

PAROLE CHIAVE DELLA CHIMICA

LA PERIODICITA'

Riassunto

La periodicità delle proprietà degli elementi costituisce un concetto chimico fondamentale.

Esso non trova, però, sufficiente spazio nei libri di testo e non viene affrontato in modo autonomo rispetto a quello di Tavola periodica.

L'articolo sottolinea l'esigenza che tale concetto venga rivalutato nell'insegnamento proprio per la forza razionalizzatrice che esso ha avuto delle conoscenze sulle caratteristiche e sul comportamento degli elementi.

Si suggerisce, infine, l'esigenza di affrontare il concetto a due successivi livelli di complessità: il primo a livello dell'attuale biennio, il successivo a livello di triennio.

A conclusione viene presentato un possibile itinerario didattico messo a punto e realizzato con successo con allievi di 15-16 anni.

Abstract

The periodicity of the properties of elements is a basic notion in Chemistry. It is not given, however, enough space in ordinary text books, where it is not dealt with separately from the subject of the periodic Table. First the article underlines the need for teachers to focus on that notion because of the rationalizing role it has played in the knowledge of properties and behaviour of the elements.

Then the article suggests dealing with the subject on two different grades of complexity: one level fit for current "biennio", the other for "triennio". Finally a possible teaching procedure is presented, which has been worked out and successfully carried out with 15/16 year-old pupils.

1. Alla ricerca dell'accezione chimica del termine periodicità

Il concetto di *periodicità delle proprietà degli elementi* costituisce

(*) Liceo scientifico "L. da Vinci"
- Firenze

FABIO OLMI (*)

senz'altro un concetto chimico fondamentale e per la sua specifica natura possiede una potente forza razionalizzatrice delle conoscenze empiriche delle caratteristiche e del comportamento degli elementi. Oggi non c'è laboratorio o aula di chimica al mondo che non abbia appeso alle pareti la Tavola Periodica.

Per l'importanza che questo concetto possiede nell'ambito del pensiero chimico, viene spontaneo domandarsi se esso sia entrato a far parte della cultura generale. Ebbene, mentre altri concetti chimici fondamentali come molecola, elemento, composto, acido, base, .. hanno trovato una loro collocazione nell'ambito della cultura generale, di cui ovviamente quella chimica costituisce una parte non secondaria, una sorte ben diversa è toccata al concetto di periodicità. Non solo, ma anche a livello specialistico, non sembra che il concetto goda di una sua autonomia.

Prendiamo ad esempio l'autorevole Dizionario Enciclopedico Italiano Treccani (1): alla voce *Periodicità* si legge..."qualità di ciò che accade periodicamente, l'intervallo di tempo fra la pubblicazione di un numero e l'al-

tro di un periodico. *Biologia*-Molte funzioni biologiche sono periodiche ...generalmente con l'alternarsi delle stagioni. *Botanica*- Anche i vegetali presentano una successione regolare ...di alcuni fenomeni vitali...". Nessun riferimento alla Chimica e quindi al significato particolare che il termine periodicità assume in questo campo. Ancora, alla voce *Periodico*, dopo un cenno al significato fisico di un fenomeno che si ripete ad intervalli regolari di tempo, si rinvia a "sistema periodico degli elementi" e seguono due pagine e mezzo (!) di elenco di ...riviste periodiche !! Nemmeno nell'Enciclopedia della Chimica (2) alla parola *Periodicità* si fornisce una definizione del concetto, si rinvia a *Sistema periodico degli elementi* e in quest'ambito viene affrontato finalmente il concetto di periodicità chimica (vol. IX, pp.620-629), ma come parte di un più ampio discorso, stemperandone così l'importanza.

2. La nascita del concetto di Periodicità delle proprietà degli elementi

Il concetto di "periodicità chimica" si è potuto sviluppare solo dopo che era stato chiarito il concetto di *elemento* come *corpo materiale semplice*, non ulteriormente decomponibile, dotato di sue specifiche proprietà. Ciò ha ri-

GLI ELEMENTI DI LAVOISIER

Nome di Lavoisier	Nome moderno in italiano	Nome di Lavoisier	Nome moderno in italiano
Lumière	Luci(*)	Étain	Stagno
Calorique	Calore(*)	Fer	Ferro
Oxygène	Ossigeno	Manganèse	Manganese
Azote	Azoto	Mercur	Mercurio
Hydrogène	Idrogeno	Antimoine	Stibina
Soufre	Zolfo	Nickel	Nickel
Phosphore	Fosforo	Or	Oro
Carbone	Carbonio	Platin	Platino
Radical mercurique(**)	-	Plomb	Piombo
Radical fluorique (**)	-	Tungstène	Tungsteno
Radical boracique (**)	-	Zinc	Zinco
Antimoine	Antimonio	Chaux(***)	Calce (Ossido di Calcio)
Argent	Argento	Magnésie(***)	Magnesia (ossido di Mg)
Arsenic	Arsenico	Baryte (***)	Barite (ossido di Bario)
Bismuth	Bismuto	Alumine (***)	Alumina (Ossido di Al)
Cobalt	Cobalto	Silice (***)	Silice (Ossido di Silicio)
Cuivre	Rame		

Fig. 1

chiesto lunghe ricerche e la progressiva acquisizione di sempre più raffinate tecnologie di separazione e individuazione degli elementi. Ad esempio, dei 33 "elementi" noti al tempo di Lavoisier (1787) (Fig.1), solo 23 furono poi confermati come tali sulla base di ulteriori ricerche (fra le sostanze che erano ritenute *elementari* poiché non si disponeva di mezzi adatti alla loro decomposizione c'erano, ad esempio l'allumina, la silice e la calce).

Il primo tentativo di passare da un *elenco* (modello rappresentativo unidimensionale) ad un *raggruppamento* di elementi (modello bidimensionale) fu compiuto da J.W. Dobereiner (1780-1849) tra il 1817 e il 1829 studiando analogie e differenze dei circa 50 elementi noti al suo tempo.

Il risultato fu la costruzione di alcuni gruppi di tre elementi (triadi) dal comportamento simile: Ca, Sr, Ba; Cl, Br, I; Li, Na, K ..). La logica delle triadi si fondava dapprima (1817) sui pesi equivalenti degli elementi manifestati nei loro ossidi e successivamente (1829) sui pesi atomici. Dobereiner mostrò che l'elemento centrale delle triadi possedeva *proprietà intermedie* tra quelle dell'elemento che lo precedeva e quelle del successivo. Inoltre l'elemento centrale della triade mostrava un *p.a. medio* tra quello dell'elemento precedente e seguente. Ad esempio: il p.a. dello Sr era 44 e infatti $[20 (p.a._{Ca}) + 68 (p.a._{Ba})] : 2 = 44 (3,4,5)$.

Benché quello di Dobereiner costituisse un primo modo di correlare tra loro proprietà di elementi col loro p.a., cioè un primo modo per "tradurre in numeri" le analogie/differenze tra elementi, dobbiamo però sottolineare tre cose:

- Dobereiner non era riuscito a coinvolgere nelle triadi che una parte degli elementi noti al tempo e quindi la "regola" non era generale;

-la determinazione dei p.a. secondo i metodi del tempo era soggetta a molte incertezze e pertanto questi non po-

tevano essere affidabili e così pure le considerazioni ad essi collegate;

-*la semplice categoria analogie/differenze tra elementi* non era in grado di fornire alcuna "legge", si trattava di regole empiriche che non consentivano ancora una "classificazione" degli elementi.

Finora non era emersa l'importanza cruciale di introdurre una opportuna grandezza ordinatrice degli elementi che consentisse la costruzione di una loro successione logica e ordinata rispetto alla quale studiare poi le analogie e le differenze delle loro proprietà.

D'altra parte la grandezza ordinatrice "a portata di mano" nella prima metà del XIX secolo era il peso atomico degli elementi e di questa grandezza, oltre a non essere ancora disponibili metodi di determinazione sufficientemente rigorosi, *non era chiaro fino in fondo il reale significato.*

Riguardo a quest'ultimo punto possiamo ricordare, ad esempio, la visione profondamente diversa tra l'ipotesi atomica di Dalton (1805) e quella di Prout (1815). Secondo Dalton le caratteristiche proprie di una sostanza semplice (elemento) sono il risultato delle *caratteristiche individuali* dei suoi atomi ognuno dei quali risulta *qualitativamente diverso* da ciascuno degli atomi propri di altre sostanze semplici. Prout, invece, avanzava l'ipotesi che l'idrogeno, l'atomo più leggero, fosse la "materia primordiale" alla base della costituzione di tutte le sostanze e sosteneva quindi che gli atomi dei vari elementi si potevano pensare come un insieme di volta in volta numericamente diverso di atomi di idrogeno: *il passaggio da un atomo ad un altro era determinato solo da caratteristiche quantitative.* Scrive infatti Prout " ..se le vedute che noi esponiamo sono giuste, possiamo considerare incarnata nell'idrogeno la materia primordiale degli antichi. Se è così, allora i pesi specifici o i pesi assoluti di tutti i corpi allo stato gassoso debbono essere multipli [interi, ndr] del peso specifico o

del peso assoluto della materia primordiale ("protilo") ...".

L'ipotesi di Prout non riusciva a spiegare i motivi dell'esistenza di proprietà individuali degli elementi e si rivelò anche scorretta ad una più raffinata determinazione dei p.a. degli elementi stessi (come risulta ad esempio dai lavori di Berzelius): per questi motivi fu quindi abbandonata.

Rimaneva tuttavia ancora aperta la questione dell'individuazione di un metodo per la determinazione dei p.a. sufficientemente preciso, affidabile e riconosciuto da tutta la comunità dei chimici.

La svolta decisiva in questo ambito si poté realizzare solo dopo l'importante Congresso Internazionale di Chimica di Karlsruhe del 1860 a cui parteciparono 120 scienziati. In questa sede, senza che fosse un esplicito obiettivo del Congresso, venne affrontata da Cannizzaro la questione della corretta determinazione dei pesi atomici. Il metodo di Cannizzaro fu determinante per l'avanzamento della ricerca chimica e si impose per il suo rigore nella comunità scientifica del tempo anche grazie all'opera di J.L.Meyer che, resosi conto della validità delle idee di Cannizzaro, lo adottò poi nel suo trattato di chimica del 1864 ("Die modernen Theorien der Chemie") e ne divenne convinto sostenitore.

Il concetto di *periodicità* come *ripetizione di proprietà simili degli elementi dopo un certo intervallo regolare, rispetto ad una grandezza ordinatrice* emerse per la prima volta nel lavoro di A.E. Béguyer de Chancourtois, nel 1862. La grandezza ordinatrice era il peso atomico degli elementi.

Egli dispose gli elementi in ordine di p.a. crescente e costruì una specie di scala a chiocciola sulle pareti di un cilindro (modello tridimensionale): sui gradini di questa erano disposti gli elementi in modo tale che il primo "giro" della scala si chiudeva con l'ossigeno, il secondo con lo zolfo, ecc. e gli elementi che si trovavano alline-

ati verticalmente avevano proprietà simili. Tuttavia, sia perché il modello di rappresentazione della classificazione degli elementi era poco pratico, sia perché il lavoro di de Chancourtois non appariva convincente nel presentare, ad esempio, analogie e differenze tra gli elementi, il suo sistema periodico non fece breccia nella comunità scientifica dell'epoca.

Fu J.A.R.Newlands (1837-1898) che, nel periodo 1863-65, ordinando anch'egli gli elementi secondo il loro p.a. crescente, ma facendo ricorso ad una rappresentazione bidimensionale, costruì un sistema periodico fondato su serie di sette elementi dopo i quali l'ottavo ripeteva proprietà simili al primo della serie precedente (Fig. 2). Newlands chiamò questo comportamento "legge delle ottave" (1865). La "tavola" di Newlands del 1866 ebbe una larga diffusione ma mostrò tre grossi limiti:

- in essa non erano presenti posti liberi per eventuali nuovi elementi
- alcuni elementi non sembravano collocati al posto giusto per le loro caratteristiche
- in alcuni casi in una stessa "casella" dovevano forzatamente trovar posto anche due elementi

Per questi motivi il lavoro di Newlands fu duramente attaccato e la Chemical Society ne rifiutò la pubblicazione.

3. Il lavoro di Mendeleev

Il concetto di periodicità trovò la sua espressione completa nel lavoro di D.I.Mendeleev (1834-1907) e in quello di J.L.Meyer (1830-1895). La ricerca di una sistemazione completa dei 63 elementi noti all'epoca prese però strade diverse per i due ricercatori. Meyer, durante la revisione del suo testo di chimica (1868) usò per primo pesi atomici corretti determinati col metodo Cannizzaro e introdusse per primo il concetto di *valenza* degli elementi ma non riuscì nella sua prima tabella a classificare correttamente tutti gli elementi. La ricerca di Meyer proseguì *privilegiando le proprietà* fisiche degli *atomi* con lo studio del volume occupato da quantità fisse di diversi elementi (peso atomico/densità). Il lavoro fu pubblicato nel 1870, un anno dopo la pubblicazione (1869) sul giornale chimico russo della prima tavola periodica di Mendeleev.

Nel lavoro di Mendeleev si *privilegiavano le proprietà chimiche degli elementi* rispetto a quelle fisiche e ciò può essere considerato l'elemento decisivo del successo della sua "legge periodica". Quando, ad esempio, Mendeleev trovò contraddizioni tra la successione ordinata dei pesi atomici e le proprietà chimiche di alcuni elementi, convinto della validità del suo metodo, riuscì a collocare correttamente tutti gli elementi noti, lasciando liberi i posti che dovevano a

suo giudizio spettare ad elementi ancora non conosciuti, rispettando *sempre* l'analogia delle proprietà chimiche (in primo luogo la valenza) anche se questo comportava porre prima un elemento a p.a. maggiore e dopo uno a p.a. minore (contraddizione nelle proprietà fisiche).

Dice A.Di Maggio in un recente lavoro (6) "L'attenzione di Mendeleev si concentrò sulle tessere riassuntive delle caratteristiche degli elementi. Cominciò così quel gioco di spostamento delle tessere che A.E.Fersman, in un suo saggio dedicato alla scoperta del sistema periodico, ha efficacemente paragonato ad un "solitario". Nelle file orizzontali Mendeleev dispose le tessere relative agli elementi affini appartenenti ad uno stesso gruppo (e quindi, proseguendo nella metafora, le tessere dello stesso "seme" chimico, ma di diverso "valore"); nelle colonne verticali collocò le tessere degli elementi aventi p.a. vicini e quindi appartenenti ad uno stesso periodo (dunque le tessere più o meno dello stesso "valore" ma di diverso "seme")...". La seconda edizione della tavola mendeleeviana (Fig. 3) riporta i gruppi in verticale e i periodi in orizzontale (1871).

La *legge periodica* formulata da Mendeleev può essere sintetizzata nel seguente modo: *le proprietà degli elementi variano con cadenza ve-*

[31]	Группа I	Группа II	Группа III	Группа IV	Группа V	Группа VI	Группа VII	Группа VIII. Периоды II, III, IV, V
Типичные элементы	H = 1	Be = 9,4	B = 11	C = 12	N = 14	O = 16	F = 19	
Первый период	Li = 7	Ba = 9,4	B = 11	C = 12	N = 14	O = 16	F = 19	
	Na = 23	Mg = 24	Al = 27,3	Si = 28	P = 31	S = 32	Cl = 35,5	
Второй период	K = 39	Ca = 40	— = 44	Ti = 50?	V = 51	Cr = 52	Mn = 55	Fe = 56, Co = 59, Ni = 59, Cu = 63
	(Ca = 63)	Zn = 65	— = 69	— = 72	As = 75	Se = 78	Br = 80	
Третий период	Rb = 85	Sr = 87	(?Yt = 88?)	Zr = 90	Nb = 94	Mo = 96	— = 100	Ru = 101, Rh = 104, Pd = 104, Ag = 108
	(Ag = 108)	Cd = 112	In = 113	Sn = 118	Sb = 122	Te = 128?	I = 127	
Четвертый период	Cs = 133	Ba = 137	— = 137	Ce = 138?	—	—	—	
	—	—	—	—	Ta = 182	W = 184	—	Os = 190?, Ir = 194? Pt = 197?, Au = 197
Пятый период	(Au = 197)	Hg = 200	Tl = 204	Pb = 207	Bi = 208	—	—	
	—	—	—	Tb = 210?	—	U = 240	—	
Высокая валентная окислительная способность	H ⁺	H ²⁺ или H ₂ O	H ³⁺	H ⁴⁺ или H ₂ O ²	H ⁵⁺	H ⁶⁺ или H ₂ O ³	H ⁷⁺	H ⁸⁺ или H ₂ O ⁴
Высокое водородное содержание			(H ₂ H ⁺)	HH ⁺	HH ⁺	HH ⁺	HH ⁺	

fig. 3

riodica all'aumentare del loro peso atomico.

A partire da questi anni *la scienza chimica trovava una sua prima solida sistematizzazione teorica* fondata su un piccolo numero di postulati di base e su alcune leggi generali tra cui appunto la "legge periodica".

4. Momenti essenziali dello sviluppo del concetto di periodicità e sistema periodico moderno.

La tavola periodica si rivelò ben presto uno degli strumenti teorici più importanti per lo sviluppo della ricerca, non solo chimica: mentre da un lato permetteva di cogliere razionalmente le analogie e le differenze tra le proprietà degli elementi, dall'altro apriva nuovi orizzonti di ricerca. E' il caso della *ricerca intenzionale* di nuovi elementi: Mendeleev, ad esempio (Fig.3), aveva dovuto lasciare vuota la casella Periodo 4/Gruppo 3 (P4/G3). Chiamò *ekaboro* l'elemento che avrebbe dovuto occuparla, non ancora noto, di massa prevedibile 44. L'elemento fu scoperto nel 1897 ed è oggi noto come Scandio. La tavola mendeleeviana pose però alcuni interrogativi a cui è stato necessario dare risposta:

- come trovare collocazione ad elementi che non erano stati previsti da Mendeleev come i "gas nobili" o la cui collocazione non era chiara (come alcune "terre rare") ?

- come si poteva spiegare l'inversione nella successione dei p.a. che si incontrava ogni tanto per tener ferme le periodicità delle caratteristiche chimiche degli elementi?

- come si poteva spiegare la diversa lunghezza dei periodi?

- esisteva forse una caratteristica degli atomi, diversa dal p.a., che consentisse di risolvere questi problemi? Nel 1894 W.Ramsay e J.W.-Rayleigh scoprirono il gas nobile Argon e successivamente furono identificati anche Elio, Neon, Kripton e Xenon. Alcuni ricercatori proposero che questi elementi, che non mostravano propensione a reagire con altri per formare composti, non appartenessero al sistema periodico, ma dopo alcuni anni di studi si riuscì a trovare loro collocazione nella tavola periodica introducendo una colonna aggiuntiva fra gli alogeni e i metalli alcalini. La tavola periodica non fu stravolta, ma solo integrata.

Nella tavola di Mendeleev del 1871 comparivano alcuni elementi con ac-

canto un punto interrogativo: ad esempio l'Erbio del III Gruppo e il Lantanio e il Cerio inseriti nel IV Gruppo. La difficoltà di collocazione di questi elementi ha costituito il cosiddetto "problema delle terre rare". Si tratta di elementi dalle proprietà molto simili tra loro e quindi di difficile distinzione: essi rappresentano i 14 elementi compresi nella tavola moderna tra il Lantanio (57) e l'Afnio (72) la cui scoperta e sicura identificazione ha coperto un lunghissimo periodo di tempo (oltre un secolo); l'ultimo scoperto, il Promezio (Pm), è stato prodotto artificialmente nel 1947.

Questi elementi, molto simili tra loro, spesso presenti in miscele di difficile separazione, hanno presentato una grande difficoltà nella definizione delle loro caratteristiche: solo col passaggio al numero atomico nella grandezza ordinatrice è stato possibile una loro corretta collocazione nella tavola periodica.

La questione della inversione dell'andamento dei p.a. nell'ordinamento degli elementi rispettando le loro proprietà chimiche è stata più complessa e trovò soluzione molti anni più tardi, dopo che si arrivò a definire la struttura interna degli ... <<indivisibili>> atomi. Dopo le ricerche di Rutherford (1911) che portarono all'identificazione del nucleo atomico come sede delle cariche positive e quindi a teorizzare un atomo formato da un nucleo e da elettroni in numero tale da neutralizzare la carica del nucleo, A.Van den Broek nel 1913 ipotizzò che, al posto del p.a., si ponesse *come grandezza ordinatrice la carica nucleare di ciascun atomo.*

Fu il fisico H. G. Moseley che mise alla prova questa ipotesi mediante lo studio dei raggi X emessi in opportune condizioni da vari elementi (7). Dalle sue ricerche (1913) emerse che le frequenze delle cosiddette righe K risultavano legate da proporzionalità diretta ai quadrati dei numeri che indicavano la posizione degli elementi nella Tavola; nel 1920, Rutherford chiamò questa grandezza ordinatrice *numero atomico*, N.A.: essa indica il numero di protoni del nucleo e degli elettroni presenti nell'atomo.

La periodicità da questo momento verrà espressa allora nel modo seguente:

le caratteristiche degli elementi sono funzione periodica del loro numero atomico.

La successione mendeleeviana

Tellurio/Iodio (dettata dal rispetto dell'analogia delle proprietà dei due elementi con quelle degli altri elementi dei rispettivi gruppi), che provocò la famosa inversione nei pesi atomici tra i due elementi, trovava ora un fondamento teorico razionale: gli elementi erano ordinati secondo il loro numero atomico crescente.

Mancava tuttavia ancora la comprensione del *perché accadeva questa inversione nella successione dei pesi atomici*. Ciò fu chiarito solo dopo la scoperta dei neutroni (Chadwick, 1932) e la definizione del concetto di *isotopi*: un elemento non era costituito in genere da atomi tutti dello stesso tipo; mentre si conservava in essi un numero identico di protoni ed elettroni, il corredo nucleare poteva essere diverso per il numero di neutroni presenti. Si hanno così per l'atomo di uno stesso elemento "corredi" nucleari diversi, di massa diversa, e questi si dicono tra loro *isotopi*.

Poiché la miscela isotopica dello Iodio era più ricca dell'isotopo più leggero e quella del Tellurio lo era dell'isotopo più pesante...il "mistero" era chiarito e ben fece Mendeleev a dare maggior peso al rispetto delle proprietà chimiche degli elementi!

Come si cercò di evidenziare il problema della grandezza ordinatrice degli elementi è stato prima di *difficile individuazione*, poi di *difficile comprensione* nel suo corretto significato. Ancora una prova di queste difficoltà è fornita da un'ipotesi sul significato del peso atomico avanzata a fine secolo XIX. Infatti, in seguito a studi spettroscopici effettuati sulle stelle, l'astronomo N. Lockyer e lo spettroscopista W.Crookes ipotizzarono che il peso atomico degli elementi potesse variare in modo continuo. Come conseguenza di ciò, gli elementi potevano essere teoricamente infiniti e quelli presenti sulla Terra erano solo alcuni dei possibili formati nelle condizioni specifiche in cui erano stati trovati. E' stato, ancora una volta, il lavoro di Moseley (1913) che, con l'introduzione del numero atomico (numero intero), *negava l'esistenza di altri elementi tra due qualsiasi di essi consecutivi nella Tavola periodica*: ad esempio, tra l'elemento di N.A.11 (Na) e quello di N.A.12 (Mg), tra l'elemento di N.A. 33 (As) e quello di N.A.34 (Se) e così via, non era possibile trovarne posto altri elementi. Altra conseguenza importante di questo è che, se gli elementi sono

gli stessi in tutto l'Universo, anche la chimica terrestre conserva la sua validità in tutto l'Universo.

La spiegazione, infine, della diversa lunghezza dei periodi è legata allo sviluppo della moderna teoria atomica ed è conseguenza della diversa energia che gli elettroni assumono all'interno dell'atomo e dei legami esistenti tra i diversi numeri quantici che determinano energia e posizione possibile degli elettroni dentro l'atomo.

Il sistema periodico mendeleeviano ha trovato con la meccanica quantistica la sua completa razionalizzazione ed è stato modificato, in verità, solo in piccola misura (si tratta della cosiddetta ben nota "espansione" del sistema periodico).

Ancora oggi, tuttavia, si danno della Tavola Periodica altre modellizzazioni: particolarmente efficace e facilmente rappresentabile risulta quella proposta da W.B.Jensen nel 1989 (8), a geometria piramidale, che qui riproduciamo (Fig. 4).

5. Alcune considerazioni didattiche sull'apprendimento e sull'insegnamento del concetto di periodicità.

Come abbiamo già sostenuto in un

dopo aver introdotto la struttura atomica, quasi fosse un "indiretto fisico" *scaturito quarant'anni dopo la sua effettiva scoperta*".

Ebbene, siamo convinti che, nell'ambito di un insegnamento/apprendimento (i/a) chimico di base a livello secondario superiore, in una logica di i/a a spirale, e nell'ottica di sviluppo di un curriculum verticale, sia **necessario affrontare il concetto di periodicità in due tappe successive e precisamente un primo approccio di tipo mendeleeviano a livello dell'attuale biennio e un secondo approccio razionalizzatore a livello di triennio.**

Da vari anni seguiamo questo tipo di sviluppo nei nostri corsi sperimentali attivati al biennio e al triennio e i risultati hanno mostrato che la nostra convinzione è fondata. Ricordiamo qui le tappe essenziali e i problemi affrontati nell'itinerario suddetto con l'idea che ciò possa essere di stimolo ad avventurarsi su questo sentiero anche da parte di altri colleghi. I punti essenziali su cui si è snodato il nostro itinerario sono stati i seguenti:

-indagine sulle preconcoscenze: quali sono le idee degli allievi sul concetto

ordinatrice: come si è passati da semplici sequenze di elementi a raggruppamenti ordinati secondo il loro peso atomico?

costruzione delle "tessere" di una quarantina di elementi noti al tempo di M. ricavandole da un'apposita tabella opportunamente messa a punto dall'insegnante;

-studio della variazione di alcune proprietà di un certo numero di elementi (i primi 20 noti in ordine di p.a.) una volta disposti secondo il loro p.a. crescente: è possibile costruire una tabella "periodica"?

-cosa emerge dal confronto della nostra tabella e della Tavola di Mendeleev del 1871?

Il dettagliato percorso didattico da noi seguito a livello di fine biennio di s.s.s. e gli strumenti impiegati si trovano nell'articolo già citato (10).

Tra i suggerimenti che si trovano in letteratura fondati sull'introduzione alla Tavola periodica attraverso l'informazione storica, particolarmente interessante quello di B.Bensaude-Vincent e D.Rebaud (11) che risulta però assai più complicato di quello da noi proposto e di difficile attuazione. Si trova anche tutta una serie di suggerimenti di <<giochi>> sulla Tavola periodica con l'uso del computer: alcuni possono essere utili in sede di "rinforzo" dei vari concetti che stanno alla base della costruzione della Tavola (12).

Bibliografia

- 1) Dizionario Enciclopedico Italiano, Ist. dell'Enciclopedia Italiana, 1970, Roma. Poligrafico dello Stato,2) Enciclopedia della Chimica, 1980, U.S.E.S., Firenze
- 3) J.I. Solovev, "L'evoluzione del pensiero chimico", 1976, Mondadori Ed., Milano
- 4) H.M.Leicester, "Storia della Chimica", 1978, ISEDI, Milano
- 5) L.Paoloni, "Il sistema periodico:1869-1914" in Fondamenti Metodologici ed Epistemologici, Storia e Didattica della Chimica, Scuola Estiva di Chimica, Pisa 1996
- 6) A.M.Maggio, *Cns -La chimica nella scuola*, 1997, 1, 6
- 7) G.Gorin- Mendeleev and Moseley - *J. Chem. Ed.*, 1996, 6, 490
- 8) E.R.Scerri, *Le Scienze*, 1998, 363, 94
- 9) F.Olmi, "Progettazione, realizzazione, valutazione di un percorso didattico nell'ambito di un curriculum verticale: la classificazione degli elementi" Convegno: Educazione scientifica e professionalità docente. Trieste, 28-30/4/'98
- 10) F. Olmi- Un solitario con le "tessere" di Mendeleev...-*Naturalmente*, 1997, 3, 58
- 11) B.Bensaude-Vincent, D.Rebaud, *Bulletin de l'Union des Physiciens*, 1994, 88, 1109
- 12) J.S. Martin,*Chem 13 News*, 1988, 181, 8

fig. 4

intervento alle giornate triestine di "Educazione Scientifica e professionalità dei docenti" del '98 (9) e in un recente articolo (10) *la periodicità delle proprietà degli elementi rappresenta un concetto-chiave per qualsiasi corso di chimica di base anche se "... troppo spesso questo concetto viene trattato sbrigativamente sui libri di testo, quasi fosse autoevidente o, peggio, banale. Non solo, ma dall'esame della maggior parte dei testi in commercio, si ha l'impressione che il concetto di periodicità possa essere trattato solo*

di classificazione e i concetti che stanno alla base della costruzione della Tavola mendeleeviana (valenza degli elementi, tipi di composti, ecc.)?

-costruzione delle precondizioni che non sono "date"

-(ri)costruzione del contesto di "scoperta" della Tavola mendeleeviana: quanti e quali erano gli elementi noti al tempo di Mendeleev? Quali le loro proprietà note? Quali i composti più comuni? Quali sono stati i tentativi di sistematizzazione degli elementi precedenti il lavoro di M.?

-il problema della grandezza