

Pasquale Fetto e Roberto Soldà

✉ roberto.solda@libero.it

Un approccio sperimentale allo spin elettronico

RIASSUNTO È noto che il concetto di spin elettronico, come quello di orbitale, dovrebbe essere introdotto su basi di meccanica quantistica. Quindi, tale concetto è proponibile in modo abbastanza rigoroso solo per il triennio della scuola superiore di secondo grado ad indirizzo chimico, ove fino al 2010 era incluso, fra gli altri insegnamenti di chimica, anche quello di chimica fisica in cui erano trattati adeguatamente elementi di meccanica quantistica. Attualmente, nel triennio a livello professionalizzante di chimica, la chimica fisica è integrata nei tre ambiti disciplinari riconducibili agli insegnamenti di analitica chimica, chimica organica e tecnologie chimiche industriali. E, pertanto, tali elementi di meccanica quantistica vengono introdotti solo nei limiti delle possibilità e purtroppo in maniera teorico-descrittiva, anche se sarebbe opportuno un approccio sperimentale. Pur essendo consapevoli della difficoltà, in questo articolo viene proposto un “avvicinamento” al concetto di spin elettronico, come anni fa è stato fatto in questa stessa rivista per il concetto di orbitale [1].

ABSTRACT It is known that the concept of electron spin, like that of orbital, should be introduced by using quantum mechanics. Therefore, this concept can be proposed in a fairly rigorous way only for the three years of high school with a chemical orientation, in which until 2010 was included, among other chemistry teachings, also physical chemistry that enabled to adequately treat elements of quantum mechanics. Currently, in the three years at a vocational level of chemistry, physical chemistry is integrated into the three disciplinary fields attributable to the teachings of chemical analytics, organic chemistry, and industrial chemical technologies. Therefore, these elements of quantum mechanics are introduced only within the limits of the possibilities and unfortunately in a theoretical-descriptive way, even if an experimental approach would be appropriate.

Despite the difficulty, this article proposes an “approach” to the concept of electronic spin, as was done years ago in this same magazine for the concept of orbital [1].

1. Introduzione

Relativamente alle due prove sperimentali dell'esistenza dello spin elettronico (esperimenti di magnetismo e di spettroscopia atomica) di solito si ricorda soltanto l'esperimento di magnetismo dei due fisici tedeschi Stern e Gerlach.

Ma è noto che anche gli esperimenti collegati agli studi degli spettri di emissione atomica (spettri a righe), come ad esempio quelli dei fisici Uhlenbeck e Goudsmit e Pauli, sono stati determinanti per confermare l'esistenza dello spin elettronico.

Infatti, questi scienziati, pur seguendo diverse vie, giunsero alla conclusione che, per spiegare alcune caratteristiche degli spettri atomici, era necessario postulare l'esistenza della proprietà dello spin.

In particolare, nel 1925 (prima del lavoro di Schrödinger, ma dopo lo sviluppo del primo modello atomico di Bohr) il grande fisico austriaco Wolfgang Pauli investigò il problema del perché le righe degli spettri dei metalli alcalini non sono singole, come previsto dalla teoria di Bohr, ma in realtà costituite da due componenti strettamente spaziate. Egli dimostrò che il doppietto nella struttura fine avrebbe potuto essere spiegato ammettendo l'esistenza di due stati distinti dell'elettrone.

E i due fisici Uhlenbeck e Goudsmit di Leida li identificarono come due stati di diverso momento angolare intrinseco dell'elettrone.

Ebbene, si ritiene che proprio l'evidenza sperimentale del doppietto del sodio possa essere utilizzata per confermare sperimentalmente l'esistenza dello spin elettronico, inserendola fra le esperienze di laboratorio relative alla spettroscopia atomica di emissione.

Ciò perché:

- anche con uno spettroscopio per uso didattico, disponibile in qualsiasi laboratorio di chimica o fisica delle scuole ad indirizzo chimico, è possibile realizzare un adeguato approccio sperimentale allo spin elettronico;
- richiede prerequisiti teorici e sperimentali che la rendono proponibile per allievi provenienti dal primo biennio degli istituti ad indirizzo chimico.

2. Obiettivi

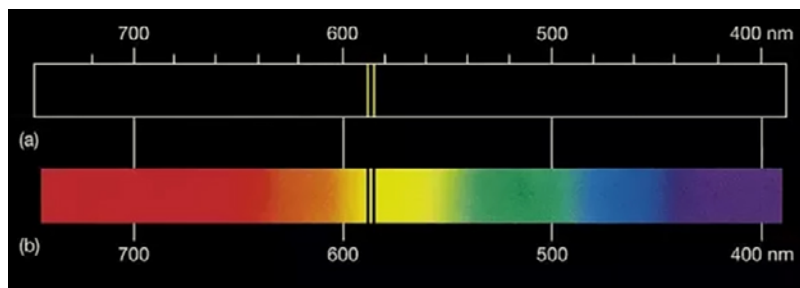
- confermare sperimentalmente l'esistenza dello spin elettronico;
- fornire un'introduzione ai metodi ottici di analisi chimica strumentale basati sullo spin elettronico.

3. Prerequisiti teorici e sperimentali

- Conoscenze e abilità di Scienze Integrate di Chimica del primo biennio della scuola secondaria di secondo grado ad indirizzo chimico (in particolare il modello atomico orbitalico e i numeri quantici)
- Conoscenze e abilità di Scienze Integrate di Fisica del primo biennio della scuola secondaria di secondo grado ad indirizzo chimico (in particolare, momento angolare, radiazioni elettromagnetiche e interazioni con la materia)
- Saper usare uno spettroscopio scolastico per uso didattico

4. Attrezzatura e materiale occorrente

Per quanto riguarda l'attrezzatura e il materiale occorrente si può fare riferimento all'esperienza relativa ai saggi alla fiamma con spettroscopio riportata in molti testi di chimica generale per la scuola superiore di secondo grado.



Copyright © 2005 Pearson Prentice Hall, Inc.

Fig. 1 Spettrogrammi del doppietto del sodio ottenuti con uno spettroscopio ad alta risoluzione: (a) con sviluppo su carta fotografica; (b) con sviluppo su pellicola sensibile pancromatica

Inoltre, si fornisce a ogni gruppo di ragazzi un'immagine (come quella di figura 1) che riporta lo spettro del sodio ottenuto con uno spettroscopio ad elevata risoluzione [2].

5. Attività di laboratorio

L'attività deve essere condotta in modo che ogni studente, aiutato dall'insegnante, abbia la possibilità di osservare la riga del sodio e prendere nota della relativa lunghezza d'onda. Tempo per l'attività di laboratorio e la discussione: 2 ore

6. Discussione preliminare e finale

Richiami e premessa

Anzitutto è opportuno richiamare l'esperienza di laboratorio del primo biennio relativa ai saggi alla fiamma (con lo spettroscopio o senza spettroscopio) e l'interpretazione del fenomeno dei diversi colori della fiamma a seconda dei vari elementi.

Si ricorda che un elettrone di un atomo che si trova inizialmente sul livello energetico E_i più basso, assorbendo l'energia cedutagli dalla fiamma, sale ad un livello più alto E_f . Su questo livello ad energia elevata l'elettrone non è però stabile e la sua vita media è molto breve, per cui ricade rapidamente sul livello più basso. Ciò comporta per l'elettrone una perdita di energia che viene emessa sotto forma di energia luminosa. La sua frequenza (e quindi il suo colore) è determinata dalla relazione

$$\nu = \Delta E/h$$

dove h è la costante di Planck, ν è la frequenza della radiazione e ΔE è la differenza di energia corrispondente al salto di livelli compiuto dall'elettrone. Quindi, se non è già noto lo spettroscopio, si spiega il suo funzionamento e la sua funzione.

Inoltre, è opportuno un richiamo al modello atomico orbitalico e ai numeri quantici. In particolare, per quanto riguarda il concetto di spin elettronico è opportuno ricordare che l'immagine suggestiva dell'elettrone ruotante attorno al proprio asse come una trottola (in inglese, spin = trottola) è ingannevole perché si è dimostrato che lo spin è un fenomeno puramente quantomeccanico senza riscontro nella meccanica classica. Si può ribadire, quindi, che l'elettrone, oltre alle due proprietà di massa e carica, ha questa terza proprietà fondamentale che è il momento angolare intrinseco di spin. Secondo la meccanica quantistica l'elettrone ha accesso a due stati quantici di spin aventi la stessa energia. Tali stati vengono contraddistinti, nel modello atomico orbitalico, da un quarto numero quantico, il numero quantico magnetico di spin, m_s , che, in unità $h/2\pi$, può assumere solo i due valori:

Secondo la meccanica quantistica l'elettrone ha accesso a due stati quantici di spin aventi la stessa energia. Tali stati

vengono contraddistinti, nel modello atomico orbitalico, da un quarto numero quantico, il numero quantico magnetico di spin, m_s , che, in unità $h/2\pi$, può assumere solo i due valori:

$$m_s = +1/2 \quad m_s = -1/2$$

Un elettrone con spin $m_s = +1/2$ si definisce "elettrone α " e si denota con il simbolo \uparrow ; un elettrone con spin $m_s = -1/2$ si definisce "elettrone β " e si indica con il simbolo \downarrow .

Infine, si deve premettere che il comportamento magnetico e spettroscopico degli elementi alcalini e altri elementi (come l'argento), aventi un solo elettrone esterno di valenza, dipendono da tale elettrone, come le altre proprietà periodiche chimiche e fisiche.

Discussione dopo l'esperienza e il confronto della riga osservata mediante lo spettroscopio scolastico con le due righe osservate con uno spettroscopio ad alta risoluzione

La maggioranza degli studenti, sfruttando le loro conoscenze e i richiami sopra riportati, riesce a comprendere abbastanza facilmente che, per il sodio (come per gli altri metalli alcalini e altri elementi monovalenti), uno spettro con due righe anziché una riga è una conferma sperimentale dell'esistenza dello spin.

Ciò perché riesce ragionevole pensare che, ammettendo corretta l'ipotesi dell'esistenza dei due stati dello spin, derivi uno spettro di due righe anziché una riga soltanto.

Infatti, riferendosi ad un qualsiasi gruppo di atomi di sodio, deve esistere una parte di atomi aventi gli elettroni esterni di valenza con spin up (elettroni α) e un'altra parte di atomi aventi gli elettroni esterni di valenza con spin down (elettroni β).

Di conseguenza, per il sodio l'energia dei due elettroni α e β è uguale nel livello iniziale di partenza 3s, ma non è uguale dopo la transizione e, appunto per tale motivo, si hanno alla fine due transizioni diverse di assorbimento ed emissione di energia.

A questo punto, a nostro avviso, l'insegnante, senza il ricorso al modello vettoriale dell'atomo, può dire che, come si è potuto verificare con l'esperienza relativa al sodio, in generale le righe di emissione di un elemento, in realtà, sono costituite da un doppietto perché ogni transizione elettronica può generare due stati eccitati diversi dell'atomo, anche se di energia molto simile.

Per esempio, la transizione $3s \rightarrow 3p$ del sodio dà luogo a un doppietto di righe vicinissime fra loro, corrispondente ad una differenza di energia pari a $\Delta E = 0,0021$ eV.

Tale fenomeno può essere spiegato in uno dei due modi seguenti.

a. *In maniera abbastanza rigorosa* [4-8].

Il doppietto di righe deriva dall'interazione spin-orbita del campo magnetico dell'elettrone generato dal moto intorno al nucleo con il momento angolare intrinseco di spin dell'elettrone stesso; in pratica, trascurando il debole accoppiamento con il mo-

mento angolare nucleare e la conseguente struttura iperfine, l'elettrone nell'orbitale s non ha un momento angolare orbitalico perché il numero quantico del momento angolare è $l = 0$. Questo comporta che lo stato iniziale della transizione ha una sola energia per l'elettrone up e down. Lo stato p di arrivo della transizione ha un momento angolare orbitalico perché $l = 1$ e l'accoppiamento tra il momento angolare orbitalico e quello intrinseco dell'elettrone (accoppiamento spin-orbita) genera in questo caso due stati di energia leggermente differenti, uno per l'elettrone up e uno per il down.

b. *In maniera succinta e semplificata* [3].

Nella fase della transizione elettronica di assorbimento, si possono creare due diverse "configurazioni" a seconda che l'elettrone sia α o β . In una "configurazione" lo spin dell'elettrone si conserva, cioè si mantiene concorde con il suo verso nel livello energetico di arrivo; nell'altra invece lo spin è discorde. In ogni caso l'evidenza sperimentale del doppietto conferma sperimentalmente l'ipotesi dell'esistenza dello spin elettronico e il fatto che:

- nella transizione di assorbimento, si ha uno stesso livello 3s energetico iniziale di partenza e due livelli di arrivo 3p con energia diversa
- nella successiva transizione di emissione dai due livelli energetici 3p al livello energetico 3s vengono emesse due radiazioni di energia evidenziate da due righe distinte a $\lambda = 589,59$ nm e a $\lambda = 588,99$ nm.

Si può quindi terminare la discussione dicendo che lo spin elettronico costituisce il fondamento di diverse tecniche analitiche strumentali come, ad esempio, la spettroscopia di emissione, la spettroscopia di assorbimento e la risonanza paramagnetica elettronica (EPR).

7. Conclusione

A nostro avviso, un approccio sperimentale come quello proposto in questo articolo, o uno simile a discrezione di ogni docente, permette un apprendimento significativo e non mnemonico del concetto di spin elettronico, senza escludere una comprensione più profonda alla luce di nuovi dati.

Inoltre, tale esperienza può anche consentire agli allievi una base abbastanza rigorosa per approfondire eventualmente il concetto di spin elettronico in relazione a loro interessi, o ricerche attuali, o ad un livello più avanzato di studi in ambito universitario. ■

Riferimenti

A) Articoli e siti on line

[1] R. Soldà, *CnS*, 2010, **2**, 80.

[2] [https://www.3bscientific.it/PhysicsExperiments/UE5020150 IT](https://www.3bscientific.it/PhysicsExperiments/UE5020150%20IT), *Spettri a righe*.

B) Testi a livello di scuola secondaria di secondo grado

[3] R. Cozzi, P. Protti, T. Ruaro, *Elementi di chimica analitica strumentale*, Zanichelli Editore, Bologna, 2002.

[4] P. W. Atkins, J. De Paula, *Elementi di Chimica Fisica*, Zanichelli Editore, Bologna, 2018.

[5] M. Guardo, *Lezioni di Chimica Fisica 1°*, Zanichelli Editore, Bologna, 1991.

C) Testi a livello universitario

[6] G. Herzberg, *Spettri atomici e struttura atomica*, Edizioni Bollati Boringhieri, Torino, 1975.

[7] H. H. Bauer, G. D. Christian, J. E. O' Reilly, *Analisi Strumentale*, Piccin Editore, Padova, 1985.

[8] P. W. Atkins, J. De Paula, J. Keeler, *Chimica Fisica*, Zanichelli Editore, Bologna, 2020.

Appendice

Pauli rievoca la storia del suo lavoro relativo al Principio di Esclusione



La storia della scoperta del Principio di Esclusione, per il quale io ho ricevuto l'onore dell'assegnazione del premio Nobel quest'anno, risale ai miei giorni di studente a Monaco. Mentre a scuola a Vienna,

avevo già avuto qualche conoscenza della fisica classica e dell'allora nuova teoria relativistica di Einstein, fu all'Università di Monaco che fui introdotto da Sommerfeld sulla struttura dell'atomo, piuttosto strana dal punto di vista della fisica classica. Io non dividevo la meraviglia che ogni fisico abituato al modo classico di pensare provava quando veniva a conoscenza per la prima volta del "postulato fondamentale della teoria quantistica" di Bohr

La serie dei numeri interi 2, 8, 18, 32, che dava le lunghezze dei periodi nel sistema naturale degli elementi chimici, era zelantemente discussa a Monaco... Sommerfeld cercava specialmente di collegare il numero 8 ed il numero di vertici di un cubo.

Quando nel 1923 Bohr compì il suo primo viaggio negli Stati Uniti, io ritornai, come assistente, all'Università di Amburgo, dove subito dopo diedi la mia lezione inaugurale come libero Docente sul sistema periodico degli elementi. Il contenuto di questa lezione mi apparve molto insoddisfacente, dal momento che il problema della chiusura delle orbite elettroniche non era stato chiarito ulteriormente. La sola cosa che era chiara era che doveva esistere una relazione più stretta tra questo problema e la teoria della struttura del multipletto. Perciò mi sforzai di esaminare di nuovo criticamente il caso più semplice, la struttura di doppietto degli spettri alcalini. Io arrivai al risultato che il punto di vista allora ortodosso – secondo il quale un momento angolare finito nel nocciolo atomico era la causa della struttura di doppietto – doveva essere presa come non corretta. Alla fine del 1924 io pubblicai alcuni dei miei argomenti sostenendo che, invece del momento angolare delle orbite chiuse del nocciolo atomico, dovesse essere introdotta una nuova proprietà quantistica teorica dell'elettrone, che io chiamai proprietà a due valori non descrivibile classicamente.

Testo tratto da:

W. Pauli, *Exclusion principle and quantum mechanics*, Nobel Lecture, December 13, 1946 (traduzione di R. Steccanella e F. Spalletti)