

---

Giornale di Didattica della Società Chimica Italiana

# CnS

LA CHIMICA NELLA SCUOLA



ITI "Cobianchi" - Verbania

**I CENTO ANNI  
DELLA MOLE**

**GIOCHI DELLA CHIMICA  
IL CALENDARIO 1999**

**L'EVOLUZIONE DEL  
MODELLO VSEPR**

**5th ECRICE**



Società Chimica Italiana

Anno XXI  
Gennaio - Febbraio 1999

**Direttore responsabile**

Paolo Mirone  
Dipartimento di Chimica  
Via Campi, 183 - 41100 Modena  
E-Mail: Mirone@unimo.it

**Redattore**

Pasquale Fetto  
Dipartimento di Chimica "G.Ciamician"  
Via Selmi, 2 - 40126 Bologna  
Tel. 051/259521 - fax 051/259456  
E-Mail: fpens@ciam.unibo.it

**Comitato di redazione**

Loris Borghi, Liberato Cardellini, Pasquale Fetto, Ermanno Niccoli, Raffaele Pentimalli, Pierluigi Riani, Paolo Edgardo Todesco

**Comitato Scientifico**

Alberto Bargellini, Luca Benedetti, Aldo Borsese, Carlo Busetto, Rinaldo Cervellati, Luigi Cerruti (*Presidente della Divisione di Didattica*), Franco Frabboni, Manlio Guardo, Gianni Michelin, Ezio Roletto, Eugenio Torracca

**Editing**

Documentazione Scientifica Editrice  
Via Imerio, 18 - 40126 Bologna  
Tel. 051/245290 - fax 051/249749

**Periodicità:** bimestrale (5 fascicoli all'anno)

**Abbonamenti annuali**

Italia L.80.000 ec 50 - Estero L. 100.000 ec 62  
Fascicoli separati Italia L. 20.000 ec 12  
Fascicoli separati Estero L. 25.000 ec 15

Gli importi includono l'IVA e, per l'estero le spese di spedizione via aerea  
Spedizione in abbonamento postale Art.2 comma 20/C Legge 662/96 Filiale di Bologna

**Ufficio Abbonamenti**

Manuela Mustacci  
SCI, Viale Liegi, 48/c - 00198 - Roma  
Tel. 06/8549691 fax 06/8548734  
E-mail: soc.chim.it@agora.stm.it

Copyright 1995 Società Chimica Italiana

Pubblicazione iscritta al n. 219 del registro di Cancelleria del Tribunale di Roma in data 03.05.1996

La riproduzione totale o parziale degli articoli e delle illustrazioni pubblicate in questa rivista è permessa previa autorizzazione della Direzione

La direzione non assume responsabilità per le opinioni espresse dagli autori degli articoli, dei testi redazionali e pubblicitari

**Editore**

SCI - Viale Liegi 48/c - 00198 Roma

**Stampa**

GR - S. Giorgio di Piano (BO)

## SOMMARIO

### EDITORIALE

I cento anni della mole **1**  
di *Paolo Mirone*

### DIVULGAZIONE E AGGIORNAMENTO

Attività, coefficiente di attività... malintesi e luoghi comuni **3**  
di *Pietro Lanza*

Il modello VSEPR e la sua evoluzione **8**  
di *M. Chastrette, M.B. Larrouy, K. Bouraoui*

La Calorimetria **12**  
di *Giovanni Conti, Paolo Gianni*

### ESPERIENZE E RICERCHE

L'apprendimento cooperativo: un metodo per migliorare la preparazione e l'acquisizione di abilità cognitive negli allievi **18**  
di *Liberato Cardellini, Richard M. Felder*

### LABORATORIO E DINTORNI

L'aspirina: una risorsa curricolare **26**  
di *Ermanno Niccoli*

### RUBRICHE

#### PROBLEM SOLVING FORUM

Ancora prolemi **25**  
di *Liberato Cardellini*

#### GIOCHI DELLA CHIMICA

Il calendario per il 1999 **30**

#### UNO SGUARDO DALLA CATTEDRA

La navigazione **29**  
di *Ermanno Niccoli*

#### DALLA DIVISIONE

Conferenza Nazionale sull'Insegnamento della Chimica: Comunicato finale **31**  
di *Luigi Cerruti*

#### CONVEGNI E CONGRESSI

Prima Conferenza Europea sulla Didattica Chimica **32**

#### NOTIZIE

Premio Federchimica **28**

5th ECRICE **30**

**Sito Internet S.C.I. <http://sci-chim.dim.uniroma3.it>**

## I CENTO ANNI DELLA MOLE

Il concetto di mole ha una posizione del tutto speciale nella chimica, in quanto esso fa da ponte tra il livello macroscopico, ossia fenomenologico, delle proprietà e trasformazioni delle sostanze, e il livello submicroscopico degli atomi e delle molecole. Secondo la felice metafora di un libro di testo [ 1 ], la mole è “l’interprete tra gli atomi e la bilancia”.

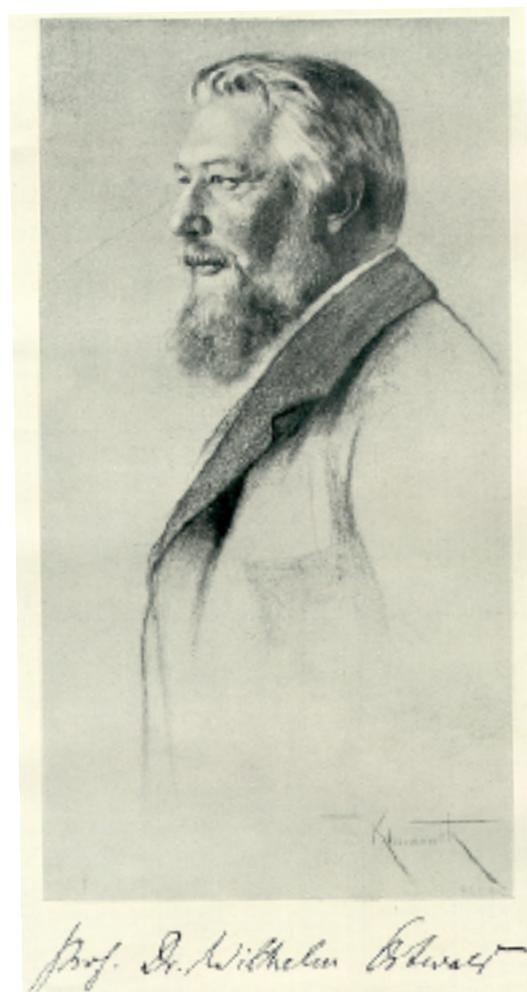
Questa posizione unica del concetto di mole è probabilmente all’origine delle difficoltà che la sua comprensione presenta per i ragazzi che iniziano lo studio della chimica; difficoltà che hanno fornito lo spunto per un gran numero di ricerche didattiche, specialmente a partire dagli anni 60 [2]. Penso quindi che valga la pena di ricordare brevemente il centenario dell’introduzione nella chimica del termine “mole” e il contesto in cui essa è avvenuta.

Nel 1899 Wilhelm Ostwald pubblicò la terza edizione del suo libro più fortunato, il *Compendio di chimica generale* [3]. Negli anni immediatamente precedenti egli si era convinto che l’ipotesi dell’esistenza degli atomi e delle molecole non poteva essere confermata dall’esperienza, e doveva quindi essere considerata come un’impalcatura che aveva ormai esaurito la sua funzione [4]. Perciò nell’introduzione alla nuova edizione del suo *Compendio* egli scrisse [5]:

“Sviluppando i concetti fondamentali e lasciando ogni accessorio superfluo, spero di aver trovato il modo di riuscire utile anche a coloro che vogliono familiarizzarsi con queste leggi al fine di applicarle in campi specifici. In particolare, *ho considerato accessori superflui anche quelle rappresentazioni ipotetiche di cui la nostra disciplina continua a fare un uso eccessivamente ampio e fiducioso*. A questo scopo è stato necessario intervenire in diversi punti. *La liberazione delle leggi stechiometriche fondamentali dall’involucro dell’ipotesi atomica non è stata difficile; anzi, essa era già stata fatta in precedenza. La stessa operazione era invece più difficile per l’ipotesi molecolare; con la derivazione esclusivamente su basi sperimentali del corrispondente concetto di “peso normale”, data nel presente volume, spero di aver reso un piccolo servizio alla dottrina chimica, così come la intendo io*” (corsivi miei).

Dati questi presupposti, Ostwald propone di chiamare il peso atomico *peso di combinazione* (Verbindungsgewicht), il peso molecolare *peso normale* (Normalgewicht) e la grammo-molecola *mole* (Mol, un neologismo per la lingua tedesca) [6].

L’unica di queste innovazioni terminologiche ad avere successo, peraltro ampio e immediato, fu la mole: già nel 1900 il termine compare in un importante testo di chimica inorganica [7].



Nel 1971 la mole entrava a far parte del Sistema Internazionale di Unità di Misura (SI). Ma essa differiva dalle altre unità SI per un particolare di non secondaria importanza: infatti era l’unica ad essere adottata senza che alla corrispondente grandezza fosse

già stato dato un nome e questo fosse entrato nell'uso corrente. E quando questo nome fu dato, sempre nel 1971, la scelta (*quantité de matière* secondo il testo ufficiale della 14<sup>a</sup> Conférence Générale des Poids et des Mesures, tradotto in inglese come *amount of substance* e in italiano come *quantità di sostanza*) non fu delle più felici, come è dimostrato dal fatto che nel linguaggio dei chimici di tutto il mondo questo termine non è (quasi) mai usato, e al suo posto si parla correntemente di “numero di moli”.

Per rendersi conto della stranezza (per non dire altro) di questo modo di esprimersi, basta considerare che a nessuna persona di buon senso verrebbe in mente di dire “Il numero di chilometri tra Roma e Milano è 575” o “Il mio numero di chilogrammi è 80” o “Il numero di minuti di una partita di calcio è 90”. Perché, allora, un tipico problema stechiometrico viene abitualmente formulato nei seguenti termini: “Trovare il numero di moli di ferro contenuti in 1000 g di magnetite ( $Fe_3O_4$ )” ?

Proviamo a riformulare il problema facendo riferimento al nome della grandezza invece che a quello dell'unità di misura: “Trovare la quantità di sostanza di ferro (o la quantità della sostanza ferro?) contenuta in 1000 g di magnetite”. A parte la goffaggine dell'espressione, l'uso del termine sostanza con riferimento al ferro è criticabile, almeno in questo caso, perché nella magnetite il ferro non si trova nello stato di sostanza elementare, ma forma con l'ossigeno una sostanza composta.

Per quanto banale, questo esempio mostra che esistono buone ragioni per trovare un nuovo nome per la “grandezza che si misura in moli”; un nome che si presti ad essere usato nel linguaggio quotidiano dei chimici e degli studenti di chimica senza dar luogo a goffaggini ed ambiguità.

In verità una proposta in questo senso è stata fatta già da qualche anno, anche se non ha ancora incontrato il successo che meriterebbe: George Gorin [8] ha suggerito di chiamare la “grandezza che si misura in moli” *chemical amount*, termine che in italiano andrebbe tradotto come *quantità chimica*. Secondo questa proposta la formulazione del problema stechiometrico usato come esempio sarebbe la seguente: “Trovare la quantità chimica di ferro contenuta in 1000 g di magnetite”, concisa e priva di

ambiguità.

La proposta di Gorin ha ottenuto un riconoscimento importante, in quanto *chemical amount* è citato come valido sinonimo di *amount of substance* nella più recente edizione del manuale *Quantities, Units and Symbols in Physical Chemistry* [9]. Malgrado ciò, la grande maggioranza degli autori di libri di testo e dei docenti di chimica continua a parlare di “numeri di moli”, dimostrando con ciò di non possedere una grande sensibilità per la correttezza del linguaggio scientifico [10]. Sarebbe oltremodo auspicabile che gli insegnanti di chimica delle scuole e delle università italiane cominciassero a insegnare che la mole è l'unità di misura di una grandezza che può convenientemente essere chiamata *quantità chimica*, e si comportassero di conseguenza.

[1] F. Bagatti, M. Braghiroli, E. Corradi, A. Desco, C. Ropa, *Il libro di chimica*, Zanichelli, Bologna, 1990, p. 90.

[2] W. Dierks (*Eur. J. Sci. Educ.*, **3** (1981), 145) cita 81 articoli apparsi fra il 1952 e il 1980. A suo dire questi sono rappresentativi di circa altri 200 che, nello stesso periodo, hanno trattato direttamente o indirettamente l'argomento della mole. Un'altra cinquantina di articoli sono citati dai *Chem. Abst.* fra il 1980 e il 1997 (G. Gorin, comunicazione privata).

[3] W. Ostwald, *Grundriss der allgemeinen Chemie*, Engelmann, Leipzig, 1899.

[4] P. Mirone, Wilhelm Ostwald fra “teoria” e “ipotesi” atomica (1890-1908), *CnS*, 1992, N. 2, p. 17.

[5] Rif. 3, p. VI.

[6] Rif. 3, p. 9, 61, 70.

[7] A.F. Holleman, *Lehrbuch der anorganischen Chemie*, Veit & Comp., Leipzig, 1900, p. 33.

[8] G. Gorin, Chemical Amount: un nome nuovo per una grandezza ben nota, *CnS*, **16** (1994), 100; Mole and Chemical Amount, *J. Chem. Educ.*, **72** (1994), 114.

[9] I. Mills *et al.*, Editors, *Quantities, Units and Symbols in Physical Chemistry*, Blackwell, Oxford, 1993, p. 41.

[10] Una lodevole eccezione è rappresentata da: D.W. Oxtoby, N.H. Nachtrieb, W.A. Freeman, *Chimica*, EdiSES, Napoli, 1997.

**Paolo Mirone**

*La figura del ritratto di Ostwald riportata nella pagina precedente è proprietà della Società Chimica Tedesca*

## ATTIVITA', COEFFICIENTE DI ATTIVITA'... MALINTESI E LUOGHI COMUNI

### RIASSUNTO

Vengono presi in esame i concetti di attività e di coefficiente di attività, mettendo in evidenza comuni interpretazioni errate. Sulla base di esempi pratici, spesso ricorrenti nella didattica della chimica analitica, sia in sede di esercitazioni teoriche che pratiche, si cerca di rendere più concreti concetti troppo spesso destinati a restare vaghi e nebulosi.

### SUMMARY

The meaning of activity and activity coefficient is considered and discussed. Some common misinterpretations are pointed out. By means of simple examples, frequently recurrent both in practical and theoretical exercises, an attempt has been made in order to make more actual concepts which too often are destined to remain uncertain and hazy.

Il concetto di attività risale ai primi studi sulle soluzioni quando si scoprì che le cosiddette leggi colligative, per esempio quelle che definiscono la dipendenza dell'abbassamento del punto di congelamento, l'innalzamento del punto di ebollizione, la pressione osmotica in funzione della concentrazione analitica del soluto, non sono esattamente rispettate, a meno che non si operi a concentrazioni molto basse o addirittura a diluizione infinita. Queste anomalie, spesso modeste in soluzioni di non elettroliti, possono diventare molto rilevanti nelle soluzioni ioniche dove intervengono interazioni ione-ione di natura elettrostatica.

La teoria di Debye e Hückel [1] consente di valutare l'entità delle deviazioni dal comportamento ideale mediante il calcolo del coefficiente di attività.

Questa teoria ha rappresentato un grande successo della chimica teori-

---

PIETRO LANZA (\*)

---

ca, ma è applicabile solo al calcolo delle interazioni elettrostatiche in soluzioni molto diluite. Nelle usuali condizioni di lavoro, i coefficienti di attività non si possono calcolare sia perchè si tratta generalmente di soluzioni relativamente concentrate, sia perchè, accanto alla forza ionica  $I$ , altri fattori possono interferire e modificare l'attività di un soluto.

L'attività di una specie in soluzione è, infatti, funzione di molti parametri. In particolare essa dipende:

- dalla sua concentrazione ( $a_i = C_i \gamma_i$ )
- dalla forza ionica della soluzione ( $I$ )
- dalla presenza di specie complessanti
- dal solvente

Un concetto riduttivo del coefficiente di attività, limitato a considerazioni sulle interazioni elettrostatiche fra ioni, trascurando, per es., l'effetto dei complessanti, può essere l'origine di non poche difficoltà ed equivoci.

Non di rado discutibili affermazioni, riscontrabili anche in testi elementari di chimica generale e di esercitazioni di stechiometria, fanno sorgere negli studenti, e non solo negli studenti, dubbi e difficoltà apparentemente insuperabili.

Lo stesso concetto di attività, assai spesso frainteso e non di rado confuso col concetto di concentrazione, può essere una causa non indifferente di incredibili malintesi o di conclusioni assurde.

Qualche semplice richiamo può essere sufficiente per chiarire il senso di tali asserzioni.

Vediamo un primo esempio:

**I\*. Il solfuro di mercurio, HgS, ha un prodotto di solubilità**

$$K_{ps} = 3,0 \cdot 10^{-52}$$

**Calcolare la solubilità.**

Generalmente lo studente non trova difficoltà e calcola senza indugio

$$S = \sqrt{K_{ps}} = 1,73 \cdot 10^{-26} \text{ M}$$

Tuttavia raramente, una volta risolto il problema, si chiede quale possa essere il significato di questo numero e, per la verità, nemmeno il docente generalmente si sofferma a far notare l'assurdità del risultato, così come è espresso, né stimola gli allievi alla ricerca di qualche interpretazione.

In realtà una 'concentrazione' del genere starebbe ad indicare la presenza di una mole (g 232,65) di HgS in  $5,77 \cdot 10^{25}$  L. (Il volume della Terra è  $1,083 \cdot 10^{24}$  L). Un semplice calcolo, noto il numero di Avogadro, dimostra che sarebbe presente letteralmente solo uno ione  $\text{Hg}^{2+}$  in circa 95 L di soluzione satura !! E' facile immaginare la lunga serie di obiezioni e di dubbi che tale conclusione può generare: **a)** Prelevando 1 L di soluzione satura si avrebbe solo una probabilità su 95 di 'pescare' uno ione  $\text{Hg}^{2+}$ . **b)** I 94 L privi di  $\text{Hg}^{2+}$  sono ancora soluzione satura? Che significa 'soluzione satura'? **c)** Un elettrodo immerso nel litro contenente lo ione  $\text{Hg}^{2+}$  darebbe lo stesso potenziale se immerso negli altri 94 L privi di  $\text{Hg}^{2+}$ ? **d)** Ma se un L di soluzione contenesse non 1 ma anche qualche miliardo di ioni  $\text{Hg}^{2+}$ , come si potrebbe giustificare un potenziale elettrodo stabile e riproducibile? .... ecc. ecc.)

Un secondo esempio:

**II\* Un litro di soluzione contiene 0,001 mole di  $\text{AgNO}_3$  e 1,00 mole di KCN. La costante globale del complesso  $\text{Ag}(\text{CN})_2^-$  è  $K = 6,3 \cdot 10^{20}$ . Calcolare la concentrazione della specie  $\text{Ag}^+$  all'equilibrio.**

Dall'espressione della costante

$$K = \frac{[\text{Ag}(\text{CN})_2^-]}{[\text{Ag}^+][\text{CN}^-]^2}$$

si calcola senza difficoltà

$$[\text{Ag}^+] = 1,58 \cdot 10^{-24} \text{ M}$$

---

(\*) Facoltà di Chimica Industriale  
Università di Bologna

La difficoltà, come nell'esempio I°, sorge quando si vuol dare un significato a questo numero: ricompaiono tutte le obiezioni e i dubbi. Come può un elettrodo di argento assumere un potenziale definito e riproducibile in una soluzione dove lo ione  $\text{Ag}^+$  è praticamente assente ?

### COSA 'SENTE' EFFETTIVAMENTE L'ELETTRODO?

Per cercare di formulare qualche risposta a questo quesito e affrontare i dubbi e le perplessità sollevati in precedenza è necessario non trascurare qualche osservazione e introdurre qualche altra considerazione atta a mettere in evidenza errori e false interpretazioni assai diffuse.

### ATTIVITA' e CONCENTRAZIONE

I due concetti sono spesso intesi come approssimativamente intercambiabili; l'attività è considerata una concentrazione in qualche modo empiricamente corretta mediante appositi coefficienti di attività in modo da rispondere meglio ai risultati delle misure. Questa opinione è generalmente incoraggiata dalla frequente affermazione "... se la soluzione è abbastanza diluita, l'attività è uguale alla concentrazione ...".

Si tratta di un luogo comune, generalmente male inteso, che, erroneamente, viene preso alla lettera. In realtà l'attività non è mai uguale alla concentrazione.

Attività e concentrazione sono cose diverse come sono cose diverse il numero di molecole gassose contenute in un recipiente e la pressione da esse esercitata. Se il gas è ideale, la pressione è proporzionale al numero di molecole per unità di volume (concentrazione), e pressione e concentrazione possono anche essere espresse dallo stesso numero mediante la scelta opportuna di una scala di misura e di un punto di riferimento (stato di riferimento), ma le due grandezze sono, e restano, di natura diversa.

La **concentrazione** viene espressa in mole per litro, in percento o in altri modi. Di uso corrente nella vita pratica, non presenta difficoltà concettuali. E' una grandezza dimensionale.

L'**attività** è adimensionale. E' sempre un rapporto. E' un parametro rapportato ad uno *stato standard* nel quale, convenzionalmente, ad una certa specie si attribuisce una attività unitaria. Nel caso particolare delle soluzioni, spesso si attribuisce il valore  $a_i = 1$  ad

un soluto in una soluzione *ideale* 1 molare (soluzione ipotetica) assunta convenzionalmente come *stato standard*. Fintantoché un sistema conserva un comportamento ideale, l'attività del soluto è proporzionale alla sua concentrazione. Nella soluzione 1 M,  $a_i = 1$  per convenzione; ad altre concentrazioni, per es. 0,01 M, 0,005 M ecc., se ideali, il soluto avrà attività 0,01, 0,005 ecc.. Pertanto "attività" e "concentrazione" sono espresse dallo stesso numero.

In soluzioni non ideali, attività e concentrazione possono essere espresse da numeri notevolmente diversi per es. una soluzione 5,0 m (molale) di HCl ha una attività  $a_{\pm} = 11,90$  [2], cioè si comporta, per es. nelle sue proprietà colligative, nelle risposte potenziometriche ecc., come se fosse 11,90 m, cioè 11,90 volte più concentrata della soluzione standard ideale (1 m).

Una soluzione di HCl di *concentrazione* 5,0 m ha quindi una *attività* 11,90 e un *coefficiente di attività*  $\gamma_{\pm} = 11,90/5,0 = 2,38$ .

### PRODOTTO DI SOLUBILITA'

Già il nome "prodotto di solubilità" è una scelta infelice e si presta ad equivoci. Gran parte dei valori di  $K_{ps}$  raccolti nelle tabelle sono ottenuti da misure potenziometriche; pochi di essi provengono da misure dirette di solubilità ed è facile constatare che le due tecniche danno risultati sensibilmente diversi.

Per es. per il sale  $\text{CaSO}_4$ , viene riportato un prodotto di solubilità  $K_{ps} = 2,4 \cdot 10^{-5}$ . Da tale valore si calcola una solubilità  $S = \sqrt{K_{ps}} = 4,90 \cdot 10^{-3}$  M. Da misure dirette risulta invece che la solubilità è di 2,080 g di  $\text{CaSO}_4$  per litro a 25 °C, pari a  $1,528 \cdot 10^{-2}$  mole per litro.

Si calcolerebbe pertanto

$$K_{ps} = S^2 = 2,33 \cdot 10^{-4} \text{ M.}$$

La differenza è notevole !

I prodotti di solubilità, che andrebbero meglio definiti come prodotti di attività ioniche in soluzioni sature, non si possono mettere direttamente in relazione con la solubilità [3]. Ciò comporta, fra l'altro, che se i  $K_{ps}$  sono espressi in termini di attività, è del tutto scorretto esprimere in termini di concentrazione e di molarità i valori di S da essi ricavabili. Quindi, ritornando al primo esempio, scrivere  $[\text{Hg}^{2+}] = 1,73 \cdot 10^{-26}$  M anziché  $a_{\text{Hg}^{2+}} = 1,73 \cdot 10^{-26}$  è un grave errore di concetto non privo di conseguenze pratiche. La solubilità

così calcolata, infatti, non ha niente a che vedere con la concentrazione effettiva del mercurio presente nella soluzione satura di HgS [4].

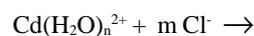
### IONI COMPLESSATI E COEFFICIENTI DI ATTIVITA'

Va considerato attentamente l'effetto di specie complessanti sull'attività, e quindi sul coefficiente di attività, dell'analita.

Può essere istruttivo il seguente esempio pratico:

Si abbia una soluzione molto diluita di  $\text{CdCl}_2$  a comportamento ideale, con coefficiente di attività di  $\text{Cd}(\text{H}_2\text{O})_n^{2+}$   $\gamma_{\pm} = 1$  e concentrazione  $C_i$ .

Se si aggiungono alla soluzione quantità crescenti di KCl, l'aumento della forza ionica  $I$  provoca una graduale variazione di  $\gamma$  per effetto delle interazioni elettrostatiche. Se si continua l'aggiunta di KCl, non solo attorno ad ogni ione  $\text{Cd}^{2+}$  si forma una nube ionica sempre più compatta, ma cominciano ad aver luogo vere e proprie reazioni chimiche, quali la sostituzione di molecole d'acqua della sfera di solvatazione con ioni  $\text{Cl}^-$  e progressiva formazione di clorocomplessi



In questa situazione è difficile, e sostanzialmente arbitrario, decidere quando la semplice interazione elettrostatica diventa complessamento. L'attività ionica non si modifica, quindi, solo per effetto della variazione di  $I$ , ma può alterarsi, e in modo anche più rilevante, per interazioni che producono autentici legami chimici.

La misura potenziometrica non è in grado di distinguere l'azione elettrostatica da altre possibili cause di alterazione dell'attività; può solo mettere in evidenza che l'attività si è modificata.

Nota la concentrazione  $C_i$ , la misura del potenziale  $E$  permette di risalire alla attività  $a_i$  e al coefficiente di attività  $\gamma_i$  come risultante di tutte le possibili interazioni agenti sulla specie  $i$ .

$$\begin{aligned} E &= E^\circ + \frac{RT}{nF} \ln a_i = \\ &= E^\circ + \frac{RT}{nF} \ln C_i \gamma_i \end{aligned} \quad (2)$$

## L'AMBIGUO CONCETTO DI 'IONE LIBERO'

Nello studio degli equilibri di formazione di complessi, ci si imbatte spesso nell'espressione piuttosto ambigua di 'ione libero'. Anche se correntemente usata nel gergo degli 'addetti ai lavori', tale espressione richiama un concetto molto rischioso; può dare origine ad una serie assai nutrita di equivoci e di malintesi e portare a conclusioni veramente paradossali.

Il concetto viene generalmente introdotto trattando la formazione di complessi: se ad una soluzione di un catione M si aggiunge un complessante L, si instaura un equilibrio



per cui una frazione di M resta complessata e una frazione, magari estremamente piccola, resta 'libera'.

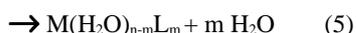
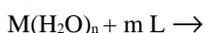
Se per 'ioni liberi' in soluzione si intende parlare di atomi con cariche positive o negative dispersi nel solvente, è chiaro che il discorso non può avere riscontro nella realtà. Si ricordi che le entalpie di solvatazione sono generalmente molto elevate e ben confrontabili con le entalpie delle più energetiche reazioni chimiche (per es. per  $K^+$  si trova qualcosa come  $\Delta H = -98,9$  Kcal per mole[6]) perciò uno ione, appena si libera dal reticolo cristallino ed entra in contatto con l'acqua, viene immediatamente solvatato:



forma, cioè, un composto con l'acqua che ha le caratteristiche di un complesso. La (4) può senza dubbio considerarsi una reazione a decorso completo. Quelli che chiamiamo 'ioni liberi' sono in realtà acquocomplessi.

Se si aggiunge alla soluzione acqua un altro legante, in grado di formare complessi più stabili di quelli con l'acqua, si ha la sostituzione parziale o totale delle molecole di acqua coordinate con molecole (o ioni) del nuovo legante.

Trascurando per semplicità di scrittura le cariche ioniche, possiamo scrivere quindi, in modo del tutto generale:



Si sente affermare spesso che il potenziale di un elettrodo M dipende dalla concentrazione del catione  $M^{n+}$  'libero'. Si legge in un testo di chimica analitica moderno e ampiamente diffuso[7]:

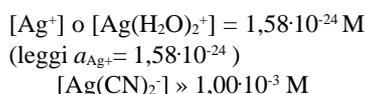
"L' elettrodo risponde all'attività dello ione *non complessato*" (corsivo nell'originale).

Gennaio-Febbraio 1999

Circa l'attività di ipotetici ioni liberi e la presunta inattività degli ioni complessati, malinteso piuttosto diffuso, può essere assai indicativa la seguente esperienza.

Se si misura il potenziale di un elettrodo di argento in soluzioni sempre più diluite di  $AgNO_3$ , si può osservare che l'elettrodo dà una risposta rapida e riproducibile in soluzioni relativamente concentrate, ma quando si arriva a concentrazioni piuttosto basse ( $< 10^{-5} - 10^{-6}$  M) l'elettrodo risponde sempre più lentamente, stenta sempre più a raggiungere il potenziale di equilibrio e, se si continua a diluire, al di sotto di una certa concentrazione, non risponde più per niente. Se però ad una soluzione  $10^{-3} - 10^{-4}$  M di  $AgNO_3$  si aggiunge un eccesso di  $CN^-$ , per cui la concentrazione di  $Ag^+$  'libero' diventa incredibilmente bassa, l'elettrodo risponde perfettamente.

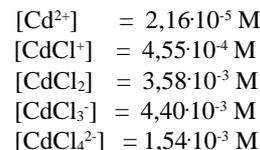
In una soluzione contenente  $10^{-3}$  mole di  $AgNO_3$  e 1 mole di KCN per litro, essendo la costante globale di formazione del complesso argento-cianuro  $b_2 = 6,3 \cdot 10^{20}$ , le 'concentrazioni' (!) all'equilibrio delle specie implicate risultano:



Quindi, in presenza di complessante, restando inalterata la concentrazione totale di argento  $C_{Ag^+}$ , la specie  $[Ag(H_2O)_2^+]$  praticamente scompare, la attività  $a_{Ag^+}$  nella soluzione subisce un crollo per cui la 'tendenza' dello ione

esempio seguente.

Per una soluzione di  $CdCl_2$  0,01 M in HCl 1,00 M, note le costanti di formazione  $\beta_i$ , si calcola la composizione:



In questo esempio sono contemporaneamente presenti in soluzione 4 clorocomplessi e 1 acquocomplesso. Si può pensare che solo l'acquocomplesso (il cosiddetto ione 'libero') sia attivo verso l'elettrodo? Di tutti i possibili complessi esistenti solo gli acquocomplessi avrebbero la capacità di partecipare ai processi elettrodici? E' più agevole ammettere che lo ione  $Cd^{2+}$ , alla concentrazione totale 0,01 M, introdotto in una soluzione di HCl 1,00 M, si ripartisca fra i vari complessi (clorocomplessi e acquocomplesso) assumendo una attività risultante  $a_{Cd}$ , che determina il potenziale dell'elettrodo.

## LEGGE DI NERNST E SIGNIFICATO DI $a_i$

Si può ora cercare di affrontare la domanda "Cosa 'sente' effettivamente l'elettrodo? ".

Può sorgere qualche perplessità quando si voglia interpretare l'origine del potenziale elettrodico in soluzioni contenenti più specie potenzialmente attive; in pratica si tratta di dare un significato preciso al termine  $a_i$  nell'espressione

Composizione [ $AgNO_3$ ] [ $CN^-$ ]	$C_{Ag^+}$	$\gamma_{Ag^+}$	$a_{Ag^+} = C_{Ag^+} \cdot \gamma_{Ag^+}$	E
$10^{-3}$ -	$10^{-3}$	$\approx 1$	$\approx 10^{-3}$	0,622 V
$10^{-5}$ -	$10^{-5}$	1	$10^{-5}$	0,51 V
$10^{-10}$ -	$10^{-10}$	1	$10^{-10}$	el. non risp.
$10^{-3}$ 1	$10^{-3}$	$1,58 \cdot 10^{-21}$	$1,58 \cdot 10^{-24}$	-0,605 V

$Ag^+$  a trasferirsi dal metallo alla soluzione subisce un incremento enorme, evidenziato dall'enorme salto di potenziale.

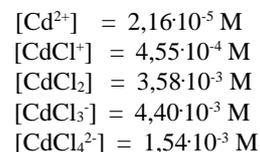
La tabella precedente riassume le situazioni che si verificano nelle soluzioni di  $AgNO_3$  testé considerate.

E' evidente quanto sia deviante l'idea che l'elettrodo 'senta' cioè risponda all'attività di ioni liberi inesistenti.

Per quanto riguarda il dibattuto falso problema se siano attivi gli ioni 'liberi' o quelli complessati può giovare ancora qualche considerazione sull'

$$E_i = E_i^\circ + (RT/nF) \ln a_i \quad (6)$$

Riprendiamo in esame la soluzione di  $CdCl_2$  0,01 M in HCl 1,00 M descritta in precedenza. Come si è visto, per essa si calcola la composizione



In essa sono contemporaneamente presenti 4 cloro complessi e 1 acquocomplesso di cadmio; ci si chiede a cosa possa rispondere un elettrodo di cadmio metallico puro a contatto con tale soluzione.

In realtà si tratta di un falso problema. Nella soluzione il  $\text{Cd}^{2+}$  ha un unico valore dell'attività come in un tampone contenente acidi e basi diverse si ha un unico valore di pH.

Il potenziale dell'elettrodo dipende dal lavoro che una particella carica fornisce o richiede per attraversare l'interfaccia elettrodo/soluzione [5]; esprime quindi la tendenza degli ioni a trasferirsi dall'elettrodo alla soluzione o viceversa. (Nota 1)

Nel caso in esame, in seguito al trasferimento dal metallo alla soluzione, o viceversa, verificandosi reazioni del tipo (4) e (5), lo ione  $\text{Cd}^{2+}$  (nudo) viene incorporato o complessato nei vari composti dando origine alla composizione di equilibrio soprariportata e assumendo un opportuno valore di attività.

Note le costanti e le frazioni di ripartizione, dall'equazione generale

$$\frac{[\text{CdCl}_i]}{[\text{Cd}^{2+}][\text{Cl}^-]^i} = \beta_i \quad (7)$$

si può ricavare la concentrazione  $[\text{Cd}^{2+}] = 2,16 \cdot 10^{-5}$  M, qualsiasi sia il complesso che si voglia considerare, non escluso l'acquocomplesso, anche se presente a concentrazione bassa rispetto agli altri. Poiché ogni complesso contribuisce all'equilibrio finale, si può dire che tutti svolgono il ruolo di specie attiva verso l'elettrodo. In questo senso, ma solo in questo senso, possiamo affermare, convenzionalmente, che verso l'elettrodo è attiva la specie non complessata.

Concludendo, in seguito al trasferimento dal metallo alla soluzione o viceversa, la concentrazione dello ione  $\text{Cd}^{2+}$  si stabilizza al valore di equilibrio  $[\text{Cd}^{2+}] = 2,16 \cdot 10^{-5}$  M. Tuttavia, trattandosi di soluzione non ideale (la sua forza ionica è infatti  $\approx 1.0$ ) questo valore non corrisponde all'attività. Quest'ultima si può calcolare, seppure con larga approssimazione, utilizzando le note equazioni e si ricava  $a_{\text{Cd}^{2+}} \approx 2,16 \cdot 10^{-6}$  ed è questo il valore da attribuire al parametro  $a_i$  nell'equazione di Nernst. Naturalmente  $a_{\text{Cd}^{2+}}$  può essere anche misurata utilizzando un elettrodo di cadmio.

Allora, quand'è che si deve parlare di

concentrazione e quando di attività? Se il sistema è ideale, attività e concentrazione sono esprese dallo stesso numero e pertanto in pratica il problema non si presenta: il valore trovato sarà usato come una grandezza adimensionale se va applicato in termini di attività, per es. se va introdotto nell'equazione di Nernst, o, indifferentemente, può essere usato con le apposite dimensioni (mole/L) se applicato in calcoli riguardanti concentrazioni.

Se il sistema non è ideale, come nell'esempio riportato, e sono state usate nei calcoli costanti  $\beta_i$  (costanti di concentrazione e non termodinamiche) (Nota 2) il termine  $[\text{Cd}^{2+}]$  risulta in mole/L. Per utilizzarlo in equazioni in cui le grandezze sono espresse in termini di attività, tale valore va corretto moltiplicandolo per il coefficiente di attività.

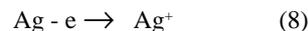
La formazione di complessi sufficientemente stabili può comportare che la concentrazione di una specie chimica si riduca virtualmente a zero. Spesso è proprio questa specie praticamente scomparsa dalla soluzione che viene considerata responsabile del potenziale dell'elettrodo e presa come base per ogni successiva considerazione (per es.  $\text{H}_3\text{O}^+$  per definire il pH anche in soluzioni molto basiche). E' forse opportuno soffermare un altro po' l'attenzione su questo aspetto.

Riconsideriamo la soluzione descritta in precedenza contenente  $10^{-3}$  mole di  $\text{AgNO}_3$  e 1 mole di KCN per litro; la composizione è data quindi in termini di concentrazione molare e la stabilità del complesso è definita da una costante di concentrazione. Dai dati del problema si calcola una composizione  $[\text{Ag}(\text{CN})_2^-] \approx 1,00 \cdot 10^{-3}$  M e

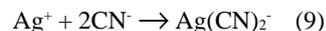
$[\text{Ag}(\text{H}_2\text{O})_2^+] = 1,58 \cdot 10^{-24}$  M, grandezza che non ha senso se letta in termini di concentrazione. Ciò, tuttavia, non dovrebbe comportare difficoltà concettuali: nei sistemi reali, quando le concentrazioni scendono a valori tanto bassi da perdere significato, resta comunque valido il concetto di attività, come non perde significato il concetto di lavoro di espansione di un gas espandentesi contro una pressione estremamente bassa, inferiore ad ogni limite misurabile.

In questo caso l'acquocomplesso ( $\text{Ag}^+[\text{H}_2\text{O}]$ ) è scomparso e tutto l'argento risulta complessato con  $\text{CN}^-$ . Cosa determina allora il potenziale dell'elettrodo?

E' proprio il valore molto basso dell'attività di  $\text{Ag}^+$  in soluzione ( $1,58 \cdot 10^{-24}$ ) che favorisce il trasferimento dell'argento dall'elettrodo:



Penetrato nella soluzione, lo ione viene immediatamente conglobato nel complesso:



e assume l'attività imposta dall'equilibrio vigente in soluzione. Non è quindi tanto lo ione  $\text{Ag}^+$ , praticamente inesistente, quanto lo ione complessante  $\text{CN}^-$ , abbondante in soluzione, a svolgere un ruolo determinante per la definizione del potenziale.

Sommando la (8) e la (9) si ottiene infatti



Applicando l'equazione di Nernst si ricava il corrispondente potenziale elettrodo in funzione di  $[\text{CN}^-]$

$$E = E^\circ - RT/nF \ln[\text{CN}^-]^2 \quad (11)$$

e si può intravedere un intervento diretto del complessante  $\text{CN}^-$  nel processo primario all'elettrodo.

Analoghe considerazioni si possono fare per i sistemi acido-base (Nota 3). Riprendendo in considerazione la solubilità di  $\text{HgS}$ , è opportuno richiamare le ricerche di Schwarzenbach e Widmer [4] che, mediante misure potenziometriche e radiometriche, riuscirono a determinare l'attività di  $\text{Hg}^{2+}$  e la concentrazione del mercurio disciolto in una sospensione di  $\text{HgS}$  a diversi valori di pH. Risultò evidente che aumentando il pH la concentrazione del mercurio disciolto aumenta, mentre l'attività di  $\text{Hg}^{2+}$  diminuisce di diversi ordini di grandezza.

Una bassa attività di  $\text{Hg}^{2+}$  non è un parametro attendibile per determinare la solubilità di  $\text{HgS}$ . Il composto, infatti, può essere presente in soluzione come molecola indissociata  $\text{HgS}$ , in coppie ioniche, in varie forme di idrossicomplessi o composti vari anche in notevoli quantità. In ogni caso, indipendentemente dal fatto che sia legato a specie condensate in fasi solide o con ioni o molecole in soluzione, lo ione  $\text{Hg}^{2+}$  mostra una così bassa tendenza a reagire con agenti chimici, o a prender parte a processi elettrochimici, che un elettrodo di mercurio, immerso in acqua pura satura di  $\text{HgS}$ , si comporta

come se fosse a contatto con una soluzione di  $\text{Hg}^{2+}$   $10^{-26}$  M. (Nota 4)

#### NOTE

##### Nota 1.

Il lavoro di trasferimento

Elett.  $\leftrightarrow$  Soluz.:  $\text{M} \leftrightarrow \text{M}^+ + e$  corrisponde alla variazione dei potenziali chimici

$$-W = \Delta G = \mu_{\text{M}^+} - \mu_{\text{M}}$$

dove  $\mu_{\text{M}^+}$  è il potenziale chimico dello ione metallico in soluzione e  $\mu_{\text{M}}$  è il potenziale chimico dello ione metallico nel reticolo cristallino (costante a temperatura e pressione costante).

Si può ricavare

$$\Delta G = \mu_{\text{M}^+} - RT \ln a_{\text{M}^+} - \mu_{\text{M}} = (\mu_{\text{M}^+} - \mu_{\text{M}}) - RT \ln a_{\text{M}^+} - \text{EnF}$$

da cui

$$E = -(\mu_{\text{M}^+} - \mu_{\text{M}})/nF - (RT/nF) \ln a_{\text{M}^+} = E^\circ - (RT/nF) \ln a_{\text{M}^+}$$

$E^\circ$  è il potenziale standard assunto dall'elettrodo quando  $a_{\text{M}^+} = 1$  (soluzione standard) e incorpora il potenziale chimico del metallo costituente l'elettrodo. Si può approfondire utilmente l'argomento in Bockris e Reddy (8) Cap.9.

##### Nota 2.

E' forse il caso di ricordare che in chimica si usano spesso costanti di equilibrio miste, espresse cioè contemporaneamente in termini di concentrazioni e di attività. Ciò è particolarmente frequente con costanti acido-base:

$$K_a = \frac{a_{\text{M}^+} [A^-]}{[\text{HA}]}$$

ed è giustificato dal fatto che  $\text{H}^+$  è misurato, dinorma, per via potenziometrica.

##### Nota 3.

Una soluzione contenga alcuni acidi

$\text{HA}_1$ ,  $\text{HA}_2$ ,  $\text{HA}_3$  ecc. ciascuno ad una data concentrazione  $C_{\text{HA}_i}$ . Per aggiunta di opportune quantità di base si porti il pH ad un determinato valore, per es. pH = 9. Nella soluzione si stabilirà immediatamente un equilibrio per cui, per ogni coppia coniugata acido-base, sarà valida la relazione

$$\text{pH} = \text{pK}_i + \log \frac{[A_i^-]}{[\text{HA}_i]}$$

o, nella forma equivalente in termini di attività,

$$a_{\text{M}^+} = K_i [\text{HA}_i]/[A_i^-]$$

Una volta definito il pH della soluzione (pH = 9), il termine  $K_i [\text{HA}_i]/[A_i^-]$  sarà uguale per tutte le coppie coniugate, mentre, per ciascuna, il rapporto  $[\text{HA}_i]/[A_i^-]$  assumerà un determinato valore in funzione della  $K_i$ , indipendentemente dalla concentrazione  $C_{\text{HA}_i}$ . Il potenziale dell'elettrodo, definito dal pH della soluzione, dipende quindi dall'attività  $a_{\text{H}^+} = a_{\text{H}}$ , cioè dall'attività della particella  $\text{H}^+$ , una volta che si sia trasferita dall'elettrodo ad una qualsiasi specie  $A_i^-$ , solvente compreso.  $a_{\text{H}^+}$  va considerata genericamente "attività protonica" della soluzione dove l'elettrodo assumerà il potenziale

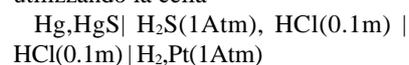
$$E = E^\circ + (RT/nF) \ln a_{\text{H}^+}$$

A questo punto non ha più senso chiedersi come può l'elettrodo "sentire" l'attività di una specie praticamente assente, per es.  $\text{H}_3\text{O}^+$  in ambienti alcalini.

##### Nota 4.

Se si mette a contatto un elettrodo di mercurio con  $\text{H}_2\text{O}$  saturata con una sospensione di  $\text{HgS}$  puro non si osserva un potenziale definito, la concentrazione minima di ioni  $\text{Hg}^{2+}$  e  $\text{S}^{2-}$  non è sufficiente e il sistema si comporta come se il mercurio fosse a contatto con acqua pura.

Il prodotto di solubilità di  $\text{HgS}$  è stato determinato da I.R. Goates e coll. (9) utilizzando la cella



Nota la concentrazione di  $\text{H}_2\text{S}$ , la sua costante di dissociazione e il pH della soluzione nel comparto di sinistra è stata calcolata l'attività di  $\text{S}^{2-}$ . Dalla F.E.M. si è ricavata l'attività di  $\text{Hg}^{2+}$  e quindi il  $K_{\text{ps}}$ .

#### RINGRAZIAMENTI

Sono grato al Prof. Paolo Mirone per l'interessamento manifestato per questo lavoro e per i fruttuosi scambi di vedute che hanno contribuito non poco al miglioramento di questa nota.

#### BIBLIOGRAFIA

- [1] P. Debye, E. Hückel, *Z. Physik.*, **24**, 185 (1923)
- [2] R.A. Robinson, R.H. Stokes, *Electrolyte Solutions*, London, Butterworths, 1955, Pag. 476.
- [3] L. Meites, J.S.F. Podes, H. C. Thomas, *J.Chem.Ed.*, **43**, 667 (1966)
- [4] G. Schwarzenbach, H. Widmer, *Helv.Chim.Acta*, **46**, 2613 (1963)
- [5] R.W. Gurney, *Ions in Solution*, Dover Publications, Inc, New York 1962. Cap. IV. (Pubblicato per la prima volta dalla Cambridge University nel 1936.
- [6] J. O'M. Bockris and A.K.N. Reddy, *Modern Electrochemistry*, Plenum Press, New York, 1972. Vol.I, pag. 68
- [7] D.C. Harris, *Chimica Analitica Quantitativa*, Ed. Zanichelli, 1991, pag.348.)
- [8] J. O'M. Bockris and A.K.N. Reddy, *Modern Electrochemistry*, Plenum Press, New York, 1972. Vol.II° Cap. 8
- [9] I.R. Goates, A.C. Cole, E.L. Gray, *J.Am.Che.Soc.* **73**, 3596 (1951)

# IL MODELLO VSEPR E LA SUA EVOLUZIONE \*

La modellizzazione è una parte importante dell'attività degli scienziati, che se ne servono per cercare di comprendere una realtà complessa. Fra i numerosi modelli della chimica, il modello VSEPR (Valence Shell Electron Pair Repulsion) di Gillespie, che permette di spiegare in modo semplice la forma delle molecole, è utilizzato largamente nell'insegnamento superiore già da diversi anni e nel 1995 è entrato nel programma di chimica dell'insegnamento secondario francese. Si potrebbe pensare che un modello così diffuso sia ben conosciuto dagli insegnanti di ogni livello e sia stato oggetto di numerosi studi, ma non sembra che le cose stiano in questo modo.

Nel presente articolo ci proponiamo di esaminare l'evoluzione storica di questo modello, dalla sua prima pubblicazione nel 1957 fino ai nostri giorni. Cominceremo con un breve studio delle caratteristiche generali dei modelli, studio che ci porterà a scegliere quelle che ci sembreranno più utili per la nostra analisi.

## 1. Modelli e modellizzazione

### 1.1. Definizioni di modello

Il termine modello (che proviene dal latino *modulus* : forma, stampo) possiede numerosi significati, come si può verificare consultando i dizionari. Noi considereremo soltanto quelli che sembrano più pertinenti al nostro studio, cioè il modello come rappresentazione e il modello come strumento.

Parecchi autori concepiscono il modello come una rappresentazione della realtà. Secondo S. Bachelard [1] esso rappresenta le proprietà del reale, ma solamente certe proprietà. Secondo Giordan [2] si tratta di "una costruzione ipotetica... che presenta proprietà di autonomia, di coerenza e di pertinenza in rapporto al problema trattato e che è il prodotto di un procedimento di riduzione".

---

M.CHASTRETTE (\*)

M.B.LARROUY (\*)

K. BOURAOUI (\*)

---

Generalmente la costruzione di un modello è strettamente legata all'uso dell'analogia; secondo Gineste e Indurkha [3] "*l'analogia interviene nell'edificazione di modelli (mentali?) di oggetti, di fenomeni o di concetti poco familiari partendo da oggetti, fenomeni o concetti noti*". Per illustrare questo punto, gli autori citano la costruzione della struttura planetaria dell'atomo di Bohr per proiezione della struttura del sistema solare, proposta da Schumacher e Gentner [4]. Anche se l'analogia permette di mobilitare delle conoscenze precedenti proiettando relazioni del dominio noto sul dominio ignoto, le analogie non devono essere confuse con i modelli.

Fourz [5] suggerisce che "*i modelli scientifici possono essere visti non come rappresentazioni del mondo ma come rappresentazioni del nostro campo d'azione sul mondo*".

Walliser [6] definisce il modello come una rappresentazione di un sistema reale, "*sia mentale che fisica, espressa in forma verbale, grafica o matematica*". Egli considera il processo di modellizzazione come un processo a spirale, nel quale il modello è creato tra campo teorico e campo empirico. Altri autori considerano il modello come uno strumento. Così secondo Legay [7] "*un modello non è la realtà, ma è lo strumento della realtà*". Parimente, per Robardet e Guillaud [8] "*un modello è uno strumento teorico funzionale che permette operazioni di interpretazione e di previsione su certe porzioni limitate della realtà sperimentale...*"

### 1.2. Caratteristiche dei modelli

Un modello è costruito su ipotesi formanti un quadro teorico (Arsac e Tiberghien [9]) senza il quale esso non avrebbe senso. In confronto a una teoria, un modello opera soltanto su

una parte più limitata, più localizzata, della realtà empirica. Un modello è applicabile in un numero limitato di situazioni, il cui insieme definisce il suo campo empirico (o campo sperimentale di riferimento). La costruzione di un modello, cioè di un mediatore tra teoria e realtà, avviene progressivamente ed è il risultato di numerosi passaggi dal quadro teorico al campo empirico e viceversa.

Nella sua classificazione dei modelli, Walliser [6] distingue diverse funzioni, fra cui la funzione cognitiva (modelli esplicativi e descrittivi), la funzione predittiva (modelli di simulazione e di previsione), la funzione decisionale (modelli di ottimizzazione e di decisione) e la funzione normativa (modelli che danno una rappresentazione ideale di un sistema).

La validazione di un modello è strettamente legata alla scelta fatta riguardo alla sua natura. Per Walliser [6] il modello è validato sottoponendolo sia a dei controlli esterni atti a mettere in evidenza i suoi punti sensibili quando è messo alla prova della sperimentazione in diverse situazioni, sia a dei controlli interni relativi alla sua organizzazione e alla sua coerenza.

Secondo Legay [7], che considera il modello come uno strumento, la validazione si basa su un insieme di criteri quali la semplicità, la stabilità, la fecondità, la non contraddizione con l'esperienza, ecc. Quindi l'adeguatezza ai fatti sperimentali è solo uno dei criteri di validazione, certamente necessario ma non sufficiente.

Fra queste caratteristiche, noi ci riferiremo principalmente, per la nostra analisi del modello VSEPR, alle ipotesi teoriche, alla validazione e al campo di applicazione del modello.

## 2. Il modello VSEPR

Dopo la sua nascita il modello VSEPR è stato sviluppato, a intervalli non regolari, in una serie di pubblicazioni ben note alla comunità scientifica. Inoltre R. Gillespie, il cui interesse per l'insegnamento è ben conosciuto, si è preoccupato a più riprese di presentare agli insegnanti delle sintesi dei suoi lavori di ricerca.

---

\* Traduzione dal francese di P. Mirone

8 (\*) LIRDHIST, Université Claude Bernard - Lyon ; 1 43 Bd du 11 Novembre 1918, F-69622 Villeurbanne

Data una molecola  $AX_mE_n$  in cui l'atomo centrale A è circondato da  $m$  coppie di elettroni legate ad atomi o gruppi X e da  $n$  coppie di elettroni non leganti, il modello si propone di spiegare la forma di tale molecola, vale a dire i valori degli angoli fra i legami e, secondariamente, delle lunghezze di legame.

Per comodità distingueremo, alquanto arbitrariamente, diversi periodi nel corso dell'evoluzione del modello.

### 2.1. Primo periodo (1957-1970)

La prima comparsa del modello risale al 1957 con un articolo [10] di Gillespie e Nyholm intitolato *Inorganic Stereochemistry*. Una serie di ulteriori pubblicazioni [11-17] è coronata da due articoli sul Journal of Chemical Education [18, 19] che presentano il modello agli insegnanti sotto il nome di teoria VSEPR, e da una rassegna su *Angewandte Chemie* [20] destinata ai ricercatori. Ricordiamo che Bent [21-26] ha sviluppato fra il 1963 e il 1968 un modello a sfere tangenti che presenta delle analogie col modello VSEPR ma si è rivelato di uso poco comodo.

A partire dagli anni 70 il modello VSEPR è stato adottato dagli autori di testi universitari come complemento o in sostituzione della teoria degli orbitali ibridi.

#### 2.1.1. Quadro teorico del modello

Durante questo periodo le ipotesi riguardanti l'importanza della repulsione fra le coppie elettroniche restano immutate fin dalla prima formulazione, ma le ipotesi sulla natura della repulsione sono ancora fluttuanti.

Si ammette che: i) una coppia non legante respinga le altre coppie elettroniche più fortemente di una coppia legante, ii) un legame doppio respinga le altre coppie elettroniche più fortemente di un legame semplice e iii) la repulsione fra coppie leganti dipenda dall'elettronegatività del legando e diminuisca all'aumentare di questa. Queste ipotesi si basano implicitamente sull'esistenza di coppie localizzate e sul fatto che le interazioni fra i legandi sono deboli rispetto a quelle fra le coppie elettroniche.

Il primo abbozzo del modello VSEPR è una continuazione dei lavori di Sidgwick e Powell [27] sulla disposizione nello spazio dei legami delle molecole covalenti. Secondo Gillespie e Nyholm [10] la forma delle molecole è determinata dalla tendenza delle cop-

pie elettroniche del guscio di valenza ad allontanarsi il più possibile le une dalle altre, principalmente a causa della repulsione elettrostatica. Pur riconoscendo il ruolo del principio di esclusione di Pauli, gli autori ritengono che, se le coppie elettroniche sono descritte da orbitali opportunamente localizzati, l'energia di interazione sia in larga misura elettrostatica (p. 380). Nel 1960 Gillespie [11] propone una spiegazione della forma delle molecole supponendo due tipi di interazione: "Queste disposizioni sono la conseguenza delle mutue interazioni degli elettroni del guscio di valenza dovute a: i) le repulsioni elettrostatiche, e ii) il principio di esclusione di Pauli, per effetto del quale elettroni dello stesso spin tendono a stare il più possibile lontani mentre elettroni di spin opposto tendono ad avvicinarsi" (p. 818).

A partire dal 1963 viene attribuita una prevalenza sempre più netta al principio di esclusione di Pauli, che infine sarà mantenuto come unica spiegazione.

#### 2.1.2. Campo di applicazione del modello

Gillespie e Nyholm [10] cercano di spiegare e di prevedere le forme delle molecole  $AX_n$  dei gruppi principali del sistema periodico e degli ioni complessi dei metalli di transizione, con numeri di coordinazione che possono giungere fino a nove. Le molecole pentacoordinate con legandi non equivalenti presentano difficoltà e richiedono un'analisi particolare, in quanto le posizioni definite dalla bipiramide trigonale non sono equivalenti. Gli autori concludono che è possibile comprendere dettagliatamente la forma degli ioni dei metalli di transizione (p. 380).

Nel 1960 Gillespie [11] estende le regole elaborate nel 1957 interessandosi principalmente alle coordinazioni sette, otto e nove nel caso di coppie elettroniche equivalenti. Nel 1967 egli chiude un articolo di rassegna [20] enumerando alcune eccezioni al suo modello (si tratta degli ioni  $SeX_6^{2-}$  e  $TeX_6^{2-}$  con X = Cl, Br, I e delle molecole  $(p\text{-CH}_3\text{C}_6\text{H}_4)_2\text{SeBr}_2$ ,  $(p\text{-CH}_3\text{C}_6\text{H}_4)_2\text{SeCl}_2$  e  $(\text{C}_6\text{H}_5)_2\text{TeBr}_2$ ). Queste eccezioni sono spiegate ammettendo che in questi casi il fattore dominante non sia l'interazione fra coppie elettroniche ma l'interazione fra legandi.

#### 2.1.3. Validazione del modello

In un primo tempo Gillespie [11] parla di una doppia validazione. La validazione teorica si basa sul calcolo del minimo delle interazioni repulsive. La validazione sperimentale si basa sull'accordo tra le previsioni e i risultati sperimentali. In un articolo [15] pubblicato successivamente egli cita, oltre ai due precedenti, un terzo criterio di validazione, consistente nel confronto tra la sua teoria e quella degli orbitali ibridi e nella dimostrazione che la prima funziona meglio:

"essa fornisce una rappresentazione coerente e qualitativamente corretta, e permette di comprendere i dettagli della struttura di molte molecole meglio di quanto lo faccia la teoria corrente basata sugli orbitali ibridi" (p. 2499).

Negli articoli dedicati agli insegnanti Gillespie [18, 19] presenta il suo modello chiamandolo per la prima volta, nel 1963, teoria VSEPR. Egli stabilisce i limiti di applicabilità del modello alla forma delle molecole degli elementi dei gruppi principali e degli elementi di transizione aventi configurazioni elettroniche simmetriche ( $d^0$ ,  $d^5$ ,  $d^{10}$ ). Utilizza tutto l'arsenale dei criteri di validazione, compresa una validazione "per estensione" in cui un enunciato viene validato in quanto è ottenuto per estensione di un altro enunciato già validato (p. 298). Il principio di esclusione di Pauli è l'unico argomento mantenuto per giustificare la forma delle molecole.

### 2.2. Secondo periodo (1970-1974): la polemica con Drago

#### 2.2.1. Critiche di Drago

Drago [28] accusa il modello VSEPR di semplificare eccessivamente i fattori che influiscono sulla forma delle molecole e di tener conto solamente del principio di esclusione di Pauli. Inoltre egli attacca il modello sul versante della sua validazione empirica ponendo l'accento sulle eccezioni alle previsioni di Gillespie. Egli scrive:

"Inoltre la valutazione delle interazioni elettrone-elettrone non è semplice; nel modello VSEPR essa è priva di basi, per esempio non vengono mai valutati gli integrali  $e^2/r_{ij}$  per le differenti strutture" (p. 244).

Si deve notare che Drago critica il modello soprattutto perché pensa che esso non dovrebbe essere insegnato in quanto potrebbe indurre in errore gli studenti principianti. Egli propone il proprio metodo di previsione delle

geometrie molecolari, fondato unicamente su regole empiriche: in assenza di coppie libere la geometria dipende dal numero dei gruppi; se sull'atomo centrale ci sono coppie libere, queste contano o no come un gruppo a seconda della natura dei gruppi legati. Drago [28] introduce un criterio di validazione basato sulle pratiche di riferimento appellandosi alle abitudini dei chimici:

*"Io credo che se si mette un chimico di fronte a una molecola completamente nuova e gli si chiede di predire la sua struttura, nelle maggior parte dei casi egli (1) scriverà la formula di Lewis (2) penserà a un composto analogo di cui conosce la struttura (3) predirà la nuova struttura per analogia con quella nota. E' un inganno far credere a una matricola qualcosa di diverso".*

### 2.2.2 Risposta di Gillespie

Rispondendo a queste critiche Gillespie [29] non riprende tutta la sua argomentazione, ma si limita a ricordare che il modello VSEPR è fondato in larga misura sul principio di Pauli, il quale è sufficiente a spiegare e prevedere in maniera soddisfacente la forma delle molecole. Tuttavia egli riconosce che, per evitare di dare la falsa impressione che la teoria VSEPR sia una teoria elettrostatica classica, è preferibile mettere l'accento sulle dimensioni (ingombro) delle coppie elettroniche piuttosto che sull'intensità delle repulsioni tra le diverse coppie come nelle prime versioni della teoria. Gillespie non specifica il campo di applicabilità del modello, ma riprende gli esempi citati da Drago e dimostra che le eccezioni sono soltanto apparenti. Per quanto riguarda la validazione del modello, egli osserva che la teoria VSEPR è una teoria qualitativa ma fondata solidamente sulla meccanica quantistica. Inoltre, pur riconoscendo che essa non è adeguata per una previsione accurata degli angoli di legame in alcuni tipi di molecole, egli fa uso di un criterio di validazione comparativa molto meno classico. Infatti, dopo aver svolto delle considerazioni su ciò che dev'essere una buona teoria, Gillespie confronta il suo modello con le regole di Drago e anche con la teoria degli orbitali ibridi:

*"... la teoria VSEPR è una teoria semplice, utile nella previsione della geometria molecolare e in particolare funziona meglio, è fondata su*

*basi più solide ed è intellettualmente più soddisfacente sia delle regole empiriche di Drago che della teoria degli orbitali ibridi."* (p. 310).

Si noterà che, nel testo della sua replica a Drago, Gillespie parla della *teoria VSEPR*, mentre utilizza il termine *modello* nel titolo dell'articolo. Dopo questa polemica ognuno rimane sulle sue posizioni e il modello VSEPR continua la sua brillante carriera nei libri di testo (non in quelli italiani. *N.d.T.*). Non risulta che Gillespie abbia pubblicato altri articoli sull'argomento prima del 1988, cioè per 14 anni.

### 2.3. Terzo periodo: dopo il 1988

L'avvio del terzo periodo è rappresentato da un articolo di Bader *et al.* [30] riguardante la distribuzione delle concentrazioni di carica e le sue conseguenze sulla geometria delle molecole e sulla loro reattività. Tale distribuzione è ricavata mediante il calcolo del Laplaciano della densità di carica, il quale mostra l'esistenza di addensamenti locali della carica elettronica nelle regioni leganti e non leganti di un atomo in una molecola.

Il numero, la localizzazione e le dimensioni relative delle regioni di addensamento della carica nel guscio di valenza di un atomo legato, determinate in questo modo, sono in eccellente accordo generale con le corrispondenti proprietà attribuite alle coppie elettroniche leganti e non leganti dal modello VSEPR. Questo articolo è seguito nel 1988 da una pubblicazione in comune di Bader, Gillespie e MacDougall [31] che apre delle interessanti prospettive. Viene proposta una nuova via al modello VSEPR, basata sul calcolo del Laplaciano della distribuzione di carica e sui domini di probabilità di presenza dell'elettrone:

*"E' chiaro che tutti i postulati del modello VSEPR, compreso l'effetto del principio di Pauli sulla disposizione più probabile delle coppie elettroniche, trovano una corrispondenza nelle proprietà della concentrazione di carica del guscio di valenza dell'atomo centrale. La conoscenza di queste proprietà può essere utilizzata per prevedere le geometrie molecolari secondo un modello VSEPR modificato (sottolineatura nostra) che richiede un unico postulato, cioè che la geometria più stabile di una molecola è quella che rende massime le separazioni fra i massimi locali della concentrazione di carica del guscio di valenza del*

*l'atomo centrale. Tutti gli altri aspetti del modello VSEPR sono ora solidamente collegati alla teoria e alle proprietà fisiche delle densità di carica e dei doppietti di un sistema molecolare"* (p. 7336).

Il cambiamento principale, rispetto alle idee sostenute fino a quel momento nel modello VSEPR, consiste nel considerare non più le coppie elettroniche localizzate, ma i *domini di occupazione spaziale* delle coppie stesse. Le ipotesi riguardano ora la forma e le dimensioni dei *domini* delle coppie elettroniche: i) il dominio occupato da una coppia non legante è più ampio di quello occupato da una coppia legante, ii) i legami multipli hanno un dominio di occupazione più grande di quello dei legami semplici e iii) la forma e le dimensioni del dominio occupato da una coppia legante variano con l'elettronegatività del legando X (le dimensioni aumentano al diminuire dell'elettronegatività di X). La nozione di spazio occupato dagli elettroni era apparsa esplicitamente [13] per la prima volta nel 1960 (p. 819) ma non era stata ulteriormente sviluppata.

Si noterà che il modello VSEPR, che aveva il rango di teoria nella risposta a Drago, riprende ora il rango di modello. Infatti la base teorica ha un aspetto imbarazzante, e gli autori [31] non mancano di segnalare che l'esistenza di addensamenti locali di carica in una distribuzione determinata mediante il Laplaciano non è equivalente alla reale esistenza di coppie elettroniche localizzate, dato che in generale gli elettroni di valenza non sono localizzati nello spazio.

Il modello VSEPR può contare ormai su una tripla validazione: una validazione teorica basata sulla meccanica quantistica cioè sul calcolo del Laplaciano della distribuzione della carica elettronica, una validazione sperimentale basata sulla predizione della geometria della quasi totalità delle molecole degli elementi compresi quelli di transizione, e infine una validazione "per difetto" poiché nessun'altra teoria dà risultati più soddisfacenti da un punto di vista sia qualitativo che quantitativo.

Questo nuovo approccio permette di estendere il campo di applicabilità del modello agli elementi di transizione, senza che sia necessario ricorrere alla teoria dei legandi. Nel 1994 Gillespie *et al.* [32] studiano mediante il Laplaciano certe molecole considerate come eccezioni al modello VSEPR:

per esempio AF<sub>4</sub>E (A = P,S,Cl e E = coppia non legante), YSF<sub>4</sub> (Y = O, NH, CH<sub>2</sub>). Nel 1995 Bytheway *et al.* [33] estendono il campo di applicazione ai difluoruri e diidruri degli elementi alcalino-terrosi includendo gli elettroni del nocciolo nell'analisi della distribuzione di carica. Altre importanti estensioni sono state realizzate più di recente [34-36].

Nel 1992 Gillespie [37] espone la nuova versione del suo modello in un articolo di rassegna intitolato "VSEPR Model Revisited" in cui riconosce (p. 61) che l'acronimo VSEPD (Valence Shell Electron Pair Domain) sarebbe più appropriato di VSEPR. In una serie di articoli destinati agli insegnanti [38-40] egli analizza le difficoltà degli studenti di fronte alla teoria degli orbitali ibridi e mostra i vantaggi del modello VSEPR per una descrizione approssimata della forma delle molecole. Egli presenta il modello dei domini elettronici come un'introduzione (e non come un sostituto) allo studio ulteriore dei modelli degli orbitali molecolari e del legame di valenza, introduzione più accessibile e meglio fondata dell'approccio tradizionale.

### 3. Conclusioni

Nel corso di una quarantina d'anni l'evoluzione del modello VSEPR è stata considerevole. Le basi teoriche si sono sviluppate da una concezione in larga misura elettrostatica della repulsione a una spiegazione fondata sul principio di esclusione di Pauli. Recentemente la base teorica si è fortemente consolidata grazie al calcolo teorico delle concentrazioni di carica nel guscio di valenza, che conferma in maniera impressionante le ipotesi del modello VSEPR. Ormai conviene mettere l'accento sulla forma e le dimensioni dei domini elettronici piuttosto che sulle repulsioni tra coppie elettroniche. Attualmente il campo di applicabilità continua ad allargarsi grazie al calcolo del Laplaciano di molecole complesse e all'introduzione di concetti nuovi, come per esempio quello di distorsione del nocciolo.

I criteri di validazione si sono anch'essi modificati. La validazione teorica, che durante il primo periodo si fondava sul principio di Pauli, ora si basa sul calcolo del Laplaciano. La validazione empirica non pone più seri problemi poiché le eccezioni citate dai critici del modello sono state spiegate in una serie di recenti pubblicazioni. La validazione comparativa, nata dalla

controversia con Drago, ha perso molta della sua importanza.

R. Gillespie, che ha sempre manifestato un grande interesse per l'insegnamento, ha messo a disposizione degli insegnanti un modello di ampia portata pedagogica e vari aggiornamenti sugli sviluppi della ricerca. A giusto titolo egli ritiene che il modello VSEPR modificato permetta una descrizione semplice della forma delle molecole e rappresenti un'eccellente introduzione a uno studio più approfondito della geometria molecolare. Il modello è ampiamente utilizzato all'università ed anche nell'insegnamento secondario, ma purtroppo i programmi e i libri di testo non sempre hanno seguito la sua evoluzione e spesso sono rimasti fermi alla spiegazione elettrostatica da tempo avversata dallo stesso Gillespie.

### Bibliografia

- [1] Bachelard S. Quelques aspects historiques des notions de modèles et des justifications des modèles. In: *Actes du colloque Elaboration et justification des modèles*. CNRS-CEA, Maloigne, Paris 1979.
- [2] Giordan A. Introduction. *Actes du 9<sup>ème</sup> Journées Internationales sur l'Education Scientifique de Chamonix*. A. Giordan & J-L Martinand (Eds.), Genève, 1987.
- [3] Gineste M D. , Indurkha B. Modèles mentaux, analogie et cognition. In: M-F Ehrlich, H. Tardieu & M. Cavazza (Eds.), *Les modèles mentaux, Approche cognitive des représentations*. Masson, Paris, 1993.
- [4] Schumacher R. M. . Gentner D. Transfer of training as analogical mapping. *IEEE Transactions on Systems, Man and Cybernetics*, 1988, n° 8, 592.
- [5] Fourez G. *La construction des sciences*. De Boeck Université, Bruxelles, 1991.
- [6] Walliser B. *Systèmes et modèles*. Seuil, Paris, 1997.
- [7] Legay J. M. La méthode des modèles, état actuel de la méthode expérimentale. *Informatique et Biosphère*, Lille, 1973
- [8] Robardet G. , Guillaud J. C. *Eléments d'épistémologie et de didactique des sciences physiques*. Publication de l'IUFM de Grenoble, 1990.
- [9] Arsac G. , Tiberghien A. Analyse des contraintes sur un contenu d'enseignement élaboré dans le cadre de la recherche en didactique. *Actes*

*du Premier Séminaire National de Recherche en Didactique des Sciences Physiques*. Publication de l'IREM, Grenoble, 1991.

- [10] Gillespie R. J. , Nyholm R. S. Inorganic Stereochemistry. *Quarterly Reviews*, 1957, **11**, 339.
- [11] Gillespie R. J. Electrons Correlation and molecular Shape. *Canadian Journal of Chemistry*, 1960, **38**, 818.
- [12] Gillespie R. J. Bond Angles and the Spatial Correlation of Electrons. *Journal of the American Chemical Society*, 1960, **82**, 5978.
- [13] Gillespie R. J. Bond Lengths and Bond Angles in Octahedral, Trigonal-bipyramidal, and Related Molecules of the Non-transition Elements. *Canadian Journal of Chemistry*, 1961, **39**, 318.
- [14] Gillespie R. J. The Stereochemistry of Eight-co-ordination: the Nature of the Bonding in the Mo<sub>6</sub>C1<sub>8</sub><sup>4+</sup>, Nb<sub>6</sub>C1<sub>12</sub><sup>2+</sup>, and Related Ions. *Canadian Journal of Chemistry*, 1961,**39**,2336.
- [15] Gillespie R. J. Structure of Sulfur Tetrafluoride and Related Molecules. *Journal of Chemical Physics*, 1962, **37**, 2498.
- [16] Gillespie R. J. The Stereochemistry of Five-co-ordination. Part I - Non-transition Elements. *Journal of the Chemical Society*, 1963, 4672.
- [17] Gillespie R. J. The Stereochemistry of Five-co-ordination. Part II- Transition Elements. *Journal of the Chemical Society*, 1963, 4679.
- [18] Gillespie R. J. The Valence Shell Electrons Pair Repulsion (VSEPR) Theory of Directed Valency. *Journal of Chemical Education*, 1963, **40**, 295.
- [19] Gillespie R. J. The Electron-Pair Repulsion Model for Molecular Geometry. *Journal of Chemical Education*, 1970, **47**, 18.
- [20] Gillespie R. J. Electron-Pair Repulsions and Molecular Shape. *Angewandte Chemie*, International Edition, 1967,**6**, 819.
- [21 ] Bent H. A. Tangent-Sphere Models of Molecules I. Theory and construction. *Journal of Chemical Education*, 1963, **40**, 446.
- [22] Bent H. A. Tangent-Sphere Models of Molecules II. Uses in teaching. *Journal of Chemical Education*, 1963, **40**, 523.
- [23] Bent H. A. Tangent-Sphere Models of Molecules III. Chemical Implications of Inner-Shell Electrons. *Journal of Chemical Education*, 1965, **42**, 303.

- [24] Bent H. A. Tangent-Sphere Models of Molecules IV. Estimation of Internuclear Distances - The Electronic Structure of Metals. *Journal of Chemical Education*, 1965, **42**, 349.
- [25] Bent H. A. Tangent-Sphere Models of Molecules V. Alfred Werner and the Doctrine of Coordination. *Journal of Chemical Education*, 1967, **44**, 513.
- [26] Bent H. A. Tangent-Sphere Models of Molecules VI. Ion-Packing Models of Covalent Compounds. *Journal of Chemical Education*, 1968, **45**, 769.
- [27] Sidgwick N.V. , Powell H. M. Stereochemical types and valency groups. *Proceedings Royal Society*, 1940, 153.
- [28] Drago R. S. A Criticism of the Valence Shell Electron Pair Repulsion Model as a Teaching Device. *Journal of Chemical Education*, 1973, **50**, 244.
- [29] Gillespie R. J. A Defense of the Valence Shell Electron Pair Repulsion (VSEPR) Model. *Journal of Chemical Education*, 1974, **51**, 367.
- [30] Bader R. F. W., MacDougall P. J. , Lau C. D. H. Bonded and Nonbonded Charge Concentrations and their Relation to Molecular Geometry and Reactivity. *Journal of the American Chemical Society*, 1984, **106**, 1594.
- [31] Bader R. F. W., Gillespie R. J. , MacDougall P. J. A Physical Basis for the VSEPR Model of molecular Geometry. *Journal of the American Chemical Society*, 1988, **110**, 7329.
- [32] Gillespie R. J., Bytheway I., Dewitte R. S. , Bader R. F. W. Trigonal Bipyramidal and Related Molecules of the Main Group Elements.- Investigation of apparent Exceptions to the VSEPR Model through the Analysis of the Laplacian of the Electron Density. *Inorganic Chemistry*, 1994, **33**, 2115.
- [33] Bytheway I., Gillespie R. J., Tang T. H. , Bader R. F. W. Core Distortions and Geometries of the Difluorides and Dihydrides of Ca, Sr, and Ba. *Inorganic Chemistry*, 1995, **34**, 2407.
- [34] Gillespie R. J., Bytheway I., Ting-Hua T., Bader R. F. W. Geometry of the Fluorides, Oxofluorides, Hydrides, and Methanides of Vanadium (V), Chromium (VI), and Molybdenum (VI): Understanding the Geometry of Non-VSEPR Molecules in Terms of Core Distortion. *Inorganic Chemistry*, 1996, **35**, 3954.
- [35] Gillespie R. J. , Johnson S. A. Study of Bond Angles and Bond Lengths in Disiloxane and Related Molecules in Terms of the Topology of the Electron Density and Its Laplacian. *Inorganic Chemistry*, 1997, **36**, 3031.
- [36] Gillespie R. J., Bytheway I. , Robinson E. A. Bond Lengths and Bond Angles in Oxo, Hydroxo, and alkoxo Molecules of Be, B, and C: A Close-Packed Nearly Ionic Model. *Inorganic Chemistry*, 1998, **37**, 2811.
- [37] Gillespie R. J. The VSEPR Model Revisited. *Chemical Society Reviews*, 1992, 59.
- [38] Gillespie R. J. Multiple Bonds and the VSEPR Model. *Journal of Chemical Education*, 1992, **69**, 116.
- [39] Gillespie R. J. Bonding without orbitals. *Education in Chemistry*, 1996, **33**, 103. Traduzione italiana in: *CnS-La chimica nella Scuola*, 1997, 19, 2.
- [40] Gillespie R. J., Spencer J. N. , Moog R. S. Demystifying Introductory Chemistry, Part 2. Bonding and Molecular Geometry without Orbitals - The electron Domain Model. *Journal of Chemical Education*, 1996, **73**, 622.

---

## LA CALORIMETRIA

### Riassunto

*Dopo alcuni cenni alle origini della calorimetria ed alla sua rilevanza dal punto di vista pratico e concettuale, vengono evidenziate le condizioni che debbono essere soddisfatte affinché il calore misurato in un processo, chimico o fisico, possa diventare caratteristico del processo stesso, e vengono descritte le principali metodologie per la sua misura sperimentale. Vengono descritti in particolare calorimetri di tipo adiabatico, isoterma e isoperibolico, quelli a flusso termico e quelli a flusso di materia.*

### Summary

*After some hints to the origins of calorimetry and its importance, both practical and conceptual, the conditions*

---

GIOVANNI CONTI (\*)  
PAOLO GIANNI (\*)

---

*are examined which need to be met in order that the heat associated with some process may be considered a characteristic of the process itself. The main methodologies used for the experimental measurements of heat are then described, with particular attention to adiabatic, isothermal, isoperibolic, heat-flow and flow calorimeters.*

### Cenni storici

La calorimetria è una tecnica sperimentale che si propone di determinare quantitativamente il calore associato alle trasformazioni della materia di tipo fisico o chimico. Anche se la letteratura scientifica riporta di esperienze rudimentali di calorimetria fin dalla fine del XVII secolo, si può dire che tale tecnica sia nata nella

seconda metà del 1700 con le esperienze di Lavoisier e di Laplace. Fino a quel tempo in realtà non si conosceva ancora la natura stessa della cosa che si misurava. Si credeva in fatti che il calore fosse un qualcosa di materiale, una specie di fluido contenuto nei corpi, che poteva passare fisicamente da un corpo ad un altro. Ecco che il chimico inglese Joseph Black, cui si devono le prime esperienze sistematiche di misura del calore che accompagna alcuni passaggi di stato, alla fine del 1700 parlava di un "fluido calorico". E nello stesso periodo Lavoisier pensava che il "calorico" fosse qualcosa di reale (lo considerava una delle 33 sostanze semplici) che esisteva in forma legata nei composti chimici e veniva liberato totalmente o parzialmente durante le reazioni. Soltanto nel secolo XIX è stato riconosciuto che il calore non è una entità fisica a sè stante, bensì un modo di scambiare energia. Si capì in sostanza che non ha senso parlare di calore associato ad

12 (\*) Dipartimento di Chimica e Chimica Industriale,  
Via Risorgimento 35, 56126 Pisa  
Università di Pisa

un corpo, ad esempio ad un composto chimico considerato in uno stato fisico definito, mentre ha senso associare il calore ad un eventuale processo che veda questo composto assumere uno stato fisico diverso, oppure trasformarsi in un altro composto tramite reazione chimica. In altri termini, è parte dell'energia che è immagazzinata in un corpo; questa energia può essere scambiata sotto diverse forme, e una di queste forme è appunto il calore. La calorimetria ha acquistato una notevole importanza nella metà del XIX secolo dopo gli studi di Hess che hanno dimostrato che il calore associato ad una reazione chimica che avviene a pressione costante dipende soltanto da natura e stato dei reagenti iniziali e natura e stato dei prodotti finali. Ciò ha permesso di determinare il calore di reazione anche per reazioni non realizzabili in modo diretto, combinando in modo opportuno i calori di altre reazioni contenenti reagenti a comune. In realtà la portata e l'utilizzo della tecnica calorimetrica per lo studio delle reazioni era limitata a quei tempi da una conoscenza ancora approssimativa delle equazioni chimiche descrittive delle reazioni studiate.

I primi calorimetri misuravano il calore sulla base dell'effetto che esso aveva su di una trasformazione nota. Ad esempio Lavoisier usava un calorimetro a ghiaccio, in cui il calore sviluppato da un certo processo all'interno di un recipiente veniva sfruttato per far fondere del ghiaccio in un contenitore esterno: la quantità di acqua liquida formata moltiplicata per il calore di fusione del ghiaccio permetteva di risalire al calore sviluppato. La generazione di quantità note di calore tramite un effetto elettrico introdotta da Joule nella metà dell'ottocento, unitamente alla disponibilità di termometri di precisione, ha poi aperto la via alla costruzione di calorimetri più pratici e allo stesso tempo più precisi.

Chi fosse interessato ad approfondire la storia e l'evoluzione della calorimetria, viste attraverso la descrizione dell'apporto dei suoi maggiori coltivatori, può riferirsi ad una raccolta recente <sup>(1)</sup> di due professori dell'Università di Marsiglia.

### Importanza della calorimetria

La conoscenza del calore associato ad un certo processo riveste una notevole importanza sia dal punto di vista pratico che dal punto di vista concettuale. Ha importanza pratica in quanto consente ad esempio la corretta progettazione degli impianti industriali che sfruttano reazioni chimiche per la preparazione di certi prodotti. Si tratta infatti di prevedere opportuni sistemi di riscaldamento per far avvenire reazioni endotermiche, cioè reazioni che avvengono con assorbimento di calore; mentre sarà necessario introdurre adeguati sistemi di raffreddamento nel caso di reazioni che sviluppino calore.

D'altra parte la nozione del calore sviluppato in un processo è importante anche dal punto di vista concettuale, in quanto vi è una stretta correlazione tra la natura della trasformazione e gli effetti termici ad essa connessi. Basti pensare che quando si considera una reazione chimica, ci si riferisce ad un processo in cui si rompono certi legami e se ne formano altri: il calore della reazione è pertanto legato alla compensazione tra l'energia spesa per rompere alcuni legami presenti nei reagenti e quella guadagnata nel formare i nuovi legami nei prodotti. Per questi processi i calori in gioco saranno in genere grandi, in quanto determinati dalle energie di legame, tipicamente dell'ordine delle centinaia di kJ mol<sup>-1</sup>. Quando invece ci si riferisce a processi in cui non si rompono legami fra gli atomi che compongono le molecole, ma si modificano soltanto le forze con cui le molecole interagiscono scambievolmente in diversi stati di aggregazione, come nei passaggi

di stato di sostanze pure, si assiste allora a liberazione o assorbimento di quantità di calore nettamente inferiori.

La disciplina che si occupa dello studio degli effetti termici associati ai diversi processi di interesse dei chimici è la termochimica, di cui la calorimetria è il sottinsieme che si occupa della misura sperimentale diretta del calore. Nella tabella 1 sono riportate le tipologie più comuni di processi di interesse chimico, con l'ordine di grandezza dei calori ad essi associati, normalizzati rispetto ad una mole di sostanza trasformata.

Nel presentare i dati della tabella 1 abbiamo implicitamente dato per scontata la stretta corrispondenza tra effetto termico e processo. In realtà è opportuno però fare un passo indietro, chiedendoci sotto quali condizioni il calore è determinato soltanto dalla tipologia del processo considerato, e non è invece influenzato dalle modalità sperimentali con cui quest'ultimo viene condotto. La risposta a tale domanda ci viene fornita dal primo principio della termodinamica.

### La Misura del Calore dalla Prima Legge della Termodinamica

La prima legge della Termodinamica è un'espressione del *principio di conservazione dell'energia* contenuta in un sistema, nelle sue diverse forme: quella statica chiamata *Energia Interna*, U, e le altre forme di energia "in transito" come il *Calore*, Q, ed il *Lavoro*, W. L'energia interna contenuta in un sistema può infatti *transitare* all'esterno del sistema medesimo sotto forma di calore e/o lavoro, oppure il sistema può ricevere calore e/o lavoro dall'esterno, ma tutte queste quantità devono sempre soddisfare la *prima legge* espressa dalla seguente relazione:

$$\Delta U = Q - W \quad (1)$$

La variazione di energia interna,  $\Delta U$ ,

**Tabella 1.** Processi tipici e calori associati.<sup>a</sup>

Processo		Calore per mole <sup>b</sup> kJ mol <sup>-1</sup>	Esempio	Calore per mole <sup>b</sup> kJ mol <sup>-1</sup>
<i>processi reattivi</i>				
formazione	elementi → molecola	+100 ÷ -2000	C(s) + 2H <sub>2</sub> (g) → CH <sub>4</sub> (g)	-74.8
combustione	idrocarburo + O <sub>2</sub> → CO <sub>2</sub> + H <sub>2</sub> O	-200 ÷ -6000	CH <sub>4</sub> (g) + 2O <sub>2</sub> (g) → CO <sub>2</sub> (g) + 2H <sub>2</sub> O(l)	-890
idrogenazione	comp. insaturo + H <sub>2</sub> → comp. saturo	-100 ÷ -200	CH <sub>2</sub> =CH <sub>2</sub> (g) + H <sub>2</sub> (g) → CH <sub>3</sub> -CH <sub>3</sub> (g)	-132
polimerizzazione	monomero → polimero	+10 ÷ -110	CH <sub>2</sub> =CH <sub>2</sub> (g) → 1/n -(CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> ) <sub>n</sub> (g)	-93.5
protonazione	base + H <sup>+</sup> → base protonata	-30 ÷ -60	NH <sub>3</sub> (aq) + H <sup>+</sup> (aq) → NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> (aq)	-52.2
<i>processi non reattivi</i>				
fusione	solido → liquido	+2 ÷ +15	H <sub>2</sub> O(s) → H <sub>2</sub> O(l)	+ 6.01
vaporizzazione	liquido → vapore	+10 ÷ +50	H <sub>2</sub> O(l) → H <sub>2</sub> O(v)	+44.02
miscela	liquido A + liquido B → mix {A+B}	-3 ÷ +3	C <sub>6</sub> H <sub>6</sub> (l) + c-C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> → mix (x=0.5)	+0.80
soluzione	soluto + solvente → soluzione	-80 ÷ +50	KCl(s) + H <sub>2</sub> O → K <sup>+</sup> (aq) + Cl <sup>-</sup> (aq)	+17.22
diluzione	soluz. conc. + solvente → soluz. dil.	-1 ÷ +1	NaOH(aq,m=1) → NaOH(aq,m=0.1)	-0.15
transizione allotropica	solido (forma α) → solido (forma β)	0 ÷ +5	S (rombico) → S (monoclinico)	+0.33

<sup>a</sup>) abbreviazioni: s = solido, l = liquido, v = vapore, x = frazione molare, m = molalità, comp. = composto, mix. = miscela, soluz. = soluzione, conc. = concentrata, dil. = diluita, <sup>b</sup>) temperatura = 25°C, pressione = 1 atmosfera; (+) processo endotermico, (-) processo esotermico.

( $\Delta U = U_{\text{fin}} - U_{\text{iniz}}$ ) per un sistema che assorbe dall'esterno una quantità di calore<sup>(1)</sup>  $Q$  e compie il lavoro  $W$  è nulla ( $U_{\text{fin}} = U_{\text{iniz}}$ ) se il lavoro fatto è uguale al calore ricevuto. Se il lavoro detto è minore del calore, l'energia interna del sistema aumenterà ( $U_{\text{fin}} > U_{\text{iniz}}$ ) ed invece, ovviamente, essa diminuirà ( $U_{\text{fin}} < U_{\text{iniz}}$ ) se il lavoro eseguito è maggiore del calore ricevuto.

Il calore  $Q$  può essere quindi definito riarrangiando la (1), nel modo seguente:

$$Q = \Delta U + P\Delta V \quad (2)$$

dove  $P\Delta V$  ( $\Delta V = V_{\text{fin}} - V_{\text{iniz}}$ ) è la quantità di lavoro  $W$  quando si consideri solamente quello di tipo meccanico (lavoro di espansione o di volume) contro una pressione costante  $P$ .

Per un sistema che passa da uno stato iniziale 1 a uno stato finale 2 in un processo a pressione costante in cui si ha scambio di calore  $Q_p$  e di lavoro  $P\Delta V$  con l'ambiente circostante, si può allora scrivere esplicitando la 2:

$$Q_p = U_2 - U_1 + P(V_2 - V_1) \quad (3)$$

che riarrangiata diventa:

$$Q_p = (U_2 + P_2 V_2) - (U_1 + P_1 V_1) \quad (4)$$

dove  $P_2 = P_1$  essendo il processo considerato a pressione costante.

Se adesso indichiamo con  $H$  la quantità ( $U + PV$ ) potremo scrivere:

$$Q_p = H_2 - H_1 = \Delta H \quad (5)$$

e cioè la quantità di calore che il sistema scambia con l'ambiente circostante in condizioni di pressione costante è uguale alla variazione  $\Delta H$  della quantità  $H$ , la funzione termodinamica ausiliaria chiamata *Entalpia*. Possiamo pertanto affermare che il calore scambiato in un processo a pressione costante  $Q_p$  corrisponde alla variazione di entalpia osservata nel processo medesimo.

Quando lo scambio di calore avviene invece in condizioni di volume costante avremo che  $\Delta V = 0$  e quindi applicando la (2) potremo scrivere che il calore  $Q_v$  corrisponde alla variazione di energia interna  $\Delta U$  essendo nullo il lavoro e cioè:

$$Q_v = U_2 - U_1 \quad (6)$$

Quando ad un sistema, inizialmente a temperatura  $T_1$ , viene fornita una certa quantità di calore  $Q_x$ , in generale esso si riscalda e raggiunge il valore di temperatura  $T_2$  ( $T_2 > T_1$ ). Si definisce allora operativamente la quantità  $C_x$ , *Capacità Termica* del sistema, nel modo seguente:

$$C_x = \lim_{\Delta T \rightarrow 0} \frac{Q_x}{\Delta T} \quad (7)$$

dove l'indice  $X$  indica le condizioni in cui è avvenuto il riscaldamento (per  $X = P$  oppure  $X = V$  si intendono condizioni di pressione o di volume costante rispettivamente).

Il rapporto  $Q_x/\Delta T$  che compare nella 7 precedente, raggiunge un valore praticamente costante per differenze di temperatura  $\Delta T$  di valore attorno ad 1 K e può essere assunto come la capacità termica del sistema considerato che viene definita perciò come la quantità di calore  $Q_x$  (nelle condizioni indicate dall'indice  $X$ ) necessaria per aumentare di 1 K la temperatura del sistema stesso. Questa definizione fa sì che la capacità termica  $C_x$  abbia carattere estensivo, dipendente cioè dalla massa del sistema. Se si considera invece l'unità di massa  $m$  del corpo, possiamo definire il suo calore specifico  $c_x$  nel modo seguente:

$$c_x = C_x / m \quad (8)$$

Sulla base delle considerazioni fatte, e cioè per valori di  $\Delta T$  abbastanza piccoli, la 7 può essere riarrangiata nel modo seguente:

$$Q_x = c_x \cdot m \Delta T \quad (C_x = c_x \cdot m) \quad (9)$$

La 9 può essere allora considerata la relazione base per il calcolo del calore  $Q_x$  assorbito o ceduto da un corpo di massa  $m$  e di calore specifico  $c_{s,x}$  mediante la determinazione della variazione di

temperatura  $\Delta T$  osservata durante il processo. Questa procedura viene utilizzata in molte delle apparecchiature calorimetriche che vengono di seguito descritte.

### Calorimetri e Metodologie Calorimetriche

I calorimetri sono strumenti che servono a misurare la quantità di calore, sviluppato o assorbito, da un determinato processo, chimico o fisico, oggetto della nostra indagine e che avviene all'interno del calorimetro stesso. Essi sono costituiti, nelle versioni più classiche, da un recipiente  $V$  (vedi fig. 1) detto "cella" all'interno del quale vengono introdotti i componenti che in seguito a miscelazione danno luogo al processo in esame. Nella cella sono pure contenuti: un termometro  $Th$ , un agitatore  $M$ , una resistenza elettrica scaldante  $R$  ed un opportuno sistema  $S$  per la miscelazione dei componenti al momento desiderato. La cella calorimetrica è situata in un contenitore  $B$ , mantenuto a temperatura costante per immersione in un bagno termostatico oppure in una camera termostatica a circolazione d'aria od anche in un blocco massivo di metallo opportunamente condizionato alla temperatura desiderata. Il termometro, nelle versioni più recenti, è in genere costituito da un trasduttore di temperatura (termocoppia, termistore, resistenza di Platino ecc.) capace di dare un segnale elettrico che amplificato può fornire una misura della variazione di temperatura  $\Delta T$  che si osserva per effetto del processo in esame, con una notevole risoluzione ( $10^{-4}$  +  $10^{-5}$  K). La resistenza elettrica  $R$  viene utilizzata per determinare la capacità termica  $C$  della cella con il suo contenuto che è necessaria per il calcolo del calore  $Q$  mediante l'uso della relazione 9. Essa viene alimentata con una corrente di valore noto  $i$  per un tempo  $t$  ed il valore di  $C$  è calcolato sempre mediante l'uso dell'eq. 9 espres-

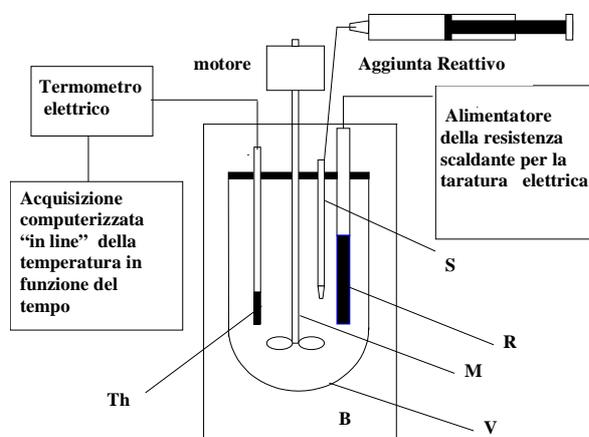


Fig. 1 - Schema classico di una cella calorimetrica.

**14** Alle quantità di energia in transito  $Q$  e  $W$  viene assegnato un segno convenzionale a seconda del verso di trasferimento. Assumeremo, in questa breve trattazione, segno positivo ( $Q > 0$ ) per il calore che si trasferisce dall'ambiente al sistema e viceversa. Il segno positivo invece al lavoro ( $W > 0$ ) fatto dal sistema e viceversa.

so come:

$$C = Q' / \Delta T' \quad (10)$$

dove  $Q' = R \cdot i^2 \cdot t$  ( $Q'$  in Joule se  $R$  è in  $\Omega$ ,  $i$  in Ampère e  $t$  in secondi) e  $\Delta T'$  sono rispettivamente il calore e la corrispondente variazione di temperatura relativi al processo di riscaldamento con la resistenza  $R$ .

Esistono in realtà vari tipi di metodologie calorimetriche che si differenziano fondamentalmente per la procedura usata nella misura del calore, ma tutte utilizzano, in modo diretto o indiretto, la variazione di temperatura osservata  $\Delta T$  dovuta all'evolversi del processo in esame.

I principali tipi di calorimetri, tra quelli più utilizzati nella pratica comune, sono compresi tra le seguenti categorie:

- Calorimetri adiabatici.
- Calorimetri isoperibolici.
- Calorimetri isotermi.
- Calorimetri a flusso termico.
- Calorimetri a flusso di materia.

### Calorimetri adiabatici

I calorimetri adiabatici sono apparecchiature che presentano difficoltà costruttive non indifferenti. Essi vengono in genere concepiti in laboratori di ricerca e sono utilizzati quasi esclusivamente per la misura delle capacità termiche di solidi e

non essendo imposto alcun vincolo tra la temperatura della cella e quella del termostato. Come esprime il loro nome, cella e termostato sono semplicemente nello stesso "peribolo". La procedura utilizzata nella misura del calore è pure analoga a quella del calorimetro adiabatico e fa uso delle relazioni 9 e 10 che richiedono di conoscere le variazioni  $\Delta T$  e  $\Delta T'$ . Dato tuttavia che gli scambi di calore tra cella e termostato sono in questo caso tutt'altro che trascurabili, le variazioni dette non possono essere ottenute con la facile procedura utilizzata quando si opera in condizioni adiabatiche. I  $\Delta T$  vengono perciò calcolati da un'analisi dell'andamento osservato della temperatura nel tempo e cioè della funzione  $T(t)$ , che viene condotta applicando i principi fisici che regolano la propagazione del calore nei vari mezzi.

A titolo di esempio nella fig. 2 sono riportati gli andamenti della temperatura nel tempo in un'esperienza condotta sia in un calorimetro isoperibolico, sia in uno di tipo adiabatico. L'esperienza consiste nella misura della variazione di entalpia  $\Delta H_N$  della reazione di neutralizzazione, in soluzione acquosa, dell'idrato di sodio NaOH con acido cloridrico HCl. Una quantità pari a 1.0 ml di una soluzione di HCl 0.1 M (cioè  $1.0 \cdot 10^{-4}$  moli di acido) è stata aggiunta ad una soluzione contenente una quantità in eccesso di idrato di sodio. Il salto di temperatura osservato è stato, praticamente in ambedue i calorimetri, pari a 0.00884 K. Si può osservare nella figura che questo valore viene letto direttamente quando si opera in condizioni adiabatiche. Nell'altro caso, invece, è stato necessario l'uso di una procedura, in questo esempio molto semplificata, che consente di ottenere il dato estrapolato al valore medio del tempo che intercorre tra l'inizio e la fine del processo, mediante il prolungamento dei tratti iniziale e finale della curva calorimetrica. La capacità termica  $C$  del sistema è stata poi determinata applicando una tensione di

4.1640 V alla resistenza scaldante, avente un valore di 40.0  $\Omega$ , per un tempo di 30.50 s, ottenendo un salto di temperatura  $\Delta T$  pari a 0.0210 K. Il valore di  $C$  è stato poi calcolato come:

$$C = (4.164^2 / 40) 30.5 / 0.021 = 629.6 \text{ J K}^{-1}$$

Si è calcolato quindi il calore  $Q$  sviluppato nella reazione nel modo seguente:

$$Q = - 629.6 \cdot 0.00884 = -5.566 \text{ J} \quad (1)$$

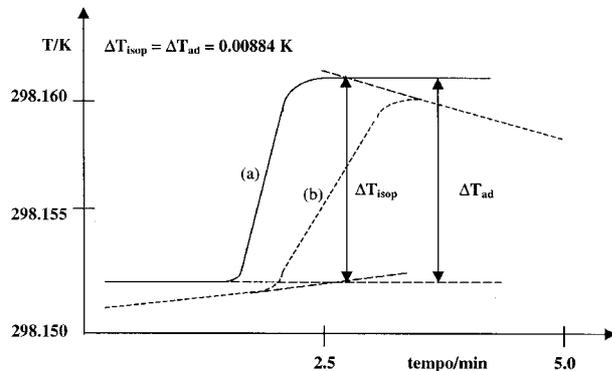
e la variazione di entalpia della reazione calcolata infine come:

$$\Delta H_N = -5.566 / 1 \cdot 10^{-4} = -55660 \text{ J mole}^{-1}$$

Per le caratteristiche di semplicità e praticità sopra dette, i calorimetri isoperibolici sono molto diffusi ed utilizzati per la misura del calore in molti processi di svariata tipologia. Essi sono tuttavia particolarmente adatti allo studio di quei processi che avvengono in tempi abbastanza brevi in quanto per tempi lunghi le "perdite" di calore potrebbero rendere inattendibili i risultati ottenuti.

### Bomba di Malher

Un particolare tipo di calorimetro, che appartiene usualmente alla categoria degli apparati isoperibolici (ve ne sono tuttavia anche alcuni di tipo adiabatico), è molto diffuso ed è utilizzato per la misura dei calori di combustione delle sostanze organiche. Esso è conosciuto col nome di "Bomba di Malher". La cella calorimetrica di questo apparato, nelle versioni più comuni, è costituita da un recipiente in metallo del volume di circa 3 litri, che viene riempito con una quantità nota di acqua (usualmente 2 kg) e posto in un ambiente termostato. All'interno del recipiente, che contiene il termometro e l'agitatore, viene immersa la "Bomba" consistente in un vaso cilindrico in acciaio a pareti spesse munito di coperchio a



procedura già descritta nel paragrafo precedente (eq. 9 e 10) mediante la misura delle variazioni di temperatura  $\Delta T$  e  $\Delta T'$  osservate rispettivamente per il processo in esame e per la taratura effettuata con la resistenza scaldante. Queste variazioni sono facilmente ottenibili dalla differenza fra le temperature osservate nei periodi prima e dopo ogni esperienza poiché, date le condizioni di lavoro, la temperatura rimane costante durante gli intervalli detti.

### Calorimetri isoperibolici

Questi calorimetri hanno una struttura di base sostanzialmente simile a quella degli apparati adiabatici ora descritti. Essi sono tuttavia di concezione molto più semplice

<sup>1</sup> Il segno - è stato aggiunto per ottemperare alla convenzione sul calore prima citata.

Fig. 2 - Andamenti tipici della funzione  $T(t)$  in un'esperienza calorimetrica e variazioni osservate  $\Delta T$ . (a) Condizioni adiabatiche ( $\Delta T_{ad}$ ), (b) Condizioni isoperiboliche ( $\Delta T_{isop}$ ).

chiusura ermetica. Dentro la bomba viene introdotta la sostanza da bruciare sotto forma di compressa in caso di solidi o contenuta in una sottile fiala di vetro nel caso di composti liquidi. La bomba viene inoltre riempita con ossigeno puro alla pressione di  $20 \div 30$  bar. Il processo di combustione è poi innescato da una piccola spirale di un sottile filo metallico che viene portata all'incandescenza con un breve impulso di corrente elettrica. Il calore sviluppato dalla combustione si propaga dalla bomba al bagno d'acqua e viene calcolato con la procedura già descritta e cioè mediante la variazione di temperatura  $\Delta T$  del bagno stesso ottenuta dall'analisi dell'andamento della funzione  $T(t)$  durante il tempo di misura. La capacità termica  $C$  del sistema viene in questo caso determinata in una esperienza a parte bruciando una sostanza a calore di combustione noto (composti standard: Acido Benzoico, Saccarosio, Naftalene ecc.).

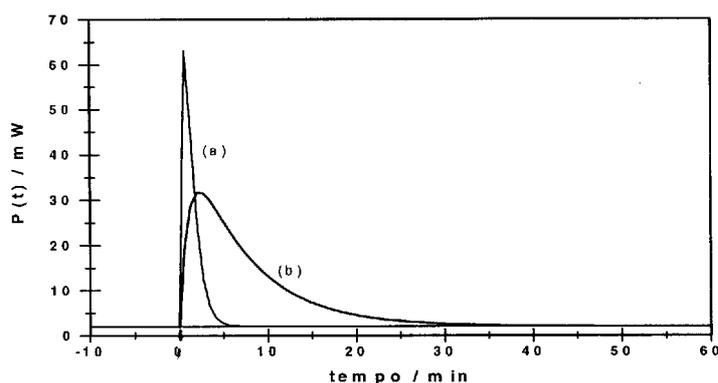
### Calorimetri isotermi

I calorimetri isotermi "propriamente detti" sono quelli concepiti con l'imposizione di un vincolo tra la temperatura della cella e quella del termostato, avente caratteristiche opposte a quello utilizzato per gli apparati di tipo adiabatico. Le condizioni isoterme vengono infatti ottenute imponendo alla temperatura della cella di mantenersi costantemente uguale a quella del termostato. Questo risultato viene ottenuto sottraendo (o aggiungendo) in continuo, durante la misura, il calore sviluppato (o assorbito) dal processo in

descritta come segue. Si mantiene costante la temperatura della cella al valore del termostato regolando la potenza di raffreddamento (può essere scelta a piacere in un certo intervallo) e bilanciando con un uguale potenza scaldante con la resistenza elettrica. Anche piccole variazioni di temperatura (positive o negative) rispetto alle condizioni iniziali, causate dal processo in esame e tradotte in segnali elettrici dal trasduttore di temperatura, vengono utilizzate per far variare in modo proporzionale ed inverso la potenza elettrica riscaldante  $P$ . L'andamento tipico di  $P$  nel tempo e cioè la funzione  $P(t) = (dQ/dt)$  durante la misura è riportato nella figura 3 (curva a). L'area sottesa alla curva tra il punto iniziale e quello finale, cioè l'integrale della funzione  $P(t)$  tra i limiti detti, rappresenta il calore  $Q$  relativo al processo studiato.

Caratteristica peculiare di questi strumenti è la loro efficacia nella misura dei calori relativi a processi anche abbastanza lenti per i quali è possibile determinare contemporaneamente anche le caratteristiche cinetiche.

Il progresso di tecnologie sempre più sofisticate nella misura della temperatura ha prodotto, in questi ultimi tempi, sistemi termometrici a sensibilità e precisione molto elevate che permettono di studiare processi che coinvolgono quantità di calore veramente esigue. Le variazioni di temperatura  $\Delta T$  di entità veramente esigua osservate in questi casi, hanno fatto chiamare impropriamente "isotermi" calorimetri che in realtà dovrebbero essere definiti "isoperibolici".



**Fig. 3** – Andamenti tipici della potenza  $P(t)$  dissipata nel tempo da un processo nel caso di un calorimetro isoterma (a) ed in uno a flusso di calore (b). L'area sottesa tra le curve e la linea di base rappresenta la quantità di calore sviluppato.

esame, mediante un dispositivo adatto a questo scopo. Il dispositivo è in genere costituito da una pila "Peltier" (elemento raffreddante) accoppiata ad una resistenza elettrica (elemento riscaldante). La misura del calore è abbastanza "lambiccata", tuttavia a grandi linee essa può essere

### Calorimetri a flusso termico

Questa categoria di apparati calorimetrici, analogamente alla precedente, è basata sul criterio diametralmente opposto a quello utilizzato per realizzare le condizioni adiabatiche senza tuttavia che sia imposto, in questo caso, nessun

vincolo di temperatura. Le quantità di calore, legate al processo studiato, fluiscono liberamente e totalmente tra cella e termostato in un senso o nell'altro a seconda della natura del processo medesimo (esoterma o endoterma). Il termostato in questo caso è costituito da un blocco massivo di metallo, mantenuto a temperatura costante, all'interno del quale, in una opportuna cavità, viene inserita la cella anch'essa tra pareti metalliche. Tra queste ultime ed il termostato è situata una fitta rete di termocoppie, con i giunti connessi all'una e all'altra parte, che costituisce un vero e proprio "flussimetro" del calore. Il segnale in tensione generato dalle termocoppie per le differenze di temperatura che si creano tra cella e termostato, è di fatto proporzionale alla potenza termica scambiata  $P$ . L'andamento di questo segnale durante un tipico esperimento è rappresentato nella figura 3 (curva b). Si può notare la stretta somiglianza con quello osservato per il calorimetro isoterma; le differenze fondamentali, per l'apparato ora descritto, sono una durata maggiore dell'esperienza a parità della quantità di calore, a causa dell'inerzia termica del sistema, e la necessità di determinare in esperienze separate, mediante taratura elettrica, la costante di proporzionalità tra area osservata e quantità di calore.

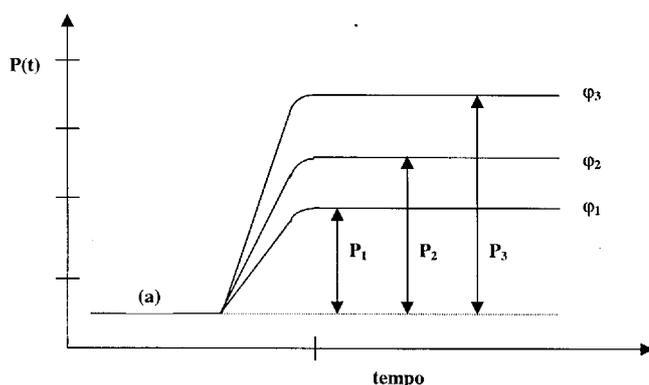
Caratteristiche peculiari di questi apparati sono: il volume ridotto delle celle (in genere pochi ml) e la grande sensibilità (meno di un  $\mu W$ ) anche se questo va a scapito della loro precisione; la possibilità di studiare processi molto lenti e per questo vengono utilizzati proficuamente per la determinazione dei calori relativi a reazioni in sistemi biologici; la possibilità di studiare processi che comprendono componenti gassosi a pressioni anche abbastanza elevate dato che, come già detto, sono muniti di celle metalliche di piccolo volume.

La maggior parte di questi apparati ha inoltre una struttura differenziale, è dotata cioè di celle gemelle di cui una è usata per la misura e l'altra serve invece come riferimento. I flussimetri di calore delle due celle sono collegati in opposizione e questo consente di effettuare misure differenziali del flusso termico che evidenzia ciò che di esclusivo avviene nella cella di misura eliminando la maggior parte del rumore di fondo. È possibile infine condurre esperienze facendo variare la temperatura del termostato a gradiente costante, in intervalli abbastanza ampi (in genere da pochi gradi fino a qualche decina di gradi al minuto), per la misura dei calori e delle temperature relative alle transizioni termiche di un materiale posto nella cella di misura.

### Calorimetri a flusso di materia

Nelle apparecchiature finora descritte erano previste aggiunte discrete dei componenti all'interno della cella e quindi anche quantità discrete del calore da misurare. In molti casi quantità note dei componenti sono già contenute nella cella in comparti separati e vengono mescolate al momento opportuno. La caratteristica fondamentale che differenzia i calorimetri a flusso di materia dagli altri risiede nell'aggiunta in continuo, mediante opportune pompe dosatrici, dei componenti il sistema in esame i quali devono perciò essere allo stato liquido

una potenza termica  $P$  costante che può essere facilmente determinata utilizzando i metodi di misura precedentemente descritti nel caso dei calorimetri isotermi ed in quelli a flusso termico. La funzione  $P(t)$ , nel caso ora trattato, ha un andamento tipico come quello riportato nella figura 4. Caratteristica tipica di questa tecnica a flusso è quella di poter lavorare in assenza assoluta di spazio vapore. Questo consente lo studio di processi che comprendono miscele di liquidi volatili e, con opportuni accorgimenti, anche di gas liquefatti. La tecnica detta è particolarmente adatta quando si debbano



**Fig. 4** - Andamento caratteristico del segnale in potenza  $P_i$  in una esperienza con un calorimetro a flusso di materia a valori diversi del flusso  $\phi_i$  (moli/s) del reagente in difetto; (a) è la linea di base per  $\phi_i = 0$ . La variazione di entalpia in Joule per mole del reagente in difetto si ottiene dividendo la potenza osservata  $P_i$  per il flusso  $\phi_i$ .

(liquidi puri o soluzioni). Pratica comune è, ad esempio, mantenere costante il flusso totale facendo variare il rapporto tra i flussi dei componenti. La cella calorimetrica è usualmente costituita da un piccolo blocchetto metallico (di acciaio inox o metallo nobile) all'interno del quale avviene in continuo la mescolanza dei reattivi che affluiscono attraverso piccoli tubi metallici (1 mm di diametro max.). La miscela formata esce quindi da un unico tubetto fino all'esterno del calorimetro, dopo aver attraversato uno scambiatore di calore collegato termicamente alla cella medesima. È evidente che la procedura descritta ha come risultato l'evolversi di

studiare processi a temperature elevate al di sopra del punto normale di ebollizione dei componenti ed è quindi indispensabile l'uso di alte pressioni sui liquidi.

Descrizioni dettagliate delle varie tecniche calorimetriche si possono trovare in una esauriente pubblicazione della International Union of Pure and Applied Chemistry.<sup>(2)</sup>

### Conclusioni

Sono state discusse le condizioni in cui il calore può essere considerato una funzione di stato e può quindi essere correttamente associato a singoli processi chimici e fisici. È stato mostrato l'ordine di gran-

dezza degli effetti termici legati ad alcuni processi, mettendo in rilievo la correlazione fra questi effetti e la natura delle forze di interazione coinvolte. È stata fatta infine una accurata descrizione delle tecniche sperimentali usate per la determinazione del calore sviluppato (o assorbito) in un processo.

Da tale quadro dovrebbe emergere la grande utilità e versatilità della calorimetria, particolarmente quando essa viene applicata alle reazioni chimiche. La determinazione della entalpia di reazione si dimostra infatti importante sotto una pluralità di aspetti: (1) permette di fare correlazioni con la natura dei processi (2) permette di calcolare come dipende dalla temperatura la costante di equilibrio (3) fornisce un dato importante ai fini della progettazione di un eventuale impianto di produzione industriale.

A proposito di questo ultimo punto facciamo notare che la corretta progettazione di un impianto è funzionale anche alla prevenzione di eventuali incidenti. Uno studio fatto nel nostro paese<sup>(3)</sup> sulle cause degli incidenti in ambiente chimico ha messo in rilievo che nel 41% dei casi la causa di esplosioni è stata attribuita al mancato smaltimento del calore di reazione. In altri paesi è infatti diventato obbligatorio fare test calorimetrici preventivi sulle reazioni da condurre su scala industriale. Sono già in commercio apparati calorimetrici (calorimetri "run-away") appositamente progettati per fare questo tipo di controllo. Speriamo che la crescente cultura della sicurezza induca tutte le industrie chimiche a programmare regolarmente questi test anche in assenza di specifici obblighi di legge.

### Note bibliografiche

- 1) Louis Médard e Henry Tachoire "Histoire de la Thermochimie", Publications de l'Université de Provence, 1994.
- 2) I.U.P.A.C. "Experimental Thermodynamics", Blackwell Scientific Publications, Oxford, Vol. I (1968), II (1975), III (1991), IV (1994).
- 3) Paolo Cardillo "Incidenti in ambiente chimico: discussione di 100 casi.", CINEAS Politecnico di Milano, 1988.

## L'APPRENDIMENTO COOPERATIVO

### Un metodo per migliorare la preparazione e l'acquisizione di abilità cognitive negli studenti

#### Abstract

*Cooperative learning (CL) is an instructional method in which students teams work on structured tasks under conditions that meet five criteria: (1) **positive interdependence** (if a team member fails to fulfill his or her responsibilities, the entire team suffers consequences); (2) **individual accountability** (each team member is held accountable for understanding both the part of the work for which he/she was primarily responsible and the work that was done primarily by the rest of the team); (3) **face-to-face interaction**, at least part of the time; (4) **appropriate use of interpersonal skills** (leadership, communication, conflict resolution, and other elements of successful teamwork), and (5) **periodic self-assessment of group functioning**. This paper defines cooperative learning, outlines different ways to incorporate it into classroom instruction, summarizes its effects on student learning and skill development as demonstrated by hundreds of empirical research studies, and offers suggestions for its implementation in chemistry courses.*

#### I. INTRODUZIONE

Se si paragona il mondo della produzione industriale con quello della produzione culturale, quest'ultimo ne esce perdente. L'industria aumenta costantemente la propria efficienza, producendo una quantità maggiore di beni, con un numero sempre minore di impiegati. La scuola può sperare di competere e di essere considerata ancora indispensabile alla società se saprà au-

---

LIBERATO CARDELLINI (\*)  
RICHARD M. FELDER (\*\*)

---

mentare la qualità del "prodotto", aumentandone il valore aggiunto. Ovvero se saprà formare tecnici e dirigenti con le caratteristiche che più interessano al mondo del lavoro [1]: una preparazione a vasto respiro, la capacità di lavorare in gruppo e l'abilità nel problem solving. Quale tecnica didattica sviluppa maggiormente queste capacità? Se fosse possibile migliorare in modo significativo l'interesse per la materia e il coinvolgimento degli studenti, con interventi a basso costo, potrebbe questa tecnica suscitare l'interesse degli insegnanti? In questo articolo viene presentato un metodo di insegnamento, da noi sperimentato, che presenta dei vantaggi rispetto alla lezione tradizionale. Questo metodo si basa sul coinvolgimento attivo dello studente nell'apprendimento (in classe, oltre che osservare ed ascoltare il docente, lo studente è impegnato in altre attività) e sulla cooperative learning; gli studenti lavorano in gruppi in attività strutturate secondo determinati criteri.

#### II. ISTRUZIONE BASATA SULLA LEZIONE VERSO L'APPRENDIMENTO CENTRATO SULLO STUDENTE

##### A. La lezione tradizionale

La maggior preoccupazione didattica di molti docenti è il completamento del programma e minore enfasi viene posta su quanto sia significativo e stabile nella memoria ciò che gli studenti apprendono. A seconda di quanto lo studente è coinvolto nel processo di apprendimento, possiamo riconoscere diverse strategie didattiche. Nella lezione "ex cathedra", tradizionale dell'insegnamento universitario, il docente fornisce informazioni da apprendere e lo studente è coinvolto soprattutto nello sforzo di seguire la spiegazione e di prendere appunti. Ricerche condotte sulla sua efficacia smentiscono che la lezione sia un modo efficiente di trasmettere informazioni in modo accurato [2]. Di circa

5000 parole ascoltate in 50 minuti di lezione, gli studenti ne appuntano circa 500 e in media trascrivono circa il 90% delle informazioni scritte dal docente sulla lavagna. Lo studio di Johnstone considera la capacità della memoria di lavoro (Working memory capacity) e la dipendenza o l'indipendenza dal campo (Field dependence/independence; FD/FI). FD/FI è una misura psicologica standard che evidenzia tra l'altro, l'abilità di una persona di separare le informazioni essenziali dal resto; un pò come separare il "segnale" dal "rumore" [3]. Inoltre, nello studio citato viene considerato il numero totale di unità di informazione trascritte dallo studente. L'unità di informazione è definita come il più piccolo blocco di conoscenza che ha senso come asserzione a se stante. L'analisi del numero totale di parole registrate, il numero totale di unità di informazione appuntate e la loro completezza mostra che c'è una relazione con la capacità della memoria di lavoro: studenti con bassa capacità della memoria di lavoro registrano circa lo stesso numero di parole appuntate dagli studenti con elevata capacità della memoria di lavoro, ma la qualità e la completezza di quanto scritto, è minore. La correlazione tra FD/FI e appunti presi è analoga, ma se si considerano le unità di informazione e la loro completezza, si vede che gli studenti FI registrano informazioni più complete e significative. In sostanza, la lezione tradizionale favorisce di più gli studenti maggiormente dotati.

Anche gli studenti che sono più dotati hanno però difficoltà a sostenere l'attenzione e l'interesse vivi per una intera ora o più; dopo circa 10 minuti, l'attenzione comincia a calare. Un altro studio ci dice che immediatamente dopo una lezione (di 50 minuti), gli studenti ricordano circa il 70% di quanto presentato nei primi 10 minuti, e il 20% del contenuto presentato negli ultimi 10 minuti [4]. E' vero quanto Bodner afferma: "insegnare e apprendere non sono sinonimi: possiamo insegnare e insegnare bene - senza che gli studenti imparino" [5].

Possiamo riassumere gli aspetti negativi

---

(\*) Dipartimento di Scienze dei Materiali e della Terra, Facoltà di Ingegneria  
Università di Ancona

Via Breccie Bianche - 60131 Ancona.

E-mail: libero@popcsi.unian.it;

(\*\*) Department of Chemical Engineering,  
North Carolina State University, Raleigh,  
NC 27695-7905, USA.

E-mail: felder@eos.ncsu.edu

della lezione affermando che qualche volta non riguarda il processo di insegnamento e di apprendimento, ma si riduce ad un esercizio di stenografia; ha a che fare con la trasmissione di ciò che Whitehead chiama idee inerti [6]. In ultima analisi, la cosa più importante nell'insegnamento è quanto gli studenti imparano frequentando l'ambiente che come esperti, sappiamo creare.

### B. Il costruttivismo e l'apprendimento centrato sullo studente

Le idee dei filosofi della scienza hanno prodotto un radicale cambiamento nella natura della conoscenza scientifica. Il costruttivismo, che secondo von Glasersfeld fonda le proprie radici nel trattato *De antiquissima Italorum sapientia* (1710) di Giambattista Vico e nella teoria della cognizione di Piaget [7], propone una costruzione radicale della conoscenza. Ciò deriva dalla convinzione della impossibilità dell'individuo di conoscere la realtà oggettiva; la conoscenza viene vista come qualcosa che l'individuo costruisce nel tentativo di ordinare le proprie esperienze [8]. Driver et al. propongono una costruzione sociale dell'apprendimento scientifico; la conoscenza scientifica viene costruita quando gli studenti sono attivamente impegnati in dibattiti e attività riguardanti problemi scientifici [9]. Questa nuova concezione epistemologica della scienza è stata accompagnata da (e forse ha prodotto) una nuova concezione sulla natura dell'apprendimento. La visione della psicologia del comportamento, centrale alla quale era la struttura stimolo-risposta, è rimpiazzata dalla psicologia cognitiva: lo studente è attivamente coinvolto nella costruzione della conoscenza. "Il modello costruttivista può essere sintetizzato in una singola frase: *La conoscenza è costruita nella mente di colui che impara.*" [5]. La costruzione di nuova conoscenza avviene mediante l'osservazione ragionata di eventi, interpretata e mediata attraverso concetti che già possediamo. Secondo David Ausubel, "Il fattore singolarmente più importante che influenza l'apprendimento è ciò che lo studente già conosce. Accerta questo e insegna in accordo." [10].

La costruzione della conoscenza può essere perciò vista come un processo dinamico aperto alla competizione intellettuale; un insieme di progressive transizioni tra modelli aventi un differente grado di capacità esplicativa, che incoraggiano la ristrutturazione concettuale attraverso conflitti cognitivi [11]. Il costruttivismo non è soltanto una teoria della conoscenza, ma propone una propria concezione della verità e della relazione tra conoscenza e realtà [12]; rispetto a questa concezione non vogliono prendere posizione.

Secondo Vygotsky [13], lo sviluppo cognitivo è un processo sociale e la capacità di ragionare aumenta nell'interazione con i propri pari e con persone maggiormente esperte. Lo scopo di lavorare in gruppi è anche quello di sviluppare abilità nel ragionamento critico.

### III. L'APPRENDIMENTO COOPERATIVO: DEFINIZIONE

L'apprendimento cooperativo (Cooperative Learning, CL) è un processo di istruzione che coinvolge gli studenti nel lavoro di gruppo per raggiungere un fine comune. Un esercizio di apprendimento in gruppo si qualifica come CL se sono presenti i seguenti elementi [14]:

1 - *Positiva interdipendenza.* I membri del gruppo fanno affidamento gli uni sugli altri per raggiungere lo scopo. Se qualcuno nel gruppo non fa la propria parte, anche gli altri ne subiscono le conseguenze. Gli studenti si devono sentire responsabili del loro personale apprendimento e dell'apprendimento degli altri membri del gruppo [15].

2 - *Responsabilità individuale.* Tutti gli studenti in un gruppo devono rendere conto per la propria parte del lavoro e di quanto hanno appreso. Ogni studente, nelle prove di esame, dovrà rendere conto personalmente di quanto ha appreso.

3 - *Interazione faccia a faccia.* Benché parte del lavoro di gruppo possa essere spartita e svolta individualmente, è necessario che i componenti il gruppo lavorino in modo interattivo, verificandosi a vicenda la catena del ragionamento, le conclusioni, le difficoltà e fornendosi il feedback. In questo modo si ottiene anche un altro vantaggio: gli studenti si insegnano a vicenda. Questa opportunità viene elencata nei Comandamenti Educativi da Johnstone [16].

4 - *Uso appropriato delle abilità nella collaborazione.* Gli studenti nel gruppo vengono incoraggiati e aiutati a sviluppare la fiducia nelle proprie capacità, la leadership, la comunicazione, il prendere delle decisioni e difenderle, la gestione dei conflitti nei rapporti interpersonali.

5 - *Valutazione del lavoro.* I membri, periodicamente valutano l'efficacia del loro lavoro e il funzionamento del gruppo, ed identificano i cambiamenti necessari per migliorarne l'efficienza.

#### A. Le forme di CL

Gli esperti in CL distinguono tra *cooperative learning informale* — esercizi brevi sottoposti in classe a gruppi non fissi di due o più studenti — e *cooperative learning formale* — esercizi più lunghi e impegnativi sottoposti a gruppi di studenti che lavorano insieme per una parte significativa del corso. I risultati didattici

derivanti da ciascuna di queste categorie sono efficaci. Nei paragrafi che seguono verranno presentati alcuni esercizi; per una lista più completa, riferirsi alla bibliografia [17-20].

Nel CL informale, viene chiesto agli studenti di mettersi insieme a vicini di posto, in gruppi di 2 - 4 persone e si assegna il compito di scrivere ad uno scelto a caso (gli studenti si contano, 1, 2, 3, ... e il docente assegna il compito: "il numero 2 di ogni gruppo scriverà questo esercizio"). Il docente propone poi una questione o un problema, dando agli studenti un tempo compreso tra 30 secondi fino a 5 minuti per lavorare e soltanto a quello scelto è permesso scrivere; allo scadere del tempo chiede ad alcuni studenti, appartenenti a gruppi diversi, la risposta elaborata dal proprio gruppo. La questione può riguardare spiegazioni precedenti, impostare la soluzione di un problema, completare dei passaggi mancanti in un procedimento di calcolo o in una procedura sperimentale o l'analisi di dati, formulare una spiegazione su una osservazione sperimentale, ipotizzare una serie di cause, riassumere una lezione, generare una o due domande sugli argomenti relativi ad una certa lezione, elencare i possibili difetti di un esperimento o di un progetto industriale, o rispondere a domande che il docente normalmente chiede alla classe durante una spiegazione. Una variante a questo metodo è la coppia che ragiona insieme (think-pair-share), dove il docente chiede prima di formulare individualmente delle risposte, e poi di mettersi insieme a coppie, per sintetizzare una risposta, mettendo insieme le risposte individuali. Poi ad alcuni studenti, appartenenti a coppie diverse sarà chiesto di fornire le loro risposte.

Richiedere la risposta ad alcuni studenti rafforza l'idea della responsabilità personale ed è una caratteristica essenziale di questo approccio. Se il docente chiede a dei volontari, gli studenti hanno pochi incentivi per partecipare attivamente, non avendo nulla da perdere se restano passivi. Se invece sanno che chiunque può essere chiamato, il desiderio di evitare il conseguente imbarazzo, motiverà la maggior parte ad avere pronta la miglior risposta possibile.

Nel CL formale, gli studenti lavorano in gruppi su problemi, su progetti o su relazioni di laboratorio. Il lavoro può essere fatto tutto o in parte in classe, o fuori della classe. Una interdipendenza positiva si ottiene assegnando ruoli differenti a differenti membri del gruppo, fornendo un training specifico nei differenti aspetti del progetto ai diversi membri del gruppo e assegnando a caso a ciascuno studente una relazione su una parte del progetto. Poi si da un giudizio ad ogni differente relazio-

ne, valutando anche il progetto del gruppo in modo complessivo. L'impegno individuale viene assicurato esaminando ogni studente su ogni aspetto del progetto elaborato dal gruppo. Altre tecniche per raggiungere questi e gli altri tre elementi del CL, saranno discussi nel paragrafo che illustra come mettere in pratica questa tecnica.

## B. Gli studi sul CL

Centinaia di studi hanno dimostrato che quando correttamente applicato [21], l'apprendimento cooperativo è superiore all'istruzione tradizionale poiché migliora l'apprendimento, facilita lo sviluppo di abilità cognitive di alto livello e l'attitudine a lavorare con gli altri; aiuta gli studenti a costruire la confidenza nelle proprie capacità, preparandoli così all'ambiente di lavoro che probabilmente incontreranno nella vita professionale [22-24]. E' stato dimostrato che l'apprendimento cooperativo produce nello studente una comprensione più approfondita che viene maggiormente ritenuta nel tempo [25]. In un convincente studio riguardante l'apprendimento della fisica generale in un corso con molti studenti, Heller et al. dimostrano che l'approccio cooperativo è efficace per migliorare le capacità individuali nella risoluzione dei problemi di fisica per tutti gli studenti [26].

Uno di noi ha condotto un esteso studio longitudinale: la tecnica dell'apprendimento cooperativo è stata utilizzata sugli stessi studenti in cinque insegnamenti semestrali consecutivi nel corso di laurea in ingegneria chimica [18]. I risultati ottenuti nello studio sono stati riportati in una serie di articoli [23, 27-30]. Rispetto al gruppo di studenti di controllo ai quali è stato insegnato in modo tradizionale, gli studenti nel gruppo sperimentale hanno avuto una probabilità maggiore di ottenere la laurea in ingegneria chimica (gruppo sperimentale = 85%, gruppo di controllo = 68%) e in un numero sensibilmente minore hanno abbandonato gli studi (gruppo sperimentale = 4%, gruppo di controllo = 11%). Forti evidenze basate su episodi scolastici suggeriscono che il gruppo sperimentale è stato superiore al gruppo di controllo rispetto allo sviluppo di abilità cognitive di alto livello, alla comunicazione e al lavoro di gruppo. Gli studenti del gruppo sperimentale hanno espresso una valutazione significativamente superiore sulla qualità del corso e in numero maggiore hanno espresso la loro intenzione di proseguire gli studi in ingegneria chimica (più del doppio, rispetto al gruppo di controllo).

Certamente non tutti gli studi sul CL riportano risultati positivi [31] e i maggiori esperti avvertono delle difficoltà sull'uso del metodo e sui pericoli di usarlo male

[20, 22]. Non di meno, una schiacciante quantità di evidenze riportate nella letteratura evidenziano che se le cinque condizioni del CL sono soddisfatte e se il docente prende le misure necessarie per minimizzare e superare la resistenza degli studenti a questo approccio [32], il miglioramento nell'apprendimento che si ottiene, ampiamente ne giustifica gli sforzi. Vengono riportati tre riferimenti che riepilogano molta della ricerca fatta sul CL [24].

## IV. METTENDO IN PRATICA L'APPRENDIMENTO COOPERATIVO: ISTRUZIONI PER L'INSEGNANTE

L'apprendimento cooperativo è una tecnica di insegnamento centrata sullo studente che interagisce con altri studenti. Si può prevedere una qualche ricompensa (bonus, che vengono alla fine considerati nella valutazione) ai gruppi che operano con più impegno e ottengono risultati migliori. La competizione viene spostata dagli individui ai gruppi, e nel gruppo, gli studenti sono attivamente impegnati in attività che costruiscono la conoscenza. Si potrebbe obiettare che mettendo in pratica questo metodo, l'insegnante diminuisce il proprio controllo sulla classe. In parte questo è vero, ma è uno dei modi di guardare al problema. E' sempre il docente che propone i problemi da risolvere, che fissa i tempi, che fornisce gli spunti ai gruppi che lo richiedono, che stabilisce chi deve rispondere, e così via. Nell'insegnamento, ci sono problemi ben più gravi di questo; è una grande delusione constatare a volte in qualche studente l'assenza della comprensione concettuale. Se questo metodo viene correttamente applicato, la maggiore conoscenza appresa dagli studenti colmerà qualunque sensazione negativa che alle volte possiamo percepire.

Benché risulti vantaggioso, il metodo CL può comportare alcuni pericoli e per evitarli, vanno prese delle precauzioni. La prossima sezione accenna ad entrambe; una discussione più completa può essere trovata in letteratura [19, 20, 23, 32].

### A. La resistenza degli studenti

La maggior parte degli studenti riconosce il miglioramento nell'apprendimento che risulta dal metodo CL; tuttavia gli studenti non sono abituati a lavorare in gruppo, sia in classe che fuori e spesso, all'inizio alcuni mostrano un risentimento verso questo approccio. Gli studenti hanno una varietà di stili di apprendimento e nessun approccio didattico può essere ottimale per ciascuno [33].

Woods [34] osserva che quando gli studenti vengono forzati a farsi carico di maggiori responsabilità verso la loro preparazione, essi sperimentano le sensazioni

psicologiche associate al trauma: 1. Shock; 2. Negazione; 3. Forte emozione; 4. Resistenza e fuga; 5. Accettazione; 6. Lotta ed esplorazione; 7. Ritorno della confidenza; 8. Integrazione e successo. La successione degli atteggiamenti riportata trova analogie con lo schema dello sviluppo cognitivo ed etico nei 9 livelli di Perry [35]. La resistenza al CL che si può percepire in alcuni studenti fa parte del processo di maturazione dalla dipendenza all'autonomia intellettuale. Questa iniziale resistenza può essere minimizzata se l'istruttore spiega i benefici riconosciuti dalle ricerche a questo metodo (inclusi voti più alti ottenuti all'esame). Felder e Brent [20, 32] offrono una varietà di risposte efficaci alle osservazioni e alle lamentele degli studenti. Quando un istruttore usa il CL in una classe non abituata a questo metodo, quelli che non lo amano di solito esprimono vivacemente i loro sentimenti mentre gli altri rimangono in silenzio e il docente può erroneamente concludere che il metodo stia fallendo ed è tentato di ritornare alla solita lezione. Quando però tutti gli studenti hanno espresso il loro parere, risulta che la maggior parte sono soddisfatti con il lavoro di gruppo e fortemente si oppone al ritorno a metodi di istruzione più tradizionali. Perciò, una buona pratica è chiedere agli studenti a circa metà del corso (non prima) il loro parere circa il funzionamento dei gruppi. La valutazione a metà corso è probabile che risulti simile a quella ottenuta alla fine di un corso di chimica all'Università di Ancona: attraverso un questionario, è stato chiesto agli studenti di esprimere un giudizio sul metodo cooperativo. 41 studenti hanno espresso il loro parere su questa tecnica; tutti la valutano in modo positivo: 31 la useranno anche in altri corsi, 2 non la useranno mai più e i rimanenti la useranno se troveranno altri studenti per formare il gruppo. Se il docente viene confortato dal giudizio degli studenti, e con metà del corso ancora a disposizione, si sentirà incoraggiato a continuare e troverà risposte efficaci per quei pochi studenti che si lamentano circa il lavoro di gruppo.

### B. Attività informali in classe

Una suddivisione del tempo in classe tipica di chi adotta questo metodo consiste nel dedicare il 10-25% all'apprendimento attivo (gli studenti lavorano da soli o in gruppo) e il resto alle usuali spiegazioni e alla risoluzione di problemi da parte del docente. Molte delle attività CL informali dovrebbero consistere nella formulazione da parte degli studenti di brevi risposte a domande o a risolvere esercizi o parte di problemi (vedi sezione III. A) nel tempo tra 30 secondi e 5 minuti. Dare un tempo più lungo di 5 minuti ai gruppi per com-

pletare la risoluzione di problemi è generalmente inefficace: alcuni gruppi finiscono prima e di conseguenza sprecano tempo, altri si distraggono e qualche gruppo spende del tempo a risolvere problemi in modo sbagliato.

Poiché una parte del tempo a disposizione per la lezione viene spesa nel lavoro di gruppo, è necessaria una riorganizzazione del materiale che costituisce il programma. Alcune parti possono essere condensate, magari fornendo agli studenti una copia dei lucidi che usiamo per la lezione, così gli studenti risparmiano il tempo che normalmente spendono a ricopiare il materiale e la lezione. Il tempo della lezione viene dedicato alle parti più importanti o a quelle che richiedono un maggiore sforzo concettuale, lasciando agli studenti il compito di fare il resto da soli. Se agli studenti verrà trasmesso un programma dettagliato degli argomenti di esame, essi saranno in grado di preparare anche quelle parti non affrontate a lezione. Se ad esempio vengono proposti alcuni problemi particolarmente impegnativi, e per coinvolgere gli studenti ad impegnarsi si “minaccia” di mettere qualcuno di questi problemi nel compito di esame, e poi lo si fa, gli studenti capiscono che facciamo sul serio e si impegnano di conseguenza. Usando questi accorgimenti, si è in grado di finire il programma e mettere in pratica il metodo CL.

Alcune volte nell’arco di un corso, l’istruttore potrebbe voler ritornare sopra un esempio particolarmente importante o sopra un concetto o un passaggio nel testo — un passaggio che lega insieme importanti concetti fondamentali per una parte significativa del corso. Per massimizzare la probabilità che gli studenti comprendano l’esempio o il passaggio, il docente può dedicare gran parte dell’ora a disposizione al lavoro dei gruppi sull’argomento. La struttura CL chiamata *thinking-aloud pair-problem-solving* (TAPPS) [36] si presta bene a questo proposito. Gli studenti si raggruppano in coppie all’inizio della lezione e da soli si assegnano il ruolo (a) ad uno e (b) all’altro, senza sapere il significato delle due lettere. L’istruttore poi assegna l’esempio o il passaggio del testo e informa che lo studente (a) è colui che spiega, mentre (b) è quello che pone le domande (o viceversa). Il compito di colui che spiega è di spiegare l’esempio, passaggio per passaggio o il passaggio, frase per frase. Lo studente che ha il ruolo di porre le domande, chiede spiegazioni quando qualcosa non è chiaro, suggerendo a colui che spiega di prendere appunti sul ragionamento svolto, se si ritrovano in silenzio, e offrendo spiegazioni se lo studente (a) non sa andare avanti. Durante il processo l’istruttore circola tra

i gruppi, osservandoli al lavoro, ponendo domande e offrendo aiuto, se richiesto.

Dopo 5-10 minuti, il docente ferma gli studenti e chiama due o tre tra quanti avevano il compito di porre le domande per spiegare alla classe l’esempio o il passaggio, fino al punto in cui son giunti e, se necessario, fornisce ulteriori spiegazioni e chiarificazioni. Gli studenti poi scambiano i loro ruoli e continuano a lavorare dal punto in cui erano giunti. Dopo altri 10 minuti l’istruttore ferma gli studenti e raccoglie le risposte da due o tre gruppi differenti. Alla fine della lezione gli studenti capiscono l’esempio o il passaggio molto meglio di quanto potrebbero se il docente lo avesse semplicemente spiegato.

Il resto dei nostri suggerimenti riguarda le attività CL formali.

### C. Regole per la formazione dei gruppi CL formali

I gruppi CL formali dovrebbero essere composti da studenti con diversi livelli di abilità. Tutti gli studenti beneficiano da tale organizzazione: gli studenti più deboli hanno il beneficio di essere aiutati dai loro compagni maggiormente dotati, e gli studenti più preparati (che sono in genere quelli inizialmente ostili al lavoro di gruppo) forse ne traggono un beneficio maggiore consistente nella “prova cognitiva” di imparare, insegnando. Come ogni professore sa, anche quando si comprende un argomento, l’esercizio di formulare spiegazioni, pensare a degli esempi e rispondere alle domande, permette un approfondimento della comprensione non raggiungibile in altro modo. I gruppi interamente formati dai migliori studenti è probabile che si dividano il lavoro e completino la loro parte separatamente piuttosto che funzionare come un vero gruppo. Siccome non hanno la necessità di spiegare ad altri, essi non ottengono il beneficio dell’apprendimento profondo che deriva dalla prova cognitiva.

Un’altra regola per la formazione dei gruppi è che i membri delle minoranze di razza o di sesso non devono essere in minoranza nei gruppi, specialmente se il corso fa parte del primo biennio degli studi universitari. Gli studenti appartenenti alle minoranze tendono ad assumere un ruolo più passivo all’interno dei gruppi, o per loro scelta o perché forzati in questo ruolo dai loro compagni; il gruppo perderebbe perciò molti dei benefici dell’apprendimento CL. Se ad esempio le donne sono una minoranza tra gli iscritti al corso di chimica, gruppi formati da tutti uomini, tutte donne, un numero pari tra i due sessi o una maggioranza di donne, sono accettabili, ma gruppi con più uomini che donne devono essere evitati.

Entrambe queste regole — livelli misti di

abilità e evitare che le minoranze siano minoranza nei gruppi — indicano che l’istruttore deve formare i gruppi piuttosto che lasciare agli studenti il compito di organizzarsi, e certamente le ricerche in letteratura appoggiano questa conclusione. Quando gli studenti formano i gruppi, gli amici tendono a mettersi insieme e i migliori studenti si cercano a vicenda. Una buona maniera per formare i gruppi è quella di formare dei gruppi provvisori a caso, di pratica, per le prime tre settimane di un corso, fare una prova scritta durante questo periodo e usare i risultati come indicatori di abilità per formare i gruppi permanenti. Se gli studenti obiettano perché assegnati ad un certo gruppo, una risposta efficace è quella di sottolineare che quando andranno nel mondo del lavoro non avranno la possibilità di scegliere con chi lavorare: tanto vale abituarsi fin da ora a questa realtà.

Nella letteratura non c’è unanime consenso nel numero dei componenti il gruppo. Fraser et al. [37] riportano di due studi; in uno, il gruppo è formato da due studenti e nell’altro il numero dei studenti è di due, tre e quattro e confrontano i risultati ottenuti dagli studenti nei gruppi con studenti che studiano in maniera individuale. La conclusione di questo studio è che i risultati ottenuti nei gruppi sono superiori alle prestazioni individuali e il tempo impiegato nello studio nei gruppi è più produttivo. I gruppi con tre studenti vanno meglio dei gruppi composti da un numero diverso di studenti. Gruppi formati da tre studenti vengono considerati ottimali anche nella risoluzione di problemi di fisica [38] e nel fare le relazioni su esperienze di laboratorio [39].

### D. La necessità di sfide adeguate

Questo metodo, per dare tutti i suoi frutti, richiede che gli studenti affrontino problemi più difficili: devono, per quanto possibile, operare nella “zona dello sviluppo prossimale” [40]. Gli studenti, lavorando in gruppo secondo i ruoli illustrati più avanti, hanno la capacità di risolvere problemi più difficili rispetto ai problemi che vengono proposti per la soluzione individuale. Le loro capacità logiche e cognitive devono essere messe alla prova. Quando chiedono il nostro aiuto, il nostro compito non è quello di fornire la soluzione al problema, ma dare dei suggerimenti sulle strategie del problem solving; la nostra funzione è quella di facilitare la loro personale acquisizione delle abilità cognitive. Ad esempio, chiediamo come è stato rappresentato il problema; se il problema sia stato suddiviso in sottoproblemi più facilmente risolvibili; spesso gli studenti, per superare l’ostacolo rappresentato dal problema non immediatamente

risolvibile, ricorrono a delle assunzioni che risultano quasi sempre sbagliate: se chi ci chiede aiuto ha fatto ricorso a qualche assunzione, comunemente chiediamo loro di dimostrarne la correttezza o di confutarla [41]. In questo modo creiamo negli studenti un conflitto cognitivo che può essere di aiuto a formulare una nuova e migliore rappresentazione del problema, perché derivata dal confutare quella precedente che è risultata sbagliata. Naturalmente dobbiamo suggerire, quando appropriato, strategie generali del problem solving.

### E. Facilitare la positiva interdipendenza

Diversi metodi vengono usati per incoraggiare o anche forzare i membri del gruppo a fare affidamento uno nell'altro. Uno è quello di assegnare differenti ruoli a ogni membro del gruppo (coordinatore, colui che prende nota, controllore, ecc.) e di ciò riferiremo più avanti. Un altro è quello di usare la struttura "a puzzle", in cui ad ogni membro del gruppo viene fornita una preparazione specializzata in un certo aspetto del lavoro del gruppo. In esperienze di laboratorio, ad esempio, differenti membri del gruppo possono ricevere un tirocinio extra nei differenti aspetti dell'esperienza: nelle apparecchiature sperimentali, nelle procedure sperimentali, nell'analisi dei dati sperimentali e nelle basi teoriche dell'esperimento. Per ricevere un voto alto, la relazione finale deve riflettere le competenze di ogni membro del gruppo. I benefici nell'apprendimento saranno maggiori se ogni studente viene individualmente esaminato in tutti gli aspetti dell'esperimento, così che ogni esperto deve trasmettere la propria competenza agli altri membri del proprio gruppo.

Una maniera per incoraggiare gli studenti a dare il meglio promovendo così una positiva interdipendenza tra i membri del gruppo è di dare dei bonus ai gruppi i cui membri, nel compito scritto individuale prendono un buon voto medio.

### F. I ruoli individuali nei gruppi

In un gruppo di tre, ci si aspetta che ciascun membro rivesta uno dei seguenti ruoli [42]: 1) leader; 2) scettico; 3) controllore. Durante la discussione nel gruppo, ogni componente ha la responsabilità di prendere in considerazione questioni che vengono sollevate da un altro membro e che sono rilevanti o pertinenti rispetto al ruolo che esso riveste. Ogni membro del gruppo deve sentire l'obbligo di aiutare il gruppo a lavorare efficacemente, senza perdere tempo. E' necessario fornire agli studenti una traccia per definire le responsabilità e una guida per la discussione.

**22** *Leader/Coordinatore.* Le responsabilità del coordinatore sono: i) organizzare la prossima riunione del gruppo; ii) presie-

dere e facilitare la discussione nel gruppo; iii) mantenere l'attenzione del gruppo focalizzata sulla soluzione del compito; iv) incoraggiare il gruppo ad affrontare il problema secondo una successione di stadi; v) incoraggiare la partecipazione di tutti i membri del gruppo nel processo di problem solving.

Vengono esemplificate alcune domande che il leader può porre o commenti appropriati che il coordinatore può fare. Ciascuno spieghi o sintetizzi il testo del problema. Possiamo usare un diagramma o ricorrere ad uno schema per chiarire il problema o una parte di esso? Qual è l'incognita o cosa richiede il problema? Elenchiamo le ipotesi, le assunzioni e le difficoltà. Concentriamoci sul problema. Elenchiamo tutti i metodi possibili di risoluzione. Qual è l'algoritmo più generale che permette la soluzione di questo problema? Possiamo considerare questo punto quando specifichiamo nel dettaglio la successione dei passaggi. Passiamo al prossimo stadio. In che maniera puoi difendere questa tua convinzione?

*Scettico.* Lo scettico pone frequentemente domande rispetto al procedimento di soluzione del problema, cerca spiegazioni e chiede valutazioni. Non si accontenta di "sì" o "no", ma ricorda che l'enfasi deve essere posta sul "perché" o sul "come" e sulle relazioni con informazioni e algoritmi precedentemente noti. E' compito dello scettico stimolare il gruppo nella ricerca di soluzioni alternative.

Le responsabilità dello scettico sono: i) porre domande sulla ragione per cui si esegue un certo passaggio o si segue una particolare direzione nel tentativo di risolvere il problema; ii) cercare di pensare e proporre soluzioni alternative al problema; iii) determinare il numero di cifre significative in ogni calcolo; iv) stabilire se il risultato in un certo passaggio ha senso o meno; v) focalizzare o identificare ogni assunzione fatta nella risoluzione del problema, dimostrando la correttezza o la falsità dell'assunzione considerata.

Vengono esemplificate alcune domande che lo scettico può porre o commenti appropriati che lo scettico può fare. Perché stiamo facendo questo passaggio? Come può la risposta a questo passaggio permetterci di giungere ad una soluzione accettabile del problema? Prima di fare questo passaggio, dobbiamo considerare questo punto. Abbiamo bisogno di tutte queste cifre significative? Dobbiamo usare un numero maggiore di cifre significative? La nostra risposta ha senso? Come mai non è in accordo con la nostra stima? Quali assunzioni abbiamo fatto nella risoluzione di questo problema?

*Controllore.* Le responsabilità del controllore sono: i) controllare se tutti i dati e le

informazioni del testo (anche quelle derivanti da inferenze) sono state considerate; ii) tenere traccia della discussione del gruppo; iii) scrivere la soluzione del problema con tutti i passaggi e far controllare agli altri membri del gruppo la stessa; iv) incoraggiare gli altri membri del gruppo a fare la verifica; v) preparare una versione "in bella" della soluzione del problema per il professore.

Vengono esemplificate alcune domande che il controllore può porre o commenti appropriati che il controllore può fare. Il libro di testo potrebbe aiutarci? Quali altre fonti di informazioni che ci possono essere utili? Ciascuno nel gruppo dovrebbe controllare questo calcolo. Prima che scrivo la soluzione, siamo tutti d'accordo sul procedimento? Come possiamo fare la verifica? E' necessario dimostrare la validità di questa assunzione.

In un gruppo di quattro, un ruolo ulteriore è quello del "revisore", con la responsabilità di verificare che quanto preparato da chi prende nota sia privo di errori.

### G. Promuovere la piena partecipazione nel processo problem solving

C'è sempre il problema che qualcuno si limiti a copiare. Che fare? Intanto è necessario sottolineare sin dalla prima lezione che gli studenti sono responsabili del loro apprendimento. Poi va ricordato che le prove scritte di esame sono individuali, e gli studenti che partecipano attivamente al lavoro di gruppo hanno maggiori probabilità di superare l'esame scritto. Se ad ogni soluzione proposta dal gruppo richiediamo di scrivere i nomi nel foglio e controlliamo che i ruoli ogni volta siano stati ruotati, renderemo difficile la vita a chi non vuole impegnarsi. Naturalmente cercheremo di scoraggiare la pratica del copiare per quanto possibile, ad esempio assegnando i posti nella prova scritta con il criterio di tenere lontani tra loro i membri dello stesso gruppo.

### H. Conflitti interpersonali all'interno dei gruppi

Adottando questo metodo, all'interno dei gruppi si origina una nuova dinamica; nuove e più profonde relazioni si stabiliscono tra i membri del gruppo e alle volte si originano dei conflitti. Se il lavoro del gruppo non è fortemente finalizzato al lavoro didattico, studenti poco motivati possono prendere il controllo del gruppo. Tra i nostri compiti dobbiamo considerare la gestione delle eventuali difficoltà che alle volte gli studenti incontrano lavorando nei gruppi.

Nella nostra esperienza, non abbiamo mai incontrato problemi interpersonali insolubili. Comunque è bene dichiararsi disponibili a dialogare e a risolvere con i membri

del gruppo questi problemi.

### **I. Valutazione da parte degli studenti del funzionamento del gruppo**

Uno degli elementi essenziali del CL formale è la valutazione periodica che gli studenti fanno del buon funzionamento del loro gruppo, identificando i problemi e suggerendo soluzioni. La loro tendenza naturale è quella di evitare di confrontarsi con i problemi e la maggior parte degli studenti farà l'opposto, solo se forzata. Ogni poche settimane ai gruppi dovrebbe essere richiesto di scrivere e consegnare le loro risposte a queste tre domande: (1) *Che cosa come gruppo riusciamo a fare bene?* (2) *Che cosa potremo fare meglio?* (3) *C'è qualcosa che in futuro faremo in modo differente?* L'atto di formulare risposte a queste domande spesso inizia delle discussioni tra i membri del gruppo circa problemi interpersonali di vario tipo e queste discussioni possono mettere in allerta l'istruttore circa potenziali disfunzioni nei gruppi. Questi problemi possono essere risolti o dagli studenti stessi o con l'intervento del docente.

### **J. Sciogliere e riformare i gruppi**

Alcuni gruppi semplicemente non possono funzionare. Talvolta uno studente rifiuta di cooperare — spesso è assente agli incontri del gruppo, arriva agli incontri impreparato/a, non svolge i compiti per i quali era responsabile. Alle volte uno studente è costretto a fare tutto il lavoro e non ottiene cooperazione dagli altri membri del gruppo. Talvolta i conflitti interpersonali tra i membri del gruppo raggiungono un punto vicino alla violenza, o peggio, la raggiungono e nulla di quanto il docente suggerisce migliora la situazione. Un approccio che abbiamo trovato efficace è quello di dire agli studenti a metà del corso che i gruppi saranno sciolti e riformati in modo diverso, a meno che da ogni membro del gruppo otteniamo una dichiarazione firmata che essi desiderano rimanere insieme e in tal caso lo possono fare. La nostra esperienza è che quasi tutti desiderano restare insieme; le eccezioni possono essere costituite da quei gruppi che insieme comunque non possono funzionare. L'esperienza sperimentata in tali gruppi è così spiacevole, che gli studenti nel nuovo gruppo cambiano il loro comportamento.

Raccomandiamo anche di dare agli studenti come ultima risorsa la facoltà di espellere un membro del gruppo che rifiuta di cooperare o di lasciare un gruppo quando gli altri membri rifiutano di cooperare. I membri del gruppo che sono determinati ad espellere un membro e lo studente che si propone di lasciare il gruppo devono prima mandare un avviso scritto annunciando le loro intenzioni e farne avere una co-

pia all'istruttore. Il gruppo dovrà poi incontrarsi nell'ufficio dell'istruttore per discutere la situazione. Se il membro o i membri non cooperativi non cambiano il loro comportamento o rifiutano di partecipare all'incontro, l'azione minacciata diventa operativa. Lo studente che viene espulso o che lascia il gruppo, deve trovare un altro gruppo di tre disposto ad accettarlo come quarto membro. Nella nostra esperienza, molto raramente un gruppo si scioglie per altre ragioni; di solito gli studenti risolvono i problemi tra loro o con l'aiuto dell'istruttore. Le capacità che essi sviluppano nel processo cooperativo sono almeno importanti e utili quanto la conoscenza tecnica e le abilità acquisite nel corso; probabilmente diventano più importanti dopo il termine degli studi.

### **V. L'USO DEL CL PER INSEGNARE ABILITA' NEL PROBLEM SOLVING**

Gli studenti apprendono la risoluzione dei problemi chimici attraverso gli esempi svolti dal docente. L'esperto risolvendo i problemi non riesce a cogliere le difficoltà sperimentate dallo studente che deve ordinare il ragionamento secondo una logica nuova e deve rendere a se stesso familiari nuovi processi cognitivi. L'insegnamento e l'apprendimento di tecniche problem solving attraverso esempi non sempre è efficace; indirettamente questo fatto viene dimostrato da studi che dimostrano che la capacità di risolvere i problemi non implica la comprensione teorica dei principi chimici coinvolti [43].

Esistono condizioni favorevoli all'apprendimento quando una persona deve confrontarsi con un problema per risolvere il quale non sono disponibili procedure note. Facendo lavorare gli studenti in piccoli gruppi, si fornisce loro l'opportunità di spiegare, di confutare, di difendere le loro convinzioni; questo è un processo che in modo attivo favorisce l'apprendimento. E' stato adottato un metodo problem solving per favorire l'analisi del problema in modo sistematico secondo quattro distinti stadi [44]. Continuamente è stato sottolineato che la soluzione del problema deriva dalla sua comprensione concettuale. Dopo il testo del problema, venivano riportate le seguenti istruzioni:

*Ragiona* in modo qualitativo sullo svolgimento, prima di sviluppare l'algoritmo.  
*Stima* il risultato numerico, prima di fare i calcoli.

*Prova* (vera o falsa) l'assunzione, il passaggio, la formula, ...

*Verifica* il risultato numerico, per essere certo che sia corretto.

*Spiega* perché il ragionamento è corretto.

*Formula* un problema più difficile sullo stesso argomento.

Sebbene questo approccio alla risoluzione

dei problemi possa essere insegnato nella classe tradizionale, esso viene trasmesso in modo più efficace nella dinamica di un gruppo. Alcuni studenti più facilmente di altri adottano una strategia sistematica di problem solving o riescono prima di altri a comprenderla e metterla in pratica con successo. Quando essi fanno questo ripetutamente come membri di un gruppo CL, gli altri studenti vengono esposti a questa strategia di risoluzione ed è probabile che qualcun altro, apprezzandone i benefici, incomincerà ad usarla. Anche se non è garantito che tutti gli studenti in un corso useranno un approccio sistematico alla risoluzione dei problemi, la loro percentuale sarà certamente superiore a quella che si avrebbe in un corso tradizionale. Questa percentuale verrà ulteriormente incrementata se l'istruttore fornisce adeguati feedback sulla soluzione dei problemi in classe o nel gruppo e illustra i benefici di usare un ragionamento sistematico. Soprattutto nelle prime esperienze sulla risoluzione dei problemi, è necessario raccogliere le soluzioni proposte dai vari gruppi e valutarle fornendo commenti positivi e mettendo in evidenza le cose migliori, dando suggerimenti che aiutano gli studenti a crescere.

Lo stimolo a studiare ogni giorno e un controllo indiretto della preparazione individuale è stato operato attraverso la valutazione delle mappe concettuali: quasi tutti gli studenti hanno realizzato una mappa per ogni argomento del corso di chimica generale.

### **VI. CONSIDERAZIONI FINALI**

L'apprendimento cooperativo è molto più che far lavorare studenti in gruppi e chiedere loro di scrivere una relazione sui loro sforzi. Il vero CL richiede la positiva interdipendenza tra i membri del gruppo, far sentire ogni membro del gruppo responsabile per i risultati del gruppo, avendo ciascuno almeno in parte contribuito al risultato nell'interazione faccia a faccia, aiutandoli a sviluppare le abilità di comunicazione e di rapporto interpersonale, necessarie per l'effettivo funzionamento del gruppo e, periodicamente, la valutazione da parte degli studenti del lavoro di gruppo.

Un sostanziale numero di dati riportati nella letteratura indicano che l'apprendimento cooperativo, quando viene attuato in modo appropriato è superiore all'apprendimento tradizionale attraverso la lezione e la risoluzione dei problemi attraverso esempi. Benché gli istruttori che usano il CL possano incontrare una iniziale resistenza ed anche ostilità in alcuni studenti, se essi seguono le istruzioni da tempo stabilite, come quelle riportate in questo articolo, i benefici prodotti nei loro

studenti supereranno di gran lunga le difficoltà incontrate lungo la via. La nostra speranza è di suscitare interesse per questo metodo didattico; vorremmo leggere in futuro le esperienze di qualche collega che ha messo in pratica questa tecnica. McKeachie attribuisce il successo del CL al fatto che interagendo con i propri pari, lo studente opera una maggiore elaborazione cognitiva e può ammettere e chiarire la propria confusione [45].

## Bibliografia

[1] P. Fensham, "Toward 2000 and beyond: the lessons we still need to learn", *Book of abstracts*, 14th ICCE: Brisbane, Australia, 1996, p. 2.

[2] A. H. Johnstone, W. Y. Su, "Lectures - a learning experience?", *Educ. Chem.*, 1994, **31**, 75.

[3] H. A. Witkin, D. R. Goodenough, *Cognitive styles: essence and origins. Field dependence and field independence*, International Universities Press, Inc.: New York, 1981, cap. 2; C. Gobbo, S. Morra, *Lo sviluppo mentale. Prospettive neopiagetiane*, Il Mulino: Bologna 1997, p. 57-59.

[4] J. Hartley, I. K. Davies, "Note-taking: A critical review", *Programmed Learning and Educational Technology*, 1978, **15**, 207, citato in: W. J. McKeachie, *Teaching Tips. Strategies, Research, and Theory for College and University Teachers*, 9th Ed., Lexington, MA: D. C. Heath and Co., p. 56.

[5] "Teaching and learning are not synonymous; we can teach, and teach well, without having the students learn." G. M. Bodner, "Constructivism: A Theory of Knowledge", *J. Chem. Educ.*, 1986, **63**, 873.

[6] "[...], ideas that are merely received into the mind without being utilized, or tested, or thrown into fresh combinations.", A. N. Whitehead, "The Aims of Education and Other Essays", in F. S. C. Northrop, M. W. Gros, (Eds.), *Alfred North Whitehead*, New York: The Macmillan Co., 1953, p. 87. Questo problema viene sottolineato anche da McKeachie: "[...], a major problem with the lecture is that students assume a passive, non-thinking, information receiving role.", W. J. McKeachie, *Teaching Tips. Strategies, Research, and Theory for College and University Teachers*, 9th Ed., Lexington, MA: D. C. Heath and Co., p. 68.

[7] E. von Glasersfeld, "Cognition, construction of knowledge, and teaching", *Synthese*, 1989, **80**, p. 123; "The work of Jean Piaget, the most prolific constructivist in our century, can be interpreted as one long struggle to design a model of the generation of viable knowledge", ibidem, p. 125.

[8] E. von Glasersfeld, "An Introduction to Radical Constructivism", in P. Watzlawick, (Ed.), *The Invented Reality - How Do We Know What We Believe We Know? Contributions to Constructivism*, W. W. Norton & Co., Inc.: New York, 1984, p.17-40.

[9] R. Driver, H. Asoko, J. Leach, E. Mortimer, P. Scott, "Constructing Scientific Knowledge in the Classroom", *Educational Researcher*, 1994, **23**, 5.

[10] "The most important single factor influencing learning is what the learner already knows. Ascertain this and teach him

accordingly.", D. P. Ausubel, J. D. Novak, H. Hanesian, *Educational Psychology: A Cognitive View*, 2nd ed. Holt, Rinehart and Winston: New York, 1978, come riportato in: J. D. Novak, D. B. Gowin, *Learning how to learn*, Cambridge University Press: New York, 1995, p. 40.

[11] K. Smith, D. W. Johnson, R. T. Johnson, "Can Conflict Be Constructive? Controversy Versus Concurrence Seeking in Learning Groups", *Journal of Educational Psychology*, 1981, **73**, 651; I. Lakatos, "La falsificazione e la metodologia dei programmi di ricerca scientifici", in I. Lakatos, A. Musgrave, (Eds.), *Critica e crescita della conoscenza*, Feltrinelli: Milano 1993, p. 194; M. Niaz, "Progressive Transitions from Algorithmic to Conceptual Understanding in Student Ability to Solve Chemistry Problems: a Lakatosian Interpretation", *Sci. Educ.*, 1995, **79**, 19.

[12] "I have never denied an absolute reality, I only claim, as skeptics do, that we have no way of knowing it.", E. von Glasersfeld, "A Constructivist Approach to Teaching", in L. P. Steffe, J. Gale, (Eds.), *Constructivism in Education*, Erlbaum: Hillsdale, NJ, 1995, p. 7; "Truth in constructivism, as I keep repeating, is replaced by viability. ... we cannot put any meaning to the expression 'to exist' outside our sphere of experience.", E. von Glasersfeld, "Questions and Answer about Radical Constructivism", in M. K. Pearsall, (Ed.), *Scope, Sequence, and Coordination of Secondary School Science, Vol. II, Relevant Research*, The National Science Teachers Association: Washington, 1992, p. 171.

[13] a) L. S. Vygotsky, *Pensiero e linguaggio* (a cura di E. Hanfmann, G. Vakar), Giunti Barbèra: Firenze, 1966; "La cooperazione costituisce in larga misura la colonna portante della teoria di Vygotskij", C. M. Jennings, X. Di, "L'approccio vygotkiano all'apprendimento cooperativo", in L. Dixon-Krauss, (Ed.), *Vygotskij nella classe*, Erickson: Trento, 1998, p. 112.

[14] D. W. Johnson, R. T. Johnson, "Toward a Cooperative Effort: A Response to Slavin", *Ed. Leadership*, 1989, **46**, 80; D. W. Johnson, R. T. Johnson, K. A. Smith, *Active Learning: Cooperation in the College Classroom*, Interaction Book Company: Edina, Mn, 1991, p. 1:18-20. Questa monografia e i riferimenti ivi riportati possono essere consultati dai lettori interessati alle origini del C L: dai lavori di Kurt Lewin sulla dinamica di gruppo, Morton Deutsch ha proposto una teoria basata su situazioni cooperative e competitive, poiché non c'era differenza nell'apprendimento tra gli studenti dei due gruppi. Anche: K. Lewin, "Group decision and social change", in G. E. Swanson, T. M. Newcomb, E. L. Hartley, (Eds.), *Readings in social psychology*, 2nd ed., Holt: New York, 1952, p. 330-344.

[15] "The second ingredient that is apparently needed to make cooperative learning methods instructionally effective is individual accountability.", R. E. Slavin, "When Does Cooperative Learning Increase Student Achievement?", *Psychological Bulletin*, 1983, **94**, p. 441.

[16] A. H. Johnstone, "Chemistry Teaching - Science or Alchemy?", *J. Chem. Educ.*, 1997, **74**, 262.

[17] D. W. Johnson, R. T. Johnson, K. A. Smith, *Active Learning: Cooperation in the College*

*Classroom*, Interaction Book Company: Edina, Mn, 1991.

[18] R. M. Felder, "Active-Inductive-Cooperative Learning: An Instructional Model for Chemistry?", *J. Chem. Educ.*, 1996, **73**, 832.

[19] B. J. Millis, P. G. Cottell, Jr., *Cooperative Learning for Higher Education Faculty*, Oryx Press: Phoenix, AZ, 1988.

[20] R. M. Felder, R. Brent, *Cooperative Learning in Technical Courses: Procedures, Pitfalls, and Payoffs*, ERIC Document Reproduction Service, ED 377038, October 1994. Questa monografia si trova in [http://www2.ncsu.edu/effective\\_teaching/](http://www2.ncsu.edu/effective_teaching/).

[21] "I am becoming increasingly concerned about a widespread belief that all forms of cooperative learning are instructionally effective. This is emphatically not the case", R. E. Slavin, "Cooperative learning and student achievement", *Ed. Leadership*, 1988, **47**, 31; "The current interest in cooperative learning stems from two broad forces: (1) the recognition that competitive educational environments encourage students to compete with one another rather than learn in a cooperative fashion and (2) evidence that suggests that cooperative learning, when properly implemented, has the potential for contributing positively to academic achievement, social skills, and self-esteem.", M. L. Manning, R. Lucking, "The What, Why, and How of Cooperative Learning", in M. K. Pearsall, (Ed.), *Scope, Sequence, and Coordination of Secondary School Science, Vol. II, Relevant Research*, The National Science Teachers Association: Washington, 1992, p. 70.

[22] D. W. Johnson, G. Maruyama, R. Johnson, D. Nelson, L. Skon, "Effects of Cooperative, Competitive, and Individualistic Goal Structures on Achievement: A Meta-Analysis", *Psychological Bulletin*, 1981, **89**, 47 (Si tratta di una review riguardante 122 studi sull'apprendimento); T. T. Moench, "The Participative Learning System", *J. Coll. Sci. Teaching*, 1986, **16**, 437; Rif. [17], p. 2:12-24; W. R. Robinson, "Groups-of-Three Study", in S. C. Nurrenbern, (Ed.), *Experiences in Cooperative Learning: A Collection for Chemistry Teachers*, Institute for Chemical Education: Univ. of Wisconsin, 1995, p. 148-149; T. Kerns, "Should We Use Cooperative Learning in College Chemistry?", *J. Coll. Sci. Teaching*, 1996, **26**, 435; L. S. Kogut, "Using Cooperative Learning To Enhance Performance in General Chemistry", *J. Chem. Educ.*, 1997, **74**, 720; G. M. Bodner, P. A. Metz, K. Tobin, "Cooperative learning: An alternative to teaching at a medieval university", *Aust. Sci. Teach. J.*, 1997, **43**, 23.

[23] R.M. Felder, "A Longitudinal Study of Engineering Student Performance and Retention. IV. Instructional Methods and Student Responses to Them," *J. Engr. Education*, 1995, **84**, 361; R.M. Felder, "A Longitudinal Study of Engineering Student Performance and Retention. V. Comparisons with Traditionally-Taught Students," *J. Engr. Education*, in press.

[24] D. W. Johnson, R. T. Johnson, *Cooperative, competitive, and individualistic efforts and adult learning: A meta-analysis*, University of Minnesota: Minneapolis Cooperative Learning Center, 1997; D. W.

Johnson, R. T. Johnson, K. A. Smith *Cooperative learning: Increasing college faculty instructional productivity*, ASHE-ERIC Higher Educational Report No. 4, George Washington University: Washington, DC, 1991; *Collaborative learning in higher education: A sourcebook*, National Center on Postsecondary Teaching, Learning, and Assessment, Pennsylvania State University, 1992.

[25] R. C. Dougherty, C. W. Bowen, T. Berger, W. Rees, E. K. Mellon, E. Pulliam, "Cooperative Learning and Enhanced Communication", *J. Chem. Educ.*, 1995, **72**, 793.

[26] P. Heller, R. Keith, S. Anderson, "Teaching problem solving through cooperative grouping. Part 1: Group versus individual problem solving", *Am. J. Phys.*, 1992, **60**, 627.

[27] R. M. Felder, K. D. Forrest, L. Baker-Ward, E. J. Dietz, P. H. Mohr, "A Longitudinal Study of Engineering Student Performance and Retention: I. Success and Failure in the Introductory Course", *J. Engr. Education*, 1993, **82**, 15.

[28] R. M. Felder, P. H. Mohr, E. J. Dietz, L. Baker-Ward, "A Longitudinal Study of Engineering Student Performance and Retention: II. Rural/Urban Student Differences", *J. Engr. Education*, 1994, **83**, 209.

[29] R. M. Felder, G. N. Felder, M. Mauney, C. E. Hamrin, Jr., E. J. Dietz, "A Longitudinal Study of Engineering Student Performance and Retention: III. Gender Differences in Student Performance and Attitudes", *J. Engr. Education*, 1995, **84**, 151.

[30] R. M. Felder, "Cooperative Learning in a Sequence of Engineering Courses: A Success Story", *Cooperative Learning and College Teaching*, 1995, **5**, 10; Rif. [18], p. 835.

[31] R. F. Kempa, A. Ayob, "Learning

interactions in group work in science", *Int. J. Sci. Educ.*, 1991, **13**, 341.

[32] R. M. Felder, R. Brent, "Navigating the Bumpy Road to Student-Centered Instruction", *College Teaching*, 1996, **44**, 43.

[33] R. M. Felder, "Reaching the Second Tier - Learning and Teaching Styles in College Science Education", *J. Coll. Sci. Teach.*, 1993, **23**, 286.

[34] D. R. Woods, *Problem-based Learning: How to Gain the Most from PBL*, D. R. Woods: Waterdown, ON, 1994, p. 1-2, 1-4.

[35] G. Perry, Jr., "Cognitive and Ethical Growth: The Making of Meaning", in A. Chickering, (Ed.), *The Modern American College*, Jossey Bass: San Francisco, 1981, p. 76-116.

[36] A. Whimbey, J. Lochhead, *Problem Solving and Comprehension*, Erlbaum: Hillsdale, NJ, 1991, p. 21-29, 340-344; Rif. [34], p. 3-16, 3-23.

[37] "the time expended studying with peer-monitoring partners was more productive than simply studying additional hours alone.", S. C. Fraser, A. L. Beaman, E. Diener, R. T. Kelem, "Two, Three, or Four Heads Are Better than One: Modification of College Performance by Peer Monitoring", *Journal of Educational Psychology*, 1977, **69**, p. 106.

[38] P. Heller, M. Hollabaugh, "Teaching problem solving through cooperative grouping. Part 2: Designing problems and structuring groups", *Am. J. Phys.*, 1992, **60**, 637.

[39] W. R. Robinson, "Groups-of-Three Study", in S. C. Nurrenbern, (Ed.), *Experiences in Cooperative Learning: A Collections for Chemistry Teachers*, Institute for Chemical Education: University of Wisconsin: Madison, 1995, p. 148-149.

[40] Rif. [13] a, p. 130; L. Dixon-Krauss, "La prospettiva storico-sociale di Vygotskij sull'apprendimento e le sue applicazioni", in L. Dixon-Krauss, (Ed.), *Vygotskij nella classe*, Erickson: Trento, 1998, p. 34.

[41] K. Smith, D. W. Johnson, R. T. Johnson, "Can Conflict Be Constructive? Controversy Versus Concurrence Seeking in Learning Groups", *Journal of Educational Psychology*, 1981, **73**, 651; I. Lakatos, *Proofs and refutations: the logic of mathematical discovery*, Cambridge University Press: Cambridge, 1994.

[42] La parte che segue è stata adattata da quanto riportato in: R. Sleet, P. Hager, P. Logan, M. Hopper, *Broader Skill Requirements of Science Graduates*, University of Technology: Sydney, Senza data, p. 128-130.

[43] S. C. Nurrenbern, M. Pickering, "Concept Learning versus Problem Solving: Is There a Difference?", *J. Chem. Educ.*, 1987, **64**, 509; B. A. Sawrey, "Concept Learning versus Problem Solving: Revised", *J. Chem. Educ.*, 1990, **67**, 253.

[44] L. Cardellini, "Il metodo ASV per risolvere i problemi chimici" *La Chimica nella Scuola*, 1984, **VI**, 4.

[45] "The best answer to the question, 'What is the most effective method of teaching?' is that it depends on the goal, the student, the content, and the teacher. But the next best answer is, 'Students teaching other students.'", W. J. McKeachie, *Teaching Tips. Strategies, Research, and Theory for College and University Teachers*, 9th Ed., Lexington, MA: D. C. Heath and Co., p. 144.

---

## PROBLEM SOLVING FORUM

---

*a cura di Liberato Cardellini*

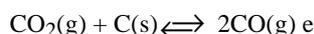
---

### Problema n. 1

Un miscuglio contenente NaCl, NaClO<sub>3</sub> e KClO<sub>3</sub> dà all'analisi 33,40% di ossigeno e 16,00% di sodio. Calcolare la percentuale di potassio nel miscuglio.

### Problema n. 2

In un reattore chimico che lavora in condizioni di temperatura (T = 900 K) e pressione (P = 1 atm) costanti si trova del carbonio ed una miscela equimolare di vapore acqueo ed anidride carbonica. Nel reattore avvengono le seguenti reazioni chimiche:



$\text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g})$   
 le cui costanti di reazione valgono rispettivamente  $K_{p1} = 3,16 \text{ atm}$  e  $K_{p2} = 0,5$ . Calcolare la composizione all'equilibrio [1].

Gennaio-Febbraio 1999

## Ancora

## Problemi

### Problema n. 3

Calcolare il pH di una soluzione  $1,35 \cdot 10^{-2} \text{ M}$  di idrogenocarbonato di sodio.  
 $K_1 = 4,16 \cdot 10^{-7} \text{ M}$ ;  $K_2 = 4,84 \cdot 10^{-11} \text{ M}$ .

### Problema n. 4

Il  $K_{ps}$  del carbonato di argento è  $8,2 \cdot 10^{-12} \text{ M}^3$ . Calcolare la solubilità permessa dall'idrolisi degli ioni carbonato. [2]  
 $K_1 = 4,16 \cdot 10^{-7} \text{ M}$ ;  $K_2 = 4,84 \cdot 10^{-11} \text{ M}$

### Problema n. 5

Nel problema precedente si tenga conto anche della solubilità dell'idrossido di argento.  
 $K_{ps}(\text{AgOH}) = 1,5 \cdot 10^{-8} \text{ M}^2$ .

### Bibliografia

[1] F. Alfani, F. Bellucci, *Esercizi di chimica per ingegneri*, Casa Editrice Ambrosiana: Milano, 1979, p. 99.  
 [2] M. J. Sienko, *Equilibrium*, W. A. Benjamin, Inc.: New York, 1964, p. 563.

## L'aspirina: una risorsa curricolare

### Riassunto:

In un quaderno di laboratorio pubblicato e distribuito dalla Royal Society of Chemistry (RSC) viene suggerito di utilizzare le proprietà chimiche e fisiche di una sostanza di rilevante importanza, quale l'aspirina, come risorsa per arricchire il curricolo di chimica per studenti oltre i 16 anni. Nel nostro caso si tratta di sfruttare il suggerimento per arricchire il programma del laboratorio di Chimica Organica nel corso per Periti Chimici Industriali.

L'idea non è nuova ed esercitazioni in tale senso si trovano in svariati libri di testo; ciò che ci pare degno di attenzione in questo caso è l'approccio abbastanza sistematico che, mirando sempre alla stessa sostanza, comprende un inquadramento a carattere storico, la preparazione dell'acido 2-idrossibenzoico, la sintesi dell'aspirina, la sua purificazione per cristallizzazione, il suo studio mediante cromatografia su strato sottile, la sua solubilità.

Si introducono così in modo non dispersivo svariati aspetti, peraltro fondamentali, del laboratorio di chimica organica.

### Cenni storici

Alcune antiche cronache asiatiche indicano che composti simili all'aspirina, ricavati dalla corteccia di salice, sono stati usati come analgesici e febbrifughi, tale uso viene fatto risalire a circa 2400 anni fa.

Edward Stone nel 1763 presentò una memoria alla Royal Society of London dove riportava le sue osservazioni relative all'uso come febbrifugo nella cura della malaria della corteccia di salice.

Un medico scozzese nel 1830 trovò che l'estratto di corteccia di salice costituiva un rimedio contro i reumatici. Dei chimici organici nel 1840, lavorando sulla corteccia di salice e su degli arbusti saliciformi, quale la spirea, avevano ricavato la salicina (fig. 1) un glicoside dell'acido salicilico.

Il professor Nencki di Basilea nel 1870 dimostrò che la salicina nell'organismo veniva convertita in acido salicilico (fig. 2), per cui l'uso dell'acido salicilico come febbrifugo fu confermato nonostante alcune gravi controindicazioni: in particolare procurava forti irritazioni alle membrane. Si usò come antireumatico anche il salicilato di sodio, il cui sapore tuttavia risultava insopportabile e causava nei pazienti crisi di vomito.

Successivamente (1890) Felix Hofmann, un tedesco della Bayer Company, sintetizzò l'aspirina ovvero l'acido 2-etanoilossibenzoico (fig. 3) che risultò avere buone proprietà terapeutiche, un sapore sopportabile e una bassa azione irritante sulle membrane.

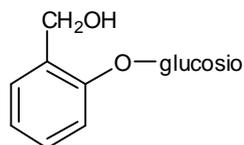


fig.1

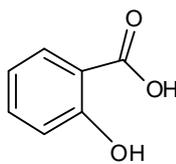


fig.2

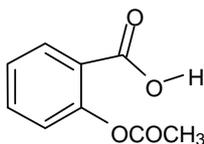


fig.3

Nel 1898 inizia da parte della Bayer la produzione dell'aspirina come medicamento.

Durante la prima guerra mondiale, poiché la produzione dell'aspirina era in mano dei tedeschi, il governo inglese stabilì un compenso di 20000 sterline

per chi avesse messo a punto un metodo di produzione del farmaco. Il premio fu vinto da George Nicholas di Melbourne, un farmacista che diede al medicinale il nome di Aspro.

Attualmente negli Stati Uniti ogni anno vengono prodotti 10 milioni di chilogrammi di aspirina.

Come si può vedere la storia dell'aspirina presenta molti punti di interesse sotto il profilo delle metodologie scientifiche e dei riflessi che le tecnologie hanno sulla società, ci informa non solo sulla diffusione delle conoscenze ma anche come queste sono state utilizzate in tempi diversi ed in diverse parti del mondo; tutto ciò è dovuto evidentemente all'intreccio che si viene a creare tra le conoscenze scientifiche e tecnologiche e le ragioni politiche ed economiche.

A partire dai brevi cenni, sopra riportati, gli studenti possono sviluppare una ricerca tesa ad approfondire questi temi interdisciplinari.

Come è stato accennato, l'aspirina ha proprietà analgesiche, febbrifughe, antinfiammatorie e antireumatiche ma presenta alcuni inconvenienti, in particolare può produrre ulcere allo stomaco, per cui sono stati messi a punto medicinali alternativi quali l'acetanilide (fig. 4), la fenacetina (fig. 5),

fig.4

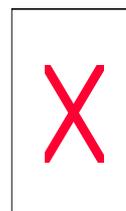


fig.5

il paracetamolo (fig. 6) o l'ibuprofen (fig. 7).

Questi medicinali possono costituire dei punti di partenza per la messa a punto di altre unità didattiche.

fig.6

fig.7

### Sintesi dell'acido 2-idrossibenzoico

L'acido salicilico come medicamento è stato un precursore dell'aspirina e vedremo in seguito che rappresenta la sostanza di partenza per la sintesi dell'aspirina.

L'acido salicilico può essere preparato a partire da un olio verdastro ottenuto dalle foglie della *Salix alba*, e costituito dall'idrossibenzoato di sodio idrolizzato mescolato con sodio; questo successivamente viene trasformato in acido salicilico per trattamento con acido cloridrico (fig. 8).

fig.8

La procedura sperimentale è la seguente:

**1.** In un palloncino da 50 mL, munito di refrigerante a ricadere, si pongono 2 g di olio, distillato dal materiale vegetale, e 25 mL di NaOH 2M, nel palloncino si pongono anche alcuni frammenti di porcellana per assicurare una ebollizione regolare; si scalda per circa 30 minuti a bagnomaria.

**2.** Dopo raffreddamento si versa la miscela in un piccolo becker, refrigerato

con acqua e ghiaccio, si aggiunge quindi con cautela e sotto agitazione acido cloridrico concentrato sino a quando la miscela risulta acida.

**3.** Si filtra sotto aspirazione mediante un imbuto di Buchner e si lava con acqua a 0°C; si trasferisce il filtrato in un vetrino da orologio dove viene lasciato seccare per una notte e quindi pesato.

Altre esercitazioni di contorno possono essere organizzate, si può ad esempio determinare il punto di fusione della sostanza ottenuta e confrontarlo con il punto di fusione dell'acido salicilico (158-160°C) per avere una idea del suo grado di purezza. Si può idrolizzare gli oli alimentari con preparazione di sapone. Infine si può estrarre altri oli da materiali naturali quale il limonene da bucce di limone per distillazione in corrente di vapore.

### Preparazione dell'aspirina

Per trattamento con anidride acetica l'acido salicilico viene convertito in aspirina o acido acetilsalicilico (fig. 9). La reazione decorre facilmente in ambiente acido ma l'aspirina prodotta si trova in miscela con altri sottoprodotti, inoltre per evitare l'idrolisi dell'anidride acetica è necessario operare in ambiente anidro.

La procedura sperimentale è la seguente:

**1.** Si pesa con accuratezza circa un

fig.9

grammo di acido salicilico che viene posto in un palloncino a fondo conico, ben asciutto munito di refrigerante a ricadere, nello stesso palloncino vengono aggiunti 2 mL di anidride acetica e alcune gocce di acido fosforico concentrato. Sotto cappa si riscalda 5 minuti sotto agitazione, fino a quando il solido si sarà disciolto.

**2.** Rimosso il refrigerante a ricadere, aggiungere con cautela 5 mL di acqua fredda; lasciare il palloncino in un bagno di acqua e ghiaccio, si forma un precipitato, attendere sino a quando la precipitazione appare essere completa; può essere necessario agitare la soluzione vigorosamente con una bacchetta di vetro per innescare la cristallizzazione.

A questo punto si richiede di control-

lare la resa della reazione e di avere una prima indicazione sulla presenza di impurezze nel prodotto.

Per quanto riguarda la resa, essa verrà espressa come percentuale della resa teorica, quindi sarà sufficiente pesare la sostanza essiccata e calcolare la resa teorica.

Le impurezze che possono accompagnare l'aspirina sintetizzata, sono in linea di massima di natura fenolica, quale ad esempio l'acido salicilico non reagito, queste sostanze danno colorazioni caratteristiche con gli ioni  $Fe^{+++}$ , tale reazione non viene data per evidenti ragioni dall'aspirina. Il saggio chimico per individuare eventuali impurezze nel prodotto della reazione viene eseguito come segue:

**1.** In quattro provette, contraddistinte come A, B, C e D, si aggiungono 5 mL di acqua.

**2.** Nella provetta A si sciolgono alcuni cristalli di fenolo, nella provetta B alcuni cristalli di acido salicilico, nella provetta C alcuni cristalli del prodotto non purificato ottenuto nella reazione precedente e nella provetta D dell'aspirina pura.

**3.** In ciascuna provetta aggiungere 10 gocce di soluzione di cloruro ferrico (1%).

**4.** Nella provetta A si osserverà la formazione di un colore porpora, nella provetta B ancora il colore porpora, nella provetta C, a seconda degli esiti della sintesi, può apparire il colore porpora e nella provetta D si osserverà il colore giallo pallido dovuto al cloruro ferrico diluito. A seconda di quanto si osserva nella provetta C, se ne traggono le dovute conclusioni.

Una ulteriore indicazione sulla purezza di un prodotto si ottiene dal punto di fusione, ma poiché l'aspirina alla temperatura di fusione (137°C) tende a decomporsi, diviene difficile ottenere un punto di fusione netto (128-135°C).

### Purificazione del prodotto di reazione per cristallizzazione.

Il solvente ideale per purificare è quello nel quale la sostanza è completamente solubile a caldo e completamente insolubile a freddo, sotto questo profilo l'acqua sembrerebbe abbastanza adatta ad essere usata per purificare l'aspirina; purtroppo c'è l'inconveniente che se scaldata a lungo in soluzione acquosa l'aspirina tende a decomporsi.

Migliori risultati si ottengono cristallizzando da una miscela in parti uguali

di acqua ed acido acetico, operando sotto cappa.

Un modo alternativo consiste nello sciogliere la sostanza in 4-5 mL di alcol etilico caldo e di versare la soluzione in 10 mL di acqua e fare cristallizzare raffreddando lentamente.

Il prodotto filtrato ed accuratamente essiccato mostra un punto di fusione che si avvicina a 137°C.

### Indagini sull'aspirina mediante cromatografia su strato sottile

Si usa la cromatografia su strato sottile per studiare in modo comparativo i comportamenti dell'acido acetilsalicilico grezzo, ottenuto dalla sintesi, del prodotto dopo la cristallizzazione e di un campione puro di aspirina.

La procedura sperimentale è la seguente:

1. Si prende una lastra per cromatografia su strato sottile, avendo cura di non toccare in alcun modo la superficie assorbitiva, e si traccia mediante una matita di grafite ben affilata una riga ad un centimetro dal margine.

2. In tre provette marcate con tre numeri porre piccole quantità rispettivamente di prodotto di sintesi grezzo, prodotto di sintesi purificato e un campione di aspirina pura. Sciogliere cia-

scuno dei tre campioni mediante 1 mL di solvente costituito di parti uguali di etanolo e diclorometano, operando sotto cappa.

3. Mediante dei capillari di vetro disporre a uguali distanze, sulla linea tracciata tre piccole gocce dei tre campioni; devono formare delle macchie di 1-2 mm di diametro.

4. Con l'usuale procedura, usando come solvente di eluizione dell'acetato di etile, porre ad eluire la lastra.

5. Quando si ritiene che l'eluizione sia sufficiente, segnare con la matita il fronte di eluizione e lasciare la lastra a seccare.

6. Osservare la lastra con una lampada a raggi ultravioletti e segnare con la matita la posizione delle macchie rese visibili.

7. Mettere la lastra in un becher contenente pochi cristalli di iodio e scaldare blandamente. Altre macchie saranno evidenziate in questo modo per via chimica.

Il risultato che si osserva è il seguente: le macchie corrispondenti all'aspirina commerciale ed al prodotto cristallizzato mostrano comportamento identico (stesso  $R_f$ ), mentre la macchia corrispondente al prodotto grezzo mostrerà le macchie corrispondenti ai

sottoprodotti ed alle impurezze.

### Solubilità dell'aspirina

È importante conoscere la solubilità di un medicinale in quanto ad una maggiore solubilità corrisponde un più rapido passaggio del medicamento dal sistema digestivo al sangue.

Per determinare la solubilità dell'aspirina la procedura sperimentale è la seguente:

1. Si pesa con cura circa 0,5 g di aspirina e si pone in un palloncino a fondo conico da 100 mL, si aggiungono 50 mL di acqua distillata e si agita per 5 minuti, quindi si filtra in una beuta asciutta.

2. Si preparano quattro distinti campioni, in quattro beute da 100 mL. In ciascuna beuta si aggiungono quattro gocce di fenolftaleina e si titola con una soluzione di idrossido di sodio. Una titolazione di prova viene condotta velocemente e le altre con più accuratezza.

3. Dal volume di base necessario a titolare, risalire alla quantità di aspirina presente in soluzione.

Scrivere la reazione tra l'acido acetilsalicilico e l'idrossido di sodio.

**Ermanno Niccoli**

Premio Nazionale Federchimica  
per un  
Futuro Intelligente

## Cloro Amico Mio

### Regolamento

Possono concorrere a questa sezione i docenti di scuola elementare e secondaria di 1° grado.

I partecipanti dovranno presentare i risultati delle esperienze didattiche realizzate sotto forma di: lavori grafici, fotografie, video, opuscoli, questionari, interviste, relazioni.

La finalità di questa iniziativa è quella di esaminare in modo innovativo anche sul piano didattico il contributo che il cloro ed i suoi principali derivati possono dare alla qualità della vita.

Le esperienze dovranno riguardare gli aspetti connessi con la ricerca scientifica, le problematiche ambientali, le caratteristiche igienico-sanitarie, ecc.

### Obiettivi e caratteristiche dei lavori

I lavori dovranno essere orientati ai seguenti obiettivi:

- a) diffondere una corretta informazione sul cloro ed i suoi principali derivati;
- b) promuovere comportamenti corretti nell'uso del cloro;
- c) dimostrare originalità e creatività nel messaggio diffuso;

Il materiale inviato dovrà presentare le seguenti indicazioni:

- a) l'iter metodologico seguito. Per ogni fase, in originale o in fotocopia la documentazione del materiale prodotto;
- b) durata dell'iniziativa;
- c) numero di alunni coinvolti in rapporto alla totalità della classe/classi;
- d) iniziative che coinvolgono famiglie, altre istituzioni scolastiche e/o fonti di informazione tecnico-scientifiche, originali indagini condotte sul territorio, cui verrà attribuito particolare merito.

Possono concorrere singoli docenti ed anche gruppi di docenti che abbiano coinvolto gruppi di classi.

I lavori presentati non dovranno avere ricevuto ulteriori premi e riconoscimenti.

### Scadenza

Le iniziative in questione vanno realizzate in modo che sia possibile inviare i relativi materiali entro il **15 marzo 1999** alla Segreteria del Premio Federchimica - Assobase

(Via Accademia 33 - 20131 Milano) segnando sulla busta il riferimento alla sezione, il nome del mittente ed il suo indirizzo.

### Premi

Premio Docenti: L'ammontare dei Premi della Sezione è di 21 milioni così suddivisi:

- 1° Premio: 3 milioni per la scuola elementare;  
3 milioni per la scuola secondaria di 1° grado;  
2° Premio: 2 milioni per la scuola elementare;  
2 milioni per la scuola secondaria di 1° grado;  
3° Premio: 1 milione per la scuola elementare; 1 milione per la scuola secondaria di 1° grado;

Nel caso che il premio venga assegnato a un gruppo di docenti, questi ultimi si divideranno il premio stesso.

Premio Scuole: Alle scuole di appartenenza dei vincitori verrà assegnato un buono per l'acquisto di strumentazione scientifica dell'importo di 1.500.000 Lire.

### Valutazione

La Giuria della sezione speciale sarà composta dalla Giuria del Premio.

"FEDERCHIMICA - PER UN FUTURO INTELLIGENTE" cui si aggiungeranno alcuni membri designati da Assobase.

Per tutto quanto non previsto dal Bando della sezione speciale occorre fare riferimento al Bando del Premio "FEDERCHIMICA - PER UN FUTURO INTELLIGENTE"

Per ulteriori informazioni vedasi anche sito Internet [www.cloro.org](http://www.cloro.org).

UNO SGUARDO  
DALLA  
CATTEDRA



## La navigazione

Da qualche tempo la mia scuola si era informatizzata e di conseguenza anche i metodi di insegnamento, nonostante l'eroica resistenza di molti colleghi, cominciarono a subire l'influenza di questo cambiamento, inoltre tutte le apparecchiature di laboratorio, che non fossero assolutamente rudimentali, erano interfacciate e i dati sperimentali venivano trattati automaticamente mediante programmi informatici.

Molte cose stavano cambiando e sempre più frequentemente ascoltavo dei colleghi più o meno informatizzati che si pavoneggiano, sciorinando le loro competenze in fatto di computer e di programmi. A volte li sorprendevo infervorati in discussioni, infarcite di termini misteriosi, che esaltavano le caratteristiche e la potenza (?) delle loro adorato macchinette.

Nonostante il mio scetticismo nella mia mente cominciava a farsi strada il sospetto che, nonostante questi aspetti folcloristici, si stesse producendo una sorta di rivoluzione culturale, non necessariamente positiva, ma forse inevitabile.

Inutile dire che dopo qualche tempo mi ritrovai a scuola, seduto davanti ad un computer, affidato alle amorevoli cure di uno di quei fanatici che in passato avevo snobbato. Successivamente comperai un computer per casa e fu la fine.

Non ho rinunciato tuttavia a farmi qualche idea personale sull'uso degli strumenti informatici e soprattutto non ho rinunciato a mantenere un atteggiamento critico, non mi abbandona infatti il sospetto che l'utilizzazione dell'informatica in campo didattico, se può produrre apprezzabili accelerazioni sul piano informativo, può anche risolversi in esiti negativi sul piano educativo.

In ogni caso con l'uso sempre più frequente del computer, ho maturato alcune convinzioni. Penso ad esempio che fino ad un certo livello di utilizzazione il computer è uno strumento che ci permette, specialmente grazie all'uso di fogli elettronici e di "data base" di ottimizzare i tempi e di organizzare meglio il nostro lavoro, tanto è vero che i francesi, con l'usuale sciovinismo linguistico, lo chiamano "ordinateur"; quando si opera a livelli di maggiore complessità, ad esempio in una attività decisamente creativa, lo strumento finisce per influenzare in modo profondo le modalità operative e con queste la natura della nostra produzione, ad esempio la pittura elettronica mediante programmi di grafica, di cui si comincia a sentir parlare, ha caratteristiche sue proprie, anche i testi scritti al computer, siano essi di prosa o di poesia, presentano a ben vedere, caratteristiche loro proprie; la terza riflessione, o meglio constatazione, è che in un ambiente in cui la maggioranza delle persone utilizzano il computer, è giocoforza adeguarsi pena l'incomunicabilità; infine la rivoluzione più radicale si è verificata nel campo dell'informazione, l'uso della posta elettronica, e di Internet e le teleconferenze hanno prodotto cambiamenti radicali nel nostro modo di comunicare.

Devo ammettere che qualche volta indulgo davanti al computer e mi lancio in ardite "navigazioni" in Internet, provo, lo confesso, una certa ebbrezza e mi sembra di avere in capo il casco del cibernetista o se si preferisce dell'internauta, capisco di essere preso da una irresistibile voglia di giocare, che quella, che sto vivendo, è una vera e propria regressione infantile,

ma poi concludo che tutto ciò non può che avvicinarci maggiormente ai miei studenti e mi abbandono senza ritengo alla nuova passione. Non tardo a scoprire che ad esempio che mediante l'indirizzo <http://www.bdp.it> posso collegarmi a quella fonte di informazioni didattiche e pedagogiche che fa capo, appunto, alla Biblioteca Didattico Pedagogica di Firenze (BDP).

Tra le altre cose, nel momento di massima incertezza sui cambiamenti, che si stanno preparando nella scuola, scopro che il sito della BDP è collegato al Ministero della Pubblica Istruzione (Notizie del M.P.I.) dove sono reperibili informazioni aggiornate sui progetti di riforma e sulle ultime sperimentazioni ministeriali (Licei Tecnici). Altre bellissime notizie vengono dalla mia associazione cioè dalla Divisione di Didattica della SCI: stanno creando una "mailing list" con i recapiti di posta elettronica dei soci più attivi, con i quali è possibile mettersi in contatto sia individualmente che collettivamente. La lista è aperta e in via di ipotesi dovrebbe essere destinata a contenere gli indirizzi di posta elettronica di tutti i soci "informatizzati"; mi affretto perciò ad inviare il recapito mio,

Poiché da sempre lamento lo stato di isolamento in cui lavora ciascun insegnante, l'iniziativa mi sembra meravigliosa e comincio a sognare di creare anche una "mailing list" di tutte le scuole dove operano insegnanti di chimica, se i presidi autorizzano gli insegnanti ad usare la posta elettronica della scuola per ragioni di lavoro, il gioco è fatto: molti nuovi soci si avvicineranno alle nuove tecnologie e le nuove tecnologie avvicineranno

molti, nuovi, potenziali soci.

Forse l'entusiasmo mi sta prendendo un poco la mano ma non posso fare a meno di notare che ad esempio posso in tempo reale mettermi in contatto, posto che abbia qualcosa da dire, sia con la redazione di CnS (fpcns@ciam.unibo.it) che con il direttore di CnS, il prof. Mirone (mirone@unimo.it); forse è giunto il tempo di cominciare a scambiare qualche idea!

Anche La Chimica e l'Industria ora è consultabile su Internet (<http://sci-chim.dim.uniroma3.it>), corre inoltre voce che per celebrare i venti anni di esistenza di CnS sullo stesso sito verranno posti gli articoli pubblicati in questo ventennio; questo consen-

tirà di ripercorrere retrospettivamente il cammino compiuto dalla ricerca in didattica chimica in Italia.

Preso dall'entusiasmo decido di varcare l'oceano e mi lancio a consultare il sito Internet del Journal of Chemical Education (<http://jchem.chem.wisc.edu>). Sono esausto e un poco sudato, mi levo l'elmo da cibernauta e mi fermo a riflettere.

Tutto ciò che ho fatto fino a questo punto è sicuramente giovevole per la mia formazione professionale, ma penso che sull'uso didattico dell'informatica o meglio sui risultati che se ne possono conseguire è bene riflettere attentamente.

Come sottolinea Penrose il cervello

non funziona in modo computazionale, vale a dire premendo lo stesso tasto con il computer ottengo sempre la stessa risposta, i nostri studenti alla stessa domanda danno risposte che cadono nello stesso intervallo di variabilità; in altri casi la risposta ci sorprenderà oppure lo studente ci rivolgerà a sua volta una domanda e ci accorgeremo che egli ha reagito non alle nostre parole ma al nostro umore di distratti cibernauti. Ed allora dovremo fermarci a riflettere sull'uso di quanto avremo raccolto nella nostra navigazione in rete.

**Ermanno Niccoli**

**NOTIZIE**

## GIOCHI DELLA CHIMICA 1999

### *Le scadenze*

Finali regionali **15 maggio 1999**

Finali nazionali **3 - 4 giugno 1999** (Frascati)

Allenamenti e selezione squadra per olimpiade **7 - 12 giugno** (Pavia)

Allenamenti squadra squadra per olimpiade **28/6 - 3/7** (Pavia)

### **XXXI Olimpiade dal 4 - 11 luglio BANGKOK (Thailandia)**

**5<sup>th</sup> ECRICE**

Accompagnatori \$40.

Per i versamenti effettuati dopo il 15 luglio 1999 sarà applicata una mora del 20%.

La restituzione dei versamenti sarà pari al 75% se la cancellazione viene effettuata prima del 1 settembre, de 50% se viene effettuata da 1 al 15 settembre.

#### **Modalità di pagamento:**

- Il versamento in dollari deve essere effettuato tramite bonifico bancario intestato a:

5th ECRICE NATIONAL BANK OF GREECE, IOANNINA BRANCH 359. Account n° 35993024922

- Assegno bancario all'ordine del 5th ECRICE

- Carta di credito (visa, mastercard, eurocard): qualora il pagamento venga effettuato con questo mezzo, la quota deve essere maggiorata del 4%.

#### **Alberghi**

Le tariffe alberghiere per persona sono approssimativamente comprese tra i 19 e i 35\$ per camere doppie (dipende dalla categoria); per camere singole si applica un aumento approssimativo del 35%.

Per ulteriori informazioni rivolgersi a:

**Mr. Dimitrios Stamovlasis**

University of Ioannina,  
Department of Chemistry  
GR - 451 10 Ioannina, Greece.

Fax; +30 651 44989

e-mail: [stadi@compulink.gr](mailto:stadi@compulink.gr)

Sito WEB:

[http://www.uoi.gr/conf\\_sem/ecrice5](http://www.uoi.gr/conf_sem/ecrice5)

Presso l'Università di Ioannina, Grecia dal 21 al 25 settembre 1999 si terrà la 5ª Conferenza Europea di Ricerca in Didattica Chimica.

#### **Quote d'iscrizione:**

Soci universitari della SCI \$130 se presentano relazioni o poster, \$110 se non vi è alcuna presentazione.

Soci insegnanti o studenti \$90 se presentano relazioni o poster, \$70 se non vi è alcuna presentazione.

Per i non soci della SCI le quote aumentano del 20%.

DALLA  
DIVISIONE

## Conferenza Nazionale sull'Insegnamento della Chimica

### COMUNICATO FINALE

Nei giorni 16-18 dicembre 1998 si è svolta a Bologna la prima Conferenza nazionale sull'insegnamento della chimica, organizzata congiuntamente dal Dipartimento di Chimica "G. Ciamician" dell'Università di Bologna e dalla Divisione di Didattica della SCI. Nelle tre giornate di lavoro sono state presentate 16 relazioni e comunicazioni su tutti i principali problemi che si presentano nella scuola secondaria e nell'Università, sia per quanto riguarda la situazione didattica delle discipline che si richiamano alla chimica, sia per ciò che concerne il complesso insieme di ristrutturazioni in atto o imminenti ai diversi livelli di scolarità. Nell'ultima sessione della Conferenza, infine, è stato celebrato il ventesimo anniversario de *La Chimica nella Scuola*, nata come strumento di lavoro del corso di perfezionamento in Didattica della chimica dell'Università di Modena, ed ora giornale di didattica della SCI. Dal dibattito cui hanno partecipato oltre cinquanta convenuti sono emersi alcuni punti da proporre alla riflessione dell'intera comunità dei chimici, e diversi impegni organizzativi fatti propri dalla Divisione.

I punti principali su cui richiamare l'attenzione dei chimici, e di quanti sono coinvolti nell'insegnamento

di discipline scientifiche, sono i seguenti:

- 1.** La ristrutturazione dei cicli primario e secondario, e l'autonomia degli istituti d'istruzione, aprono ampi spazi al rinnovamento dell'insegnamento scientifico. Permangono tuttavia situazioni di estremo disagio, chiaramente avverse al successo della riforma, in particolare si segnalano i raggruppamenti delle classi di concorso in cui sono affastellati contenuti disciplinari incongrui, e le sperimentazioni in cui la chimica (e la fisica) sono scomparse come discipline autonome.
- 2.** Il riordino dei corsi di laurea universitari, e dei singoli insegnamenti, appare inevitabile per almeno due motivi fra loro indipendenti: la generalizzazione del sistema dei crediti che permetterà una maggiore mobilità intra- ed extra-universitaria degli studenti, e la pesante caduta sul piano nazionale degli iscritti ai corsi di laurea in chimica e in chimica industriale.
- 3.** Entrambi i punti precedenti sollecitano un maggiore impegno nei confronti dell'orientamento degli studenti ad ogni livello di scolarità. In alcuni luoghi privilegiati da una forte tradizione di impegno didattico l'orientamento viene condotto con metodi e contenuti assai interessanti, ma in generale l'orientamento - quando esiste - non va oltre la conferenza celebrativa dei fasti disciplinari, o la distribuzione di materiale a stampa.
- 4.** L'avvio delle Scuole di specializzazione per gli insegnanti della scuola secondaria si sta realizzando con modalità molto diverse, a seconda delle sedi. Mentre in un numero limitato di regioni si è fatto un buon lavoro, in qualche sede la Scuola nasce con contributi molto 'personalizzati', senza nessun coinvolgimento dei chimici in quanto comunità, e in altre ci si muove con una riservatezza che sfiora la clandestinità.

La serietà dei punti precedenti è evidente, e la Conferenza si è

conclusa con i seguenti impegni:

- (a)** Esiste su Internet una comunità potenziale costituita da circa 1500 istituti d'istruzione secondaria e 1800 ricercatori chimici operanti nell'Università. Un *Bollettino elettronico* della Divisione dovrà mantenere costantemente informati i membri di questa comunità virtuale sugli sviluppi della ristrutturazione e sull'attività della Divisione.
- (b)** Il Direttivo della Divisione elaborerà una lettera per proporre la *Divisione come interlocutore delle Scuole di specializzazione per insegnanti*, secondo quanto suggerisce il loro decreto istitutivo; la lettera sarà inviata ai Rettori di tutte le Università italiane, e a quanti sono coinvolti nel processo costitutivo delle Scuole.
- (c)** Si dà mandato al Direttivo della Divisione di premere sul Ministero della P.I. per un sollecito *riordino dei raggruppamenti concorsuali per la scuola secondaria*, in modo tale da promuovere e tutelare un'effettiva competenza disciplinare degli insegnanti, condizione necessaria per sostenere l'autonomia e portare a buon fine la ristrutturazione in corso.
- (d)** Si dà inoltre mandato all'intero gruppo dirigente della Divisione di sollecitare dalla SCI l'organizzazione di una *seconda Conferenza sull'insegnamento della chimica*, imperniata su tre temi: la ristrutturazione dei corsi universitari, le Scuole di specializzazione per insegnanti, l'orientamento ai vari livelli di scolarità.

In chiusura di questo comunicato va infine ricordato che la Conferenza è stata non solo una sede di elaborazione culturale, ma anche un momento importante di contatti personali e amicali, contatti indispensabili per la costruzione di un rapporto comunitario fra quanti sono impegnati nell'insegnamento della chimica.

**Luigi Cerruti**

(Presidente della Divisione di Didattica)

## CONVEGNI E CONGRESSI

### Prima Conferenza Europea sulla Didattica della Chimica

Organizzata dalla Divisione di Didattica Chimica della FECS (Federazione delle Società Chimiche Europee) e dalla Società Chimica Ungherese, si è svolta a Budapest fra il 25 e il 29 agosto 1998 la prima European Conference in Chemical Education (ECCE). Il tema generale della conferenza era "Questioni attuali nell'insegnamento europeo della chimica a livello terziario", ma diverse relazioni e comunicazioni hanno trattato questioni riguardanti anche i livelli inferiori.

Parallelamente alla conferenza si è tenuto il convegno biennale degli insegnanti di chimica ungheresi, molti dei quali hanno seguito gli eventi più notevoli dell'ECCE. I partecipanti sono stati numerosi: senza contare gli ungheresi, circa 130 provenivano da paesi aderenti alla FECS e una decina da paesi extraeuropei; i paesi più rappresentati erano la Slovenia e la Gran Bretagna, con una ventina di partecipanti ciascuno. Scarsissima la presenza italiana (oltre al sottoscritto il solo prof. Giomini dell'Università "La Sapienza" di Roma).

La conferenza si è articolata in sette relazioni plenarie, otto sessioni seminariali e una sessione poster. Questi i temi delle relazioni plenarie: "Problemi della didattica e della formazione professionale in chimica nell'Europa" (A.D. Ashmore, Londra), su come superare gli scompensi fra le scale di tempo dei processi educativi e dei cicli economici; "Risolvere problemi impegnativi è il modo migliore per apprendere e capire la chimica" (I.L. Leenson, Mosca), con vari originali esempi come l'applicazione della legge di Arrhenius ai tempi di conservazione di cibi tenuti a differenti temperature;

"Software per la didattica della chimica: iniziative francesi e britanniche" (S.M. Walker, Liverpool e D. Cabrol-Bass, Nizza); "L'ingegneria chimica e i problemi che l'industria chimica in-

contrerà nel prossimo futuro" (J.-C. Charpentier, Lione); "Come rendere la chimica più attraente per i non chimici" (M.B. Key, Utrecht), su alcune positive esperienze fatte con curricoli non tradizionali, in particolare il *Salter's Advanced Chemistry*; "Come usare la storia della chimica nell'insegnamento" (F. Szabadvary, Budapest). La settima relazione plenaria, che era anche la *FECS Lecture* per il 1998 ed ha concluso la conferenza, è stata tenuta dal prof. A.H. Johnstone (Glasgow) sul tema "La ricerca in didattica della chimica: una base logica per l'innovazione". Johnstone ha presentato un'ampia rassegna degli aspetti problematici della didattica della chimica, quali la natura stessa della disciplina, le lezioni, il laboratorio, il *problem solving*, la valutazione, mostrando quanto la ricerca ha fatto, e potrebbe ancora fare, per migliorare l'apprendimento.

I temi delle sessioni seminariali erano: "Sviluppi curricolari", "Approcci elettronici e multimediali alla chimica", "Insegnare la chimica ai non chimici", "Programma per gli insegnanti", "Nuove idee per il laboratorio e le dimostrazioni sperimentali", "Esperienze su scala micro", "Uso del *problem solving* e delle tecniche di *decision making* nella didattica della chimica", "European Chemistry Thematic Network".

La sessione poster è riuscita particolarmente bene, grazie all'ampiezza degli spazi a disposizione e alla possibilità di lasciare esposti i poster per ben tre dei cinque giorni della conferenza.

Nel complesso la conferenza è stata indubbiamente interessante, tuttavia diversi degli argomenti trattati coincidevano con quelli che erano stati oggetto delle precedenti Conferenze Europee sulla Ricerca in Didattica della Chimica (ECRICE), organizzate anch'esse dalla Divisione di Didattica della Chimica della FECS. Data questa sovrapposizione e l'impegno richiesto per l'organizzazione di conferenze distinte (ECCE o ECRICE) con cadenza annuale, per il futuro sembra sicuramente più opportuno tenere conferenze congiunte con cadenza biennale.

### Consiglio della Divisione di Didattica della Chimica della FECS

Il consiglio della Divisione of Chemical Education della FECS si è riunito a Budapest il 24 e 25 agosto 1998 pres-

so la sede della European Conference in Chemical Education (ECCE). Erano presenti 21 delegati (numero mai raggiunto in precedenza) in rappresentanza delle società chimiche dei seguenti paesi: Belgio, Danimarca, Estonia, Finlandia, Francia, Germania, Irlanda, Israele, Italia, Lettonia, Lussemburgo, Polonia, Portogallo, Repubblica Ceca, Regno Unito, Russia, Spagna, Svezia, Ungheria. Presiedeva il Dr. Michael Gagan della Royal Society of Chemistry.

A parte le questioni di interesse interno alla Divisione o di ordinaria amministrazione sono stati trattati i seguenti punti:

**5° ECRICE** – La quinta Conferenza Europea sulla Ricerca in Didattica della Chimica si svolgerà come previsto a Ioannina (Grecia) dal 21 al 25 settembre 1999. I temi della conferenza saranno: Problemi generali della ricerca in didattica della chimica, Problemi dell'insegnamento e dell'apprendimento, Concetti, Problem Solving, Laboratorio, Tecniche di valutazione, Calcolatori e tecnologie informatiche, Innovazione, La didattica della chimica in Europa: curricoli e linee di condotta. Il consiglio ha approvato le proposte del prof. Tsaparlis, che presiede il comitato organizzatore. Qualche riserva è stata espressa sull'introduzione del francese come seconda lingua della conferenza.

**2° ECCE/6° ECRICE** – Facendo proprie le riserve già emerse nella riunione del 1997 sulla fattibilità e l'opportunità di organizzare una conferenza (ECRICE o ECCE) ogni anno, il consiglio ha unanimemente approvato la proposta di tenere congiuntamente le due conferenze con cadenza biennale. La prima conferenza congiunta ECCE/ECRICE si svolgerà presso l'Università di Aveiro (Portogallo) nel 2001.

### Dichiarazione (*position paper*) sulla ricerca in didattica della chimica

– Il testo della dichiarazione, preparato da un gruppo composto da Onno de Jong (Utrecht), Hans-Juergen Schmidt, Nils Burger e Holger Eybe (Dortmund) era già stato inviato a tutti i delegati. Dopo breve discussione, la dichiarazione è stata approvata all'unanimità, anche se qualche delegato avrebbe preferito un testo più ampio (ricordo che la traduzione italiana della dichiarazione è stata pubblicata come editoriale del N. 5/1998 di CnS).

Paolo Mirone