

Un universo di colori.

Idee didattiche alla scoperta dei misteri dell'universo attraverso la spettroscopia.

Fabio Mantovani

Dipartimento di Fisica - Università degli Studi di Ferrara.

Via Paradiso 12 - 44100 Ferrara - Italia.

1. Introduzione

«La maggior conoscenza approda ad un mistero più profondo, più meraviglioso, e ci invita ad addentrarci oltre. Senza mai preoccuparci del fatto che la risposta potrebbe essere deludente, con piacere e fiducia rivoltiamo ogni pietra per scoprire stranezze inimmaginate che conducono ad altre domande, ad altri affascinanti misteri. È certamente un'avventura grandiosa!»⁽¹⁾

Parlare ai giovani di «avventura grandiosa» riferendosi alla scienza, oggi è sicuramente fuori moda. Nell'immaginario collettivo 'ricerca scientifica' è sinonimo di risposte fornite da tecnici che lavorano nei 'super-laboratori'. Sembra che non si possa fare ricerca scientifica senza la 'super-tecnologia'. E sembra proprio che non ci siano più domande: tutto è ormai noto. Basta navigare in Internet e si può trovare la risposta ad ogni dubbio. Per un giovane tutto questo è scienza: parlare di avventure o di piacere di «rivoltare le pietre per scoprire stranezze inimmaginate» è una vecchia idea romantica. Capita poi di domandare a dei ragazzini quindicenni se abbiano mai notato che le stelle sono colorate e subito lo stupore appare dipinto sui loro visi.

Le continue risposte calate dall'alto rischiano di uccidere la curiosità che è il motore della ricerca scientifica. Così è nata l'idea di modellare delle esperienze didattiche, che fossero alimentate dalle domande e dalle curiosità dei ragazzi stessi.

Poiché si cercava qualcosa che realmente affascinasse gli studenti, la scelta è caduta sulla spettroscopia applicata all'astronomia. E a giudicare dalle reazioni dei ragazzi, questa si è rivelata una scelta felice, visto che i colori dell'iride e la scoperta dei mondi dell'infinitamente piccolo e

dell'infinitamente grande ha suscitato spesso un vero e proprio entusiasmo.

Tutte le esperienze esposte nel presente articolo sono state realizzate presso il laboratorio di Didattica della Fisica dell'Università di Ferrara e provate presso l'Aula Didattica Planetario di Bologna con classi delle scuole elementari, medie e superiori. Dovendo affrontare situazioni così eterogenee, sia per cultura sia per età, ci si è posti la sfida di creare esperienze didattiche con diversi gradi di difficoltà, pur mantenendo un certo rigore scientifico.

Per facilitare la comprensione del progetto, le idee didattiche sono state raccolte a seconda delle classi con cui sono state realizzate e divise in paragrafi il cui titolo sintetizza la domanda o la curiosità che ha dato origine all'esperienza didattica.

2. Idee per le scuole elementari.

2.1. *Quanti tipi di luce conoscete?*

Le risposte a questo quesito sono state numerose e le più disparate: la luce della lampadina, la luce dei «neon», la luce del Sole, la luce delle stelle, la luce del fuoco, la luce della Luna ecc. Come primo passo di fronte a questo elenco, è stato chiesto ai ragazzi di farne una catalogazione in varie categorie: luce riflessa e luce emessa, luce artificiale e luce naturale, luce bianca e luce colorata. Questa classificazione ha subito suscitato dei disaccordi tra gli studenti: la luce del Sole è bianca o gialla? La luce delle stelle è bianca?

¹ Richard P. Feynman - *Che t'importa di ciò che dice la gente?* - p.231

2.2. La luce visibile è tutta uguale?

Nel tentativo di capire «com'è fatta la luce bianca», i ragazzi hanno scomposto con un prisma un fascio di luce proveniente dal Sole, da una lampadina ad incandescenza e da una lampada colorata. L'esperienza ha subito fatto intuire che «la luce bianca della lampada ad incandescenza è composta da tutti i colori dell'arcobaleno», mentre «una luce colorata contiene solo alcuni colori dell'iride».

Dopo aver introdotto il concetto di spettro, è stato presentato agli studenti uno spettroscopio da tasca⁽²⁾, senza spiegare loro né a cosa servisse, né come funzionasse. Si è quindi proceduto all'analisi della luce di una lampadina ad incandescenza e di una lampada fluorescente (detta comunemente «lampada al neon»). Con grande stupore i ragazzi hanno osservato due spettri diversi e subito è nata la curiosità (fig. 1).

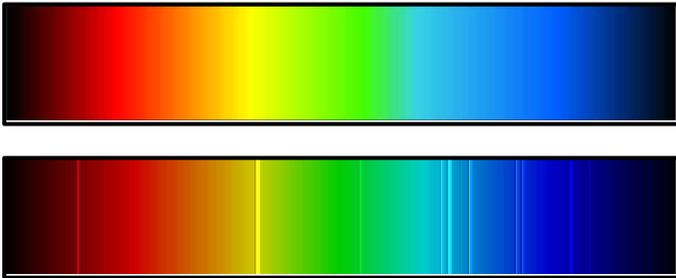


Figura 1 – Lo spettro di una lampadina ad incandescenza (sopra), lo spettro di una lampada fluorescente (sotto).

2.3. La luce proveniente da una lampada ad incandescenza e da una «lampada al neon» si può chiamare indifferentemente «luce bianca»?

La risposta dei ragazzi stessi è stata negativa, visto che l'analisi della luce di una lampadina ad incandescenza osservata con lo spettroscopio da tasca rivelava uno spettro continuo, mentre lo spettro prodotto da una lampada fluorescente sembrava formato da tante linee colorate sovrapposte ad uno spettro continuo. Essi hanno concluso «che la luce bianca dei “neon” è diversa». È stato quindi spiegato loro che per questo motivo le persone più esigenti, alla ricerca di un indumento di un determinato colore, non si accontentano di vagliarlo sotto le luci neon di un grande magazzino, ma si devono avvicinare alla finestra da cui proviene luce naturale. Infatti la diversa composizione della luce (anche se non

² Questo tipo di spettroscopio viene usato comunemente dai gemmologi.

percepibile direttamente dai nostri occhi) altera i colori degli oggetti.

2.4. Come funziona uno spettroscopio?

Successivamente è sorta nei ragazzi la curiosità di capire come funziona quello strano oggetto chiamato spettroscopio, che è lo strumento usato per studiare gli spettri. E nessuna spiegazione è più efficace della costruzione stessa. Che sia a prisma, che sia a reticolo, uno spettroscopio è uno strumento semplicissimo da costruire e se ne è costruito uno seguendo le istruzioni date nel sito Web:

<http://www.geocities.com/TheTropics/Paradise/9229/spettroscopio.htm>

2.5. Cosa c'è «oltre» lo spettro visibile?

Ai ragazzi è nata questa curiosità sentendo parlare quotidianamente di onde elettromagnetiche, raggi infrarossi e raggi X. Tutti parlano di queste misteriose onde, ma nessuno le ha mai «viste», così è nato l'interesse per capire questi fenomeni.

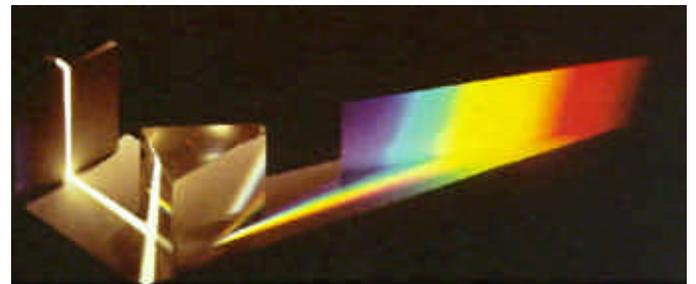


Figura 2 - La scomposizione dello spettro con un prisma.

Per dare una risposta intuitiva a queste curiosità è stato illuminante ripetere l'esperienza realizzata da Sir F. W. Herschel (1738-1822) nel 1800. Dopo aver posto un termometro entro un fascio di luce bianca disperso da un prisma (fig.2), si è proceduto alla misurazione «della temperatura associata ai colori dello spettro visibile». Per ridurre le riflessioni e incrementare l'assorbimento della radiazione il bulbo del termometro è stato annerito.

I ragazzi hanno osservato che la temperatura aumentava passando dal violetto al rosso e con loro grande meraviglia si sono accorti che la temperatura aumentava anche oltre il rosso. Con questa semplice esperienza essi hanno concluso che «oltre al rosso» esistono dei «raggi invisibili», che prendono il nome di spettro infrarosso.

3. Idee per le scuole medie.

3.1. *Come è possibile conoscere le sostanze che compongono l'atmosfera del Sole?*

La risposta tanto immediata quanto unanime è stata: «Grazie alle sonde spaziali!». A questo proposito si è obiettato ai giovani studenti che già nel 1859 il chimico R. W. von Bunsen (1811-1899) e il fisico G. R. Kirchhoff (1824-1887) affermavano che sul Sole doveva esserci del sodio, anche se a quell'epoca non era ancora iniziata l'esplorazione interplanetaria con sonde spaziali. Doveva evidentemente esistere qualche altro «informatore» già conosciuto a quel tempo: i ragazzi hanno concluso che questo «ambasciatore di notizie» poteva essere la luce, anche se è rimasto in loro un dubbio...

3.2. *Esiste una relazione tra la sostanza da cui proviene la luce e lo spettro?*

Prima di rispondere a questa domanda, si è voluto far acquisire dimestichezza con l'ordine di grandezza con cui si effettuano le misure di uno spettro visibile usando uno spettrometro (fig. 3), ossia uno spettroscopio in cui è possibile leggere direttamente la lunghezza d'onda delle varie componenti spettrali.



Figura 3 – Spettrometro usato dai ragazzi.

Con questo strumento i ragazzi hanno osservato la luce di una lampada ad incandescenza, una lampada fluorescente, una lampada al cadmio e una lampada al sodio, notando che ciascuna produce uno spettro caratteristico. Lo spettro continuo è dato da un filamento di tungsteno solido

reso incandescente dal passaggio di corrente elettrica, mentre lo spettro discreto è emesso da un gas sottoposto ad un campo elettrico.

Gli elettroni eccitati termicamente o da un campo elettrico vanno ad occupare livelli energetici maggiori; successivamente si diseccitano emettendo fotoni con una lunghezza d'onda ben precisa. Per sostanze allo stato di vapore gli spettri sono in generale costituiti da righe; se però abbiamo a che fare con gas molecolari queste sono molto più numerose e frequentemente raggruppate in bande; in rari casi possono apparire anche spettri continui.

Il passaggio dei corpi allo stato condensato (soluzioni liquide e solidi) è sempre seguito da profonde modifiche degli spettri di emissione e di assorbimento: la causa di queste mutazioni va ricercata nelle interazioni e nei legami molecolari. Per questa ragione i solidi e i liquidi emettono spettri continui che si estendono, nel caso dell'eccitazione termica, a vaste zone dello spettro e in altri casi a domini più ristretti.

Questo chiarimento teorico unito all'osservazione pratica ha rafforzato nei ragazzi l'idea che esiste uno stretto legame tra stato della materia e spettro emesso.

3.3. *Perché si osservano spettri discreti pur avendo sostanze solide?*

Per incentivare un approccio critico alla spiegazione teorica è stato eseguito il seguente esperimento in apparente contraddizione con la teoria. È stato preso un filo al nichelcromo, pulito con acido cloridrico e portato alla fiamma ossidante di un becco Bunsen. Tale operazione è completata quando la fiamma appare incolore. Il filo è stato di nuovo inumidito con l'acido cloridrico e sulla punta è stata di volta in volta raccolta una piccola quantità delle seguenti sostanze: cloruro di sodio [NaCl], solfato di rame [CuSO₄], calce spenta [Ca(OH)₂]. Avvicinando la punta del filo ad un Bunsen si sono osservati gli spettri delle fiamme con lo spettroscopio da tasca. I sali presi in considerazione hanno messo in evidenza linee spettrali discrete, rispettivamente di colore giallo, verdazzurro e rosso mattone. I ragazzi non si aspettavano questo risultato «visto che tutti i campioni analizzati si trovavano allo stato solido». Perciò si sono chiesti: «perché pur avendo sostanze solide si osservano spettri discreti?».

L'emissione di uno spettro a righe è dovuta al fatto che la sostanza risulta vaporizzata prima dell'emissione. L'acido cloridrico con cui si è inumidito il filo non ha infatti solo la funzione di

permettere l'adesione dei cristalli al filo, ma di trasformare gli stessi in cloruri, sali particolarmente volatili. I sali così trattati, ricevendo energia termica dalla fiamma, emettono una radiazione, caratteristica per ogni catione, che viene percepita dall'occhio umano come una luce colorata.

Dopo queste esperienze i ragazzi hanno concluso che «lo spettro di emissione è tipico della sostanza che lo ha emesso e che l'analisi spettrale permette di conoscere la composizione e lo stato di oggetti molto distanti».

3.4. Osserviamo meglio lo spettro del Sole.

Dopo aver ripetuto l'esperienza che fecero W. Wollaston (1766-1828) e J. Fraunhofer (1787-1826) agli inizi del XIX secolo, tutti i ragazzi hanno notato che nello spettrometro lo spettro visibile del Sole appare continuo e solcato da numerose righe scure (fig. 4). Questo risultato ha sorpreso gli studenti che si aspettavano uno spettro discreto originato dalle emissioni dei gas caldi sul Sole.

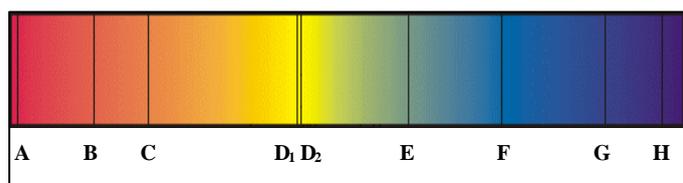


Figura 4 – Le principali righe dello spettro di Fraunhofer.

3.5. A cosa sono dovute le righe scure?

Le transizioni di un elettrone da un orbitale ad un altro sono quantizzate e quando un elettrone si diseccita emette radiazioni con frequenze caratteristiche. Da questi concetti, che regolano l'emissione, i ragazzi hanno dedotto che «ogni volta che un elettrone riceve un fotone della giusta frequenza lo assorbe passando ad livello energetico più alto»; si è perciò riusciti a comunicare in modo intuitivo il fenomeno dell'assorbimento. È risultato molto efficace al riguardo la consultazione del sito http://javalab.uoregon.edu/dcaley/elements/Element_s.html, che ha permesso ai ragazzi di intuire la legge di G. R. Kirchhoff così enunciata: «Il rapporto tra il potere di emissione e quello di assorbimento per radiazioni della stessa lunghezza d'onda è costante per tutti i corpi della stessa temperatura».

Chiarito il concetto di spettro di assorbimento, i ragazzi hanno preso nota delle lunghezze d'onda corrispondenti alle linee di

Fraunhofer osservate sulla scala dello spettroscopio. Confrontando i valori ottenuti con quelli della tabella 1 sono risaliti all'elemento che ha originato lo spettro di assorbimento.

La luce solare a spettro continuo proviene da uno strato superficiale del Sole detto fotosfera, circondato da una guaina di gas a bassissima pressione (cromosfera). L'esistenza di quest'ultima è resa manifesta principalmente dall'assorbimento di certe frequenze, in corrispondenza delle quali risultano presenti nello spettro solare numerose righe nere dette cromosferiche; altre righe, dette telluriche, sono invece dovute all'assorbimento determinato dai gas dell'atmosfera terrestre.

Simbolo	Origine	Lunghezza d'onda (µm)
A	Ossigeno (terrestre)	0,7594
B	Ossigeno (terrestre)	0,6870
C	Idrogeno	0,6563
D ₁	Sodio	0,5896
D ₂	Sodio	0,5890
E	Ferro	0,5269
F	Idrogeno	0,4861
G	Ferro - Calcio	0,4308
H	Calcio	0,4102

Tabella 1

3.6. E se osservassimo un pianeta che spettro vedremmo?

Per rispondere a questa curiosità è stato preso in esame il pianeta Venere, che ha un'atmosfera composta al 97% da anidride carbonica (CO₂) e al 3% da azoto (N₂). Trascurando l'azoto, è stata ricreata in laboratorio la composizione atmosferica versando 10 ml di acido cloridrico (HCl sol. 12%) dentro una provetta contenente 3 grammi di bicarbonato di sodio (NaHCO₃). Il gas biancastro prodotto dalla reazione è anidride carbonica: essendo più pesante dell'aria, l'anidride carbonica non è uscita dalla provetta. Con una siringa si è prelevato il gas e lo si è iniettato in una provetta sottovuoto e si è cercato di vedere lo spettro di assorbimento facendo attraversare il gas da un fascio di luce avente spettro continuo.

Questa simulazione di analisi dell'atmosfera di Venere ha colpito molto i ragazzi, che ancora una volta hanno ricevuto una smentita alle loro previsioni. Lo spettro continuo, invece di apparire solcato da linee di assorbimento, è rimasto inalterato e la conclusione a cui sono giunti i ragazzi è stata che «a temperatura ambiente l'anidride carbonica non assorbe nella regione dello spettro luce visibile».

3.7. E se noi costruiamo dei «pianeti immaginari» in laboratorio?

I più comuni costituenti atmosferici dei pianeti del sistema solare sono: idrogeno, elio, anidride carbonica, azoto, ammoniaca e metano. A temperatura ambiente questi composti assorbono principalmente nell'infrarosso e questo ostacola le esperienze volte all'osservazione di spettri nel visibile. Per superare questa difficoltà si è ipotizzato di osservare «pianeti immaginari» (fig. 5), le cui atmosfere gassose o liquide presentassero spettri di assorbimento nel visibile.



Figura 5 – I «pianeti immaginari» creati dai ragazzi.

Si è proceduto quindi alla creazione dell'atmosfera di un ipotetico «pianeta inquinato da grandi quantità di biossido d'azoto (NO_2)»: questo gas è ciò che provoca lo smog nelle grandi città e che determina il caratteristico colore rossastro dell'atmosfera in prossimità di un grande centro abitato. Versando 5 ml di acido nitrico (HNO_3 ; sol.63%) dentro una provetta al cui interno sono stati posti 4 grammi di rame si è sviluppata una reazione esotermica che ha liberato biossido d'azoto, un gas velenoso, più pesante dell'aria e di colore rosso scuro.

Con la solita procedura si sono osservate e fotografate le linee di assorbimento tipiche del gas che compone l'atmosfera di questo ipotetico «pianeta inquinato» (fig. 6-7).

Questa esperienza è stata molto significativa ed ha suscitato un grande entusiasmo. La produzione di un gas così colorato e l'osservazione molto nitida delle bande di assorbimento hanno reso chiaro il concetto che «se noi dovessimo osservare un pianeta distante la cui atmosfera è interamente composta da biossido d'azoto, potremmo riconoscerlo tramite l'osservazione delle bande di assorbimento di tale sostanza».



Figura 6 – Un ragazzo osserva un campione di sostanza allo spettrometro.

3.8. Le bande nere dello spettro di assorbimento del biossido d'azoto sono la somma delle righe di assorbimento dell'ossigeno e dell'azoto?

Per rispondere a questa domanda sono state annotate le lunghezze d'onda delle principali bande di assorbimento del biossido d'azoto e confrontate con quelle dell'azoto e dell'ossigeno, che a temperatura ambiente assorbono nell'infrarosso. Gli studenti hanno concluso che «per un gas composto da più elementi lo spettro di assorbimento non è la somma degli spettri degli elementi che lo costituiscono».

È stato quindi spiegato che ciò è dovuto al fatto che le transizioni elettroniche non avvengono più solo tra orbitali atomici, ma anche tra orbitali molecolari che si creano nel legame degli elementi. Lo studio degli spettri molecolari è quindi molto più complesso e deve tenere conto della natura del mezzo e del fatto che si consideri lo spettro elettronico, di quello vibrazionale o di quello rotazionale.



Figura 7 – Lo spettro del biossido d'azoto fotografato dai ragazzi.

3.9. Costruiamo un pianeta costituito da un «mare colorato e un'atmosfera gassosa».

È stato creato un pianeta formato da «un mare di tintura di iodio» (soluzione diluita di iodio in alcol acquoso usato come antisettico) con «un'atmosfera» composta principalmente da iodio. Prima si è osservato lo spettro di assorbimento della tintura di iodio posta in una provetta e si è notata una vasta banda scura che assorbiva completamente tutte le lunghezze minori di 0.65 μm . Poi, scaldando la provetta con un becco Bunsen, si è indagato lo spettro della regione sovrastante il liquido: mano a mano che evaporava il gas violetto, sono apparse le righe nere di assorbimento tipiche dello iodio. Ai ragazzi è risultato evidente che con l'aumentare della concentrazione del gas, le linee nere erano sempre più marcate; non solo, ma le righe erano più fitte là dove era presente la banda scura del liquido. Hanno quindi concluso che con l'aumentare della densità le linee spettrali «tendono ad allargarsi e che una banda di assorbimento è formata da tante righe di assorbimento poste le une vicino alle altre».

4. Idee per le scuole superiori.

Come primo passo è stata ripetuta l'osservazione dello spettro solare esattamente come è stata descritta al paragrafo 3.4. Presupponendo una conoscenza superiore dal punto di vista teorico, si è proceduto ad una trattazione più completa dei dati.

Le transizioni quantizzate di un elettrone da un orbitale all'altro sono governate dalla formula:

$$\Delta E = E_2 - E_1 = h\nu \quad [4.1]$$

dove con ν si è indicata la frequenza dell'onda e con h la costante di Planck. Posto $E_2 > E_1$, se l'elettrone passa dallo stato energetico E_2 allo stato energetico E_1 si ha emissione, viceversa si ha assorbimento. Per rendere ancora più intuitivi i concetti di emissione e assorbimento i ragazzi hanno consultato il sito <http://javalab.uoregon.edu/dcaley/elements/Elements.html>, nel quale con un semplice clic del mouse si può passare da uno spettro di assorbimento ad uno di emissione per i principali elementi della tavola periodica.

Il fatto che nello spettro solare si osservino le linee di assorbimento dell'idrogeno (linee C e F)

ha suggerito l'ideazione di nuovi esperimenti utilizzando questo elemento.

4.1. Perché l'idrogeno non assorbe le frequenze previste?

Visto che sul Sole esiste dell'idrogeno che assorbe nello spettro visibile con determinate lunghezze d'onda, se noi creiamo in laboratorio una piccola quantità di idrogeno e ne osserviamo lo spettro di assorbimento, dovremmo notare le stesse linee nere riscontrate nello spettro di Fraunhofer. Con questa ipotesi iniziale i ragazzi hanno avviato l'esperimento: attraverso un processo di elettrolisi è stata ottenuta in un provetta una discreta quantità di idrogeno; facendo attraversare il gas da un intenso fascio di luce bianca con spettro continuo (è stato usato un fascio ottenuto con una fibra ottica), si è cercato di osservare lo spettro di assorbimento.

L'analisi diretta ha smentito la previsione iniziale, mostrando uno spettro completo senza le linee scure. Perché l'idrogeno non assorbe le frequenze previste? L'ipotesi che la presenza del vetro della provetta potesse invalidare la prova, è stata smentita dal fatto che il vetro è assorbente nel vicino ultravioletto (0.2 - 0.3 μm). L'altra ipotesi era che avvenisse assorbimento in una regione dello spettro non visibile. Questa ipotesi ha trovato immediatamente convalida nello schema con cui avvengono le transizioni elettroniche nell'atomo di idrogeno (fig. 8).

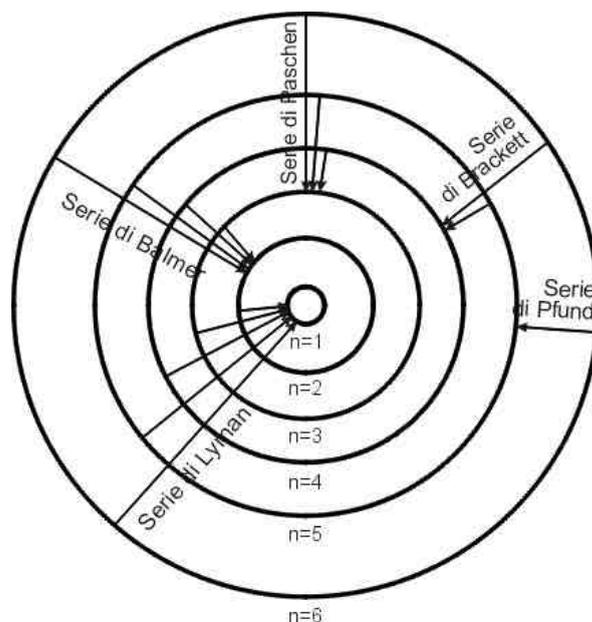


Figura 8 – Schema delle transizioni elettroniche nell'atomo di idrogeno.

La conferma definitiva è venuta dalla formula:

$$\frac{1}{I} = R \left(\frac{1}{n_0^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad [4.2]$$

da cui è possibile ricavare la lunghezza d'onda noti gli orbitali tra cui avvengono le transizioni (qui indicati con n_0 e n ; $R=10.9 \cdot 10^6 \text{ m}^{-1}$ è detta costante di Rydberg).

A temperatura ambiente ed in condizioni di pressione e densità "normali", l'idrogeno assorbe nell'infrarosso, poiché le transizioni avvengono tra il primo e il secondo orbitale (serie di Lyman; $n_0=1$). Se si alzasse la temperatura fino ai 10000° K della cromosfera solare, gli elettroni eccitati si troverebbero già tutti nel secondo orbitale e le transizioni avverrebbero tra il secondo e il terzo (serie di Balmer; $n_0=2$). Eccitando maggiormente gli elettroni si arriverebbe alle serie di Brackett ($n_0=3$) e di Pfund ($n_0=4$), che si collocano nell'ultravioletto. Con questa semplice esperienza e da queste osservazioni, i ragazzi hanno intuito che lo spettro, non solo ci informa del composto che lo emette (o che assorbe), ma è anche in grado di farci conoscere la temperatura della sorgente. È risultata, quindi, di facile comprensione la tabella 2, che rappresenta la base della classificazione stellare moderna.

Simbolo	Righe caratteristiche	Temp. ($^\circ \text{K}$)	Aspetto
O	Assorbimento He+.	>25000	Bianche
B	Assorbimento He.	12000 / 25000	Bianche
A	Assorbimento H, Ca+.	8000 / 12000	Bianche
F	Assorbimento H, metalli.	6000 / 8000	Gialle
G	Assorbimento numerosi metalli.	4000 / 6000	Gialle
K	Assorbimento numerosi metalli.	3500 / 5000	Gialle
M	Assorbimento bande TiO.	2600 / 3000	Rossastre
S	Assorbimento bande ZrO.		Rossastre
C	Assorbimento bande C2 e CN.		Rossastre

Tabella 2

4.2. Finalmente si vedono le righe dell'idrogeno!

Dopo l'insegnamento appreso dall'esperienza precedente, gli studenti stessi hanno compreso che non è sufficiente porre dell'idrogeno in una provetta per osservare le righe di assorbimento, ma sono necessarie anche certe condizioni per cui gli elettroni possano avere transizioni tra il secondo e il terzo livello energetico e quindi generare uno spettro nel visibile. Queste condizioni si hanno nel tubo di Geissler contenente

idrogeno a bassa pressione: osservando con lo spettrometro le righe di emissione della luce rosa emessa da questa lampada, i ragazzi hanno finalmente rilevato le righe di emissione dell'idrogeno esattamente delle lunghezze d'onda date dalla formula di Balmer.

4.3. I metodi usati per indagare le atmosfere stellari si possono estendere alle atmosfere planetarie?

Sappiamo che i pianeti non splendono di luce propria, bensì riflettono la luce del Sole; inoltre la composizione delle atmosfere planetarie è complessa, in quanto formata da molecole poliatomiche. Queste due difficoltà costituiscono un problema non trascurabile: Padre A. Secchi (1818-1878), che fu uno dei pionieri dell'esplorazione spettroscopica stellare, si arrese di fronte alla diversità degli spettri planetari confrontati con gli spettri stellari. Fu costretto a concludere che Giove, Saturno, Urano e Nettuno erano circondati da atmosfere costituite da gas non ancora identificati.

Se consideriamo un corpo solido o liquido esso origina uno spettro continuo di frequenze comprese in un certo intervallo di valori. In prima approssimazione si può affermare che la radiazione emessa da un corpo dipende solo dalla temperatura e non dalla forma o dal materiale. Se si fissa una temperatura, l'intensità della radiazione, valutata come energia emessa per unità di superficie, presenta l'andamento sperimentale riportato in figura 9: il grafico ottenuto prende il nome di funzione di Planck o curva del corpo nero.

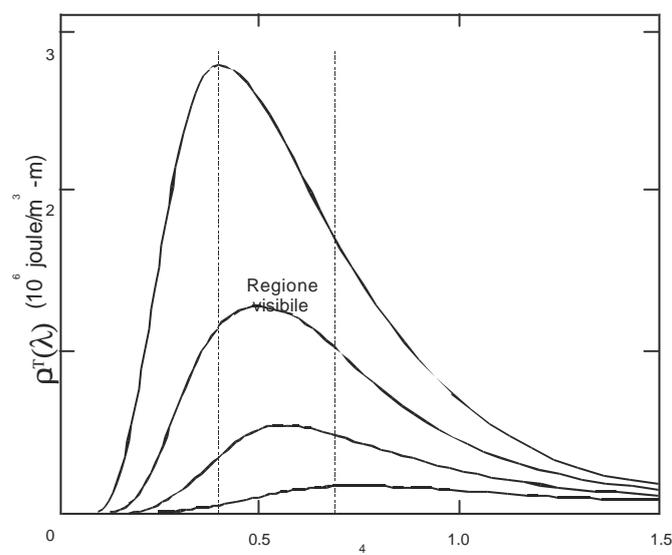


Figura 9 – Funzione di Planck al variare della temperatura.

L'esperienza quotidiana di tutto questo è data dal filamento di tungsteno dentro una lampadina: mano a mano che aumenta la temperatura, la lunghezza d'onda della radiazione diminuisce passando dall'infrarosso al visibile.

Un pianeta non è un corpo nero perfetto, tuttavia si può usare una legge che empiricamente funziona:

$$T \cdot \lambda_i = \text{cost} \quad [4.3]$$

Se applichiamo questa legge ad un pianeta, il valore della costante è 2898 μKelvin . Usando questa formula si ricava la temperatura media del pianeta e ci si accorge che non si discosta molto dalla realtà. Ai ragazzi sono state fornite le lunghezze d'onda di emissione del Sole, di Marte e di Plutone ($\lambda_{\text{Sole}} 0.51\mu\text{m}$, $\lambda_{\text{Marte}} 13\mu\text{m}$, $\lambda_{\text{Plutone}} 100\mu\text{m}$) ed è stato chiesto loro di ricavare le temperature medie corrispondenti ($T_{\text{Sole}} 5700^\circ \text{K}$, $T_{\text{Marte}} 220^\circ \text{K}$, $T_{\text{Plutone}} 30^\circ \text{K}$).

Dalla formula 4.3 risulta evidente che un corpo nero alla temperatura di migliaia di gradi Kelvin emette uno spettro continuo nel visibile, mentre un corpo alla temperatura di pochi gradi Kelvin emette nell'infrarosso.

I pianeti emettono come corpi neri nell'infrarosso e le molecole che costituiscono la loro atmosfera assorbono in tale banda, esattamente come il Sole emette nel visibile e i componenti della sua atmosfera assorbono in questa regione di spettro. È per questa ragione che i ragazzi nell'osservare la luce solare con uno spettroscopio hanno visto uno spettro completo solcato da linee scure; avrebbero ottenuto lo stesso risultato se avessero potuto osservare (fuori dall'atmosfera terrestre) lo spettro infrarosso generato da un pianeta. I metodi usati per l'analisi delle composizioni atmosferiche stellari si possono estendere alle atmosfere planetarie, con l'accorgimento di usare spettrometri sensibili all'infrarosso.

4.4. Che spettro osserveremmo se l'atmosfera di un pianeta fosse liquida?

Dopo aver visto che lo spettro dipende dalla temperatura, si è voluto approfondire il legame che esiste tra spettro e densità.

Per far intuire questa dipendenza si è osservato lo spettro di assorbimento «dell'atmosfera liquida di un pianeta viola». Si sono sciolti pochi grammi di permanganato di potassio (KMnO_4) in acqua: all'aumentare della concentrazione prima si

sono notate due bande di assorbimento in una zona compresa tra i 0.42 e i 0.58 μm , poi le bande, allargandosi, sono andate a formare un'unica banda tra le medesime lunghezze d'onda.

I ragazzi hanno quindi capito che lo spettro di assorbimento di una sostanza è strettamente legato non solo alla sua temperatura ma anche alla densità in cui si trova: questo spiega come è stato possibile osservare lo spettro di emissione dell'idrogeno senza raggiungere la temperatura della cromosfera del Sole. Nel tubo di Geissler si sono create delle condizioni di pressione e densità che unite alla differenza di potenziale ha permesso di eccitare gli elettroni dell'idrogeno in modo da far emettere nello spettro visibile.

Lo studio degli spettri di assorbimento dei liquidi è molto complesso poiché non solo aumentano le interazioni molecolari, ma anche i moti traslazionali e rotazionali di una molecola, sono sempre modificati dal passaggio dallo stato di vapore allo stato liquido. Nonostante queste difficoltà sono state create due «atmosfere liquide» con gli ioni complessi del rame.

Versando la stessa quantità di solfato di rame (CuSO_4) nella stessa quantità di acqua e di ammoniaca si è osservato che la soluzione contenente lo ione complesso $\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4^{2+}$ ha assunto un colore azzurro, mentre quella contenente lo ione $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$ è diventata blu scuro (Fig. 10).

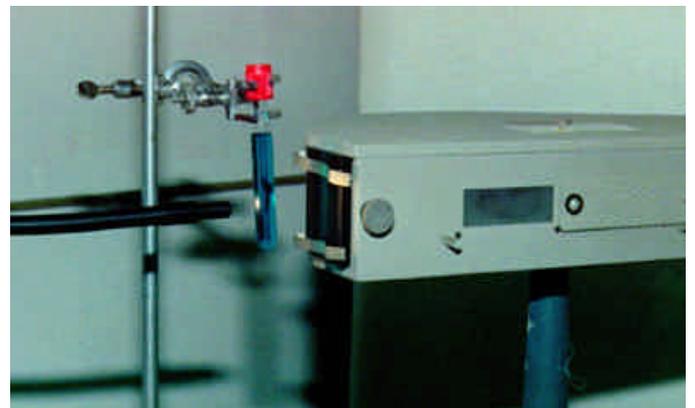


Figura 3 – Una provetta contenente solfato di rame sciolto in acqua, mentre viene analizzata allo spettrometro.

Il colore degli ioni complessi viene spiegato dal modo in cui i legami influenzano le energie degli orbitali del metallo di transizione. Nel nostro caso per un elettrone dell'orbitale d dello ione Cu^{2+} è necessaria, per fare una transizione, un'energia maggiore se l'atomo è circondato da ammoniaca rispetto a quando è circondato da acqua. Questo ha fatto intuire ai ragazzi che l'energia assorbita ($E=h\nu$), non dipendeva più dagli orbitali atomici, ma dipendeva anche 'dall'ambiente che circondava

l'atomo' e questo è un tipico fenomeno che accade nei liquidi in cui esiste una forte interazione tra molecole.

Conclusioni

Dopo questa serie di esperienze si è notato che sono stati intuitivamente recepiti i seguenti concetti:

Per le classi delle scuole elementari:

- Esistono tanti tipi di spettri (spettri continui e spettri discreti).
- Lo spettro visibile è solo una parte di uno spettro più esteso.
- Lo spettro luminoso si indaga mediante uno spettroscopio.

Per le classi delle scuole medie:

- Lo spettro dipende dalla sostanza che emette la luce.
- Lo spettro di emissione è in stretta connessione con lo spettro di assorbimento.
- Per indagare la composizione di sorgenti luminose lontane (stelle o pianeti) basta

osservarne lo spettro di assorbimento o di emissione.

- Lo spettro dipende dalla concentrazione della sostanza che assorbe la luce.
- I gas hanno uno spettro di assorbimento formato da righe o da bande (raramente si ha uno spettro continuo).

Per le classi delle scuole superiori:

- Lo spettro dipende dalla temperatura della sostanza che assorbe o emette.
- La differenza tra spettri di assorbimento nei liquidi e nei gas è dovuta alle interazioni molecolari.

Questi concetti non sono sufficienti per formare un programma organico da attuare con una classe specifica, tuttavia rappresentano degli importanti traguardi raggiunti in modo rigoroso e al tempo stesso divertente. Il fascino esercitato dai colori dello spettro visibile ha infatti suscitato nei ragazzi quella curiosità che rende la scienza una «avventura grandiosa» e questo era il principale scopo della proposta didattica.

Un ringraziamento particolare va alle professoressa Grazia Zini e Angela Turricchia per il loro incessante appoggio e incoraggiamento, senza i quali nulla di tutto questo sarebbe stato possibile.

Bibliografia

- *La luce. Emissione assorbimento propagazione* - P. Fleury, J. P. Mathieu - *Lumière* - Eyrolles - Paris - 1961 - Ed. it. Zanichelli - Bologna - 1970.
- *Introduzione alla scienza fisica* - IPS Group - Zanichelli - Bologna - 1972.
- *Storia delle scienze* - Vol.1 - A cura di N. Abbagnano - G. Abetti - R. Almagià - L. Geymonat - Unione Tipografico - Ed. Torinese - Torino - 1962.
- *Le onde e la luce* - A. Bettini - Ed. Decibel - Padova - 1993.
- *Fondamenti di chimica* - James E Brady - John R. Holm - Tit. Orig. *Fundamental of Chemistry* - John Wiley & Sons, inc. - Ed it. Zanichelli - Bologna - 1991.
- *Quantum Physics of a atoms, molecules, solids, nuclei and particles* - Robert Eisberg - Robert Resnick - Second Edition - John Wiley & Sons, inc. - New York - 1990.
- *Che t'importa di ciò che dice la gente?* - Richard P. Feynman - Tit. orig. *What do you care what other people think?* - Ed. W. W. Norton & Company - New York - 1988 - Ed. it. Zanichelli - Bologna - 1988.
- *La fisica per i licei scientifici* - Ugo Amaldi - Vol. 3 - Zanichelli - Bologna - 1999.

SITI WEB CONSULTATI

- <http://www.geocities.com/TheTropics/Paradise/9229/spettroscopio.htm>
- <http://javalab.uoregon.edu/dcaley/elements/Elements.html>
- <http://www.nist.gov/srd/nist35.htm>
- <http://www.achilles.net/~jtalbot/data/elements/index.html>
- <http://speclab.cr.usgs.gov/spectroscopy.general/spect.html>
- http://www.chemfinder.com/result.asp?mol_rel_id=10102-44-0
- <http://cse.ssl.berkeley.edu/>
- <http://www.vialattea.net>
- <http://www.galactic.com/products/dataviewer/spcweb.htm>