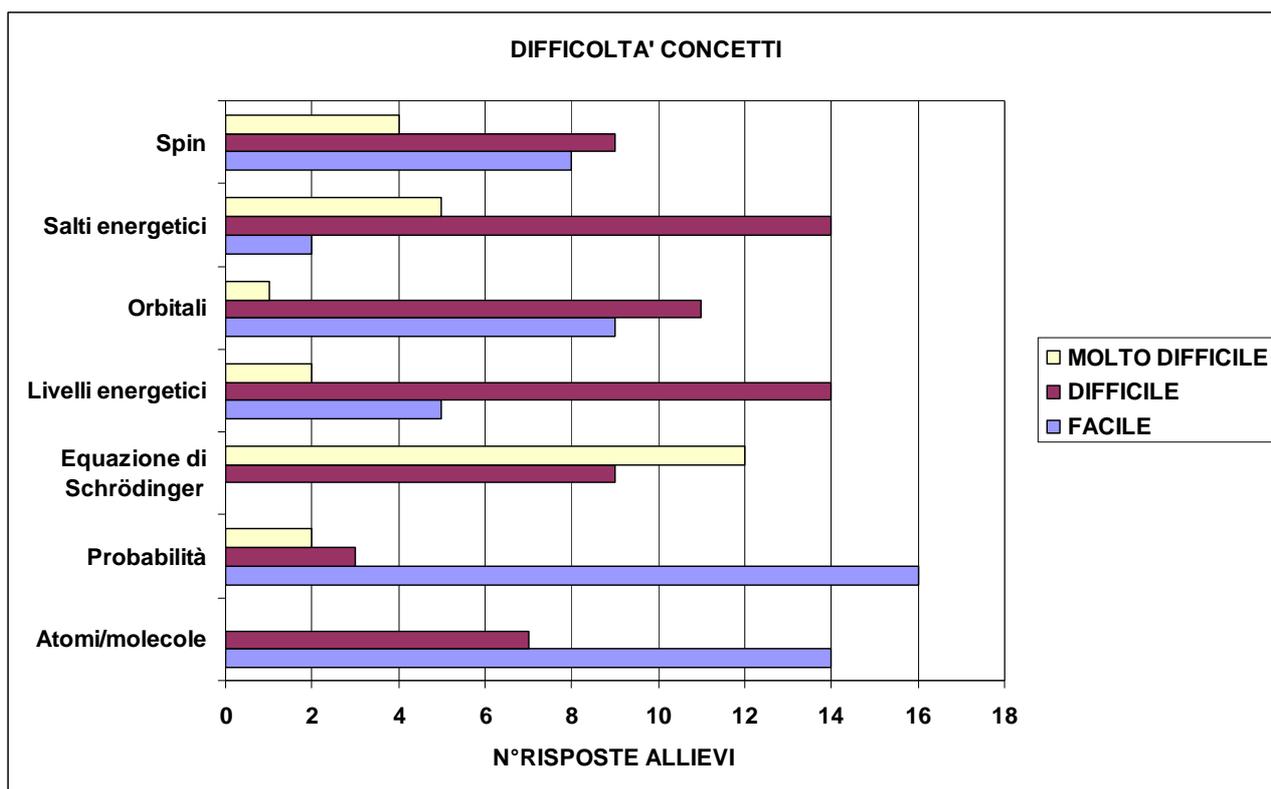


Fig. 7. Grado di difficoltà incontrato dagli allievi per i concetti insegnati

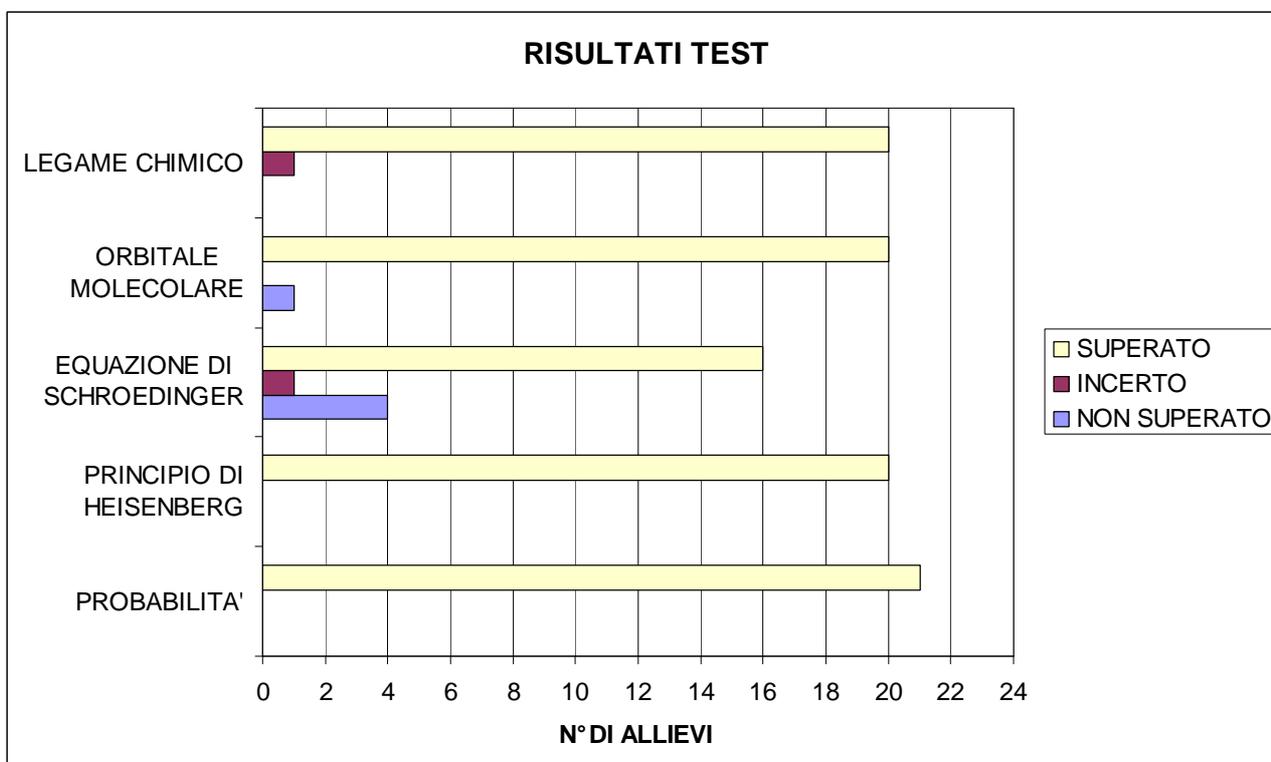


Fig. 8. Risultati della valutazione critica del test

CONCLUSIONI

Sarebbe sicuramente esagerato considerare i risultati ottenuti nel breve ciclo di lezioni effettuato come una chiara dimostrazione del successo dei nuovi orientamenti didattici presentati in questo articolo. Tuttavia, i risultati positivi osservati sono sicuramente una buona indicazione di come certi tabù dell'insegnamento della chimica che riguardano la meccanica quantistica e gli orbitali non siano così inattaccabili come spesso si considerano. Rimane evidente che un percorso in questa direzione necessita di molto più lavoro di trasformazione del sapere scientifico in un sapere didattico di livello liceale di quanto ha potuto essere fatto in questo caso. Vi è poi un altro aspetto interessante da considerare, gli psicologi, attraverso gli studi fatti, sono concordi nel considerare le nuove leve di allievi come dotati di un quoziente di intelligenza (Q.I.) nettamente superiore alle leve passate. Ormai è invalso l'uso di un valore di Q.I. di 110 per indicare la normalità invece del valore originario di 100 stabilito per questa misura nel 1939. Si può naturalmente discutere se questo quoziente rappresenti veramente una misura dell'intelligenza ma è sicuramente rappresentativo per le capacità logico-matematiche che ci interessano. Ci troviamo allora in una situazione dove esiste una diffusa opinione di sempre maggiori difficoltà nell'insegnamento attuale della chimica agli allievi liceali, una tendenza nell'evoluzione didattica, come dimostrato dai lavori del Prof. Roletto o dal corso di Karlsruhe, verso nuovi metodi di insegnamento che facilitano l'apprendimento delle nozioni di chimica tradizionali, a fronte di allievi che hanno capacità cognitive disponibili ben superiori al passato. Questa situazione è sicuramente spiegabile da una mancanza di motivazione degli allievi piuttosto che da una loro carenza nelle capacità cognitive. Ci si può chiedere allora se cambiamenti negli argomenti di insegnamento della chimica, orientandolo verso un approccio molecolare, accompagnato da studi per trasformare le conoscenze della meccanica quantistica in un sapere didattico liceale e l'uso delle visioni atomiche e molecolari che le nanotecnologie sono ormai in grado di fornire, non costituisca una possibilità di incremento dell'interesse e della motivazione negli allievi in questa scienza. Si può così pensare di poter invertire la tendenza diffusa in Europa di abbandono degli studi universitari in campo scientifico, ma non in campo biologico dove l'insegnamento liceale ha accettato di introdurre le nuove trasformazioni di questa scienza nel campo della genetica e della biologia molecolare.