

CnS



La Chimica nella Scuola

n. 4 anno 2021

- › Metodologie didattiche e percorsi laboratoriali anche in contesti non formali
- › Pagine di storia: non solo personaggi
- › Il ricordo di un amico scomparso, ma anche buone notizie

SOMMARIO

EDITORIALE

- 3** Di nuovo in aula e speriamo che duri!
Margherita Venturi

RICORDO DI LUIGI CERRUTI

- 5** Luigi Cerruti: i suoi collaboratori più stretti lo ricordano
Paola Antoniotti, Elena Ghibaudi, Gianmarco Ieluzzi e Francesca Turco

UNA BUONA NOTIZIA E NON SOLO

- 7** Il Progetto SCI “La Chimica: dalla scuola alla vita quotidiana” Facciamo una Rete per la Cultura Chimica
Giovanni Villani

METODOLOGIE DIDATTICHE PER L'UNIVERSITÀ

- 9** L'insegnamento/apprendimento della chimica in Italia è in buona salute?
Federica Branchini, Marco Ghirardi e Elena Ghibaudi
- 16** Integrating the history and philosophy of science and restoring the centrality of the periodic table into a college general chemistry course
Eric Scerri

L'APPROCCIO STORICO-EPISTEMOLOGICO PER LA SCUOLA SUPERIORE

- 24** Alla scoperta della natura dell'aria - Seconda parte: l'elasticità dell'aria e il contributo di Boyle
Eleonora Aquilini, Antonio Testoni e Roberto Zingales
- 30** Un approccio alla complessità in ambito didattico per un approfondimento di elettrochimica
Roberto Soldà

PERCORSI LABORATORIALI

- 33** DAD sì ma in LAB! Un video pitch per l'analisi dell'acidità dell'olio
Teresa Cecchi

MUSEI SCIENTIFICI E DIDATTICA

- 38** I “Giardini Chimici” al Bright 2020: la divulgazione scientifica ai tempi della DAD
Ilaria Fordyce, Michela Massa, Chiara Scala e Nicole Vita

PAGINE DI STORIA

- 45** Cecilia Helena Payne-Gaposchkin (1900-1979)
Rinaldo Cervellati
- 50** Tra storia e didattica – Metodi per la determinazione sperimentale del numero di Avogadro
Franco Calascibetta

DARE VOCE AGLI STUDENTI

- 57** Oncologia “a scatto”
Giovanni Pellegrino

GLI ASPETTI ETICI E DIDATTICI DI UN FARMACO TRISTEMENTE FAMOSO

- 59** Il caso Talidomide ... un'occasione per parlare di chiralità
Domenico Misiti e Giovanna Cancelliere

COMUNICAZIONI BREVI

- 67** Domenico Marotta: un chimico che pensava in grande, ... una testimonianza fra lo storico e il personale
Domenico Misiti

NEWS

- 72** Conclusa a Padova la quarta edizione del CICAP Fest
Silvano Fuso
- 74** Vincenzo Balzani, professore emerito dell'Università di Bologna, ha ricevuto l'UNESCO-Russia Mendeleev International Prize in the Basic Sciences
Margherita Venturi



Società Chimica Italiana

DIRETTORE ONORARIO

Gaetano Guerra

COMITATO EDITORIALE

Direttore: Margherita Venturi • *Vice-direttori:* Eleonora Aquilini, Giovanni Villani

COMITATO DI REDAZIONE

Eleonora Aquilini, Luigi Campanella, Giorgio Cevasco, Marco Ciardi, Valentina Domenici, Antonio Floriano, Maria Funicello, Silvano Fuso, Elena Ghibaudi, Elena Lenci, Anna Maria Madaio, Raffaele Riccio, Antonella Rossi, Antonio Testoni, Francesca Turco, Margherita Venturi, Giovanni Villani, Roberto Zingales

COMITATO SCIENTIFICO

Presidente: Luigi Campanella • Vincenzo Balzani, Agostino Casapullo, Carlo Fiorentini



ISSN: 0392-8942

REGISTRAZIONE: 03/05/1996 n. 219 presso il Tribunale di Roma.

PERIODICITÀ: Bimestrale

Margherita Venturi

Di nuovo in aula e speriamo che duri!

Cara/o lettrice/lettore, il nuovo anno scolastico e accademico è cominciato già da qualche tempo con tutti, finalmente, in aula e spero proprio di cuore che sia ancora così quando leggerai questo editoriale. Ora che il grosso della tempesta è passato, vorrei fare alcune considerazioni, in parte vecchie e in parte nuove.

La prima considerazione, un po' sconsolata per chi da sempre si occupa di questi problemi, è che c'è voluta una pandemia per smuovere nel nostro paese l'interesse dei mezzi di informazione nei confronti dell'istruzione e della didattica (anche se intesa in senso piuttosto restrittivo). Ne abbiamo sentite di tutti i colori, ma almeno è emerso forte e chiaro che la scuola è importante e che non se ne può fare a meno. Allora, quasi tutti sono stati d'accordo sul fatto che, non potendo andare fisicamente in aula, si dovesse passare alla didattica a distanza facendo pesare questa scelta, o meglio imposizione, sui docenti che si sono dovuti arrangiare in fretta e furia. Ricordo che la formazione a distanza non è qualcosa di nuovo; in Italia si può far risalire al secondo dopo guerra per sopperire alla carenza di operai specializzati e per arginare l'analfabetismo che, soprattutto nel Meridione, toccava punte del 24%. Questi sono infatti i motivi alla base delle prime due significative esperienze italiane di didattica a distanza: la fondazione della Scuola Radio Elettra di Torino, nata nel

1951 per insegnare via posta a riparare apparecchi radiofonici, e l'avvio nel 1958 delle trasmissioni di Telescuola da parte della RAI che, in collaborazione con il Ministero della Pubblica Istruzione, aveva l'obiettivo di far completare il ciclo d'istruzione obbligatoria a studenti residenti in zone in cui mancavano scuole. Due anni dopo, cioè nel 1960, è nata un'altra trasmissione televisiva, *Non è mai troppo tardi*, con lo scopo di insegnare a leggere e a scrivere agli adulti analfabeti.

Questi corsi, però, si basavano fondamentalmente sull'auto-istruzione, cosa che è stata superata tra la fine degli anni 1990 e il 2000; infatti, la rete Internet ha dato la possibilità di sviluppare sistemi di comunicazione mediata da computer, che facilitano l'interazione sincrona e asincrona del docente con gli studenti e degli studenti tra di loro: nasce quello che viene chiamato l'e-learning, cioè l'insieme delle pratiche educative e formative che si possono costruire attraverso la predisposizione di ambienti tematici.

E qui faccio un'altra domanda con relativa considerazione: quanto viene usato l'e-learning a scuola e all'università e, soprattutto, si conoscono e si sfruttano tutte le sue potenzialità? L'idea diffusa è che una tale formazione sia solo un surrogato della didattica in presenza e, quindi, viene usata solo in casi estremi senza conoscerne appieno tutte le possibilità che



offre. Questo è proprio quello che è successo quando ci siamo trovati a dover far lezione a distanza dalla sera alla mattina, senza aver potuto o poter seguire corsi di aggiornamento seri e approfonditi non solo sulle tecnologie, ma anche sul modo più efficace di progettare una lezione a distanza. Si è infatti capito subito che non basta mettere gli studenti davanti allo schermo di un computer; è necessario avere chiaramente in testa la progettazione didattica e metodologica per gestire le motivazioni e l'attenzione dello studente. Non basta “mandare in onda” la lezione e continuare a parlare come se si fosse in aula: ci vuole un'adeguata sceneggiatura, una precisa regia e, soprattutto, un'adeguata familiarità con le nuove piattaforme tecnologiche per riuscire ad interagire con gli studenti, ma anche a farli interagire fra di loro.

E allora ecco un'altra domanda e qualche altra considerazione: l'esperienza fatta lo scorso anno va dimenticata, o ci ha insegnato qualcosa che dobbiamo sfruttare in futuro? Prima di tutto c'è un aspetto etico da considerare; si dice che la didattica a distanza è inclusiva, che può raggiungere tutti e che, quindi, è democratica. In realtà ci si è accorti che il divario economico e sociale è aumentato dal divario digitale perché molti non hanno connessione, non hanno gli strumenti e gli alfabeti per muoversi nel mondo tecnologico. Affinché i poveri non siano sempre più poveri, la scuola di ogni ordine e grado ha il dovere di colmare il gap sociale e di ridurre le differenze. La seconda considerazione, decisamente più positiva riguarda il fatto che, per la prima volta in molti anni, i docenti, le scuole e gli atenei italiani sono stati costretti a interrogarsi sulla didattica, sulle sue finalità, sulle sue modalità e sul problema del rapporto tra didattica e nuove tecnologie digitali. Per quanto riguarda quest'ultimo aspetto si è capito che le nuove piattaforme tecnologiche non sono di per sé capaci di rinnovare la didattica, ma possono far maturare e consolidare le “buone pratiche” di innovazione didattica e che, pertanto, le scuole e le università italiane hanno bisogno di un piano nazionale per il digitale e per l'aggiornamento dei docenti. Un altro punto emerso chiaramente durante la didattica a distanza è che per tenere viva l'attenzione degli studenti occorre affrontare temi reali, attuali, con risvolti sociali ed etici; è giustissimo insegnare i fondamenti della propria disciplina, ma non ci si deve limitare ad essi, cosa che non dobbiamo dimenticare con il ritorno alla “normalità”, perché l'obiettivo prioritario dell'istruzione è quello di formare cittadini maturi e responsabili.

In conclusione, io penso che la pandemia ci abbia insegnato molto, compreso il fatto di aver ribadito

ulteriormente che la didattica in presenza è e rimarrà insostituibile. Quindi, buon ritorno in aula!

Ancora una volta in questo numero della rivista troverai tanti spunti interessanti per il tuo ritorno in aula: percorsi didattici per i vari livelli scolastici, anche laboratoriali e anche in ambienti non formali; un'indagine che mette in rilievo le serie carenze nella padronanza dei nuclei fondanti della chimica da parte degli studenti che si accingono ad entrare in università; pagine di storia, sempre utili per un approccio completo alla chimica; i risvolti etici e didattici di un farmaco tristemente famoso; qualche notizia dell'ultima ora, compresa quella di un prestigioso premio ricevuto da Prof. Balzani che fa parte del Consiglio Scientifico della nostra rivista; la considerazione di un giovane studente iscritto a medicina sull'importanza della chimica per una nuova terapia oncologica e, nelle comunicazioni brevi, il ricordo di un grande chimico italiano.

Ma non è finita qui, perché Giovanni Villani, past-president della Divisione di Didattica, vicedirettore della nostra rivista e candidato alla presidenza della Società Chimica Italiana, racconta del progetto “La Chimica: dalla scuola alla vita quotidiana”, finanziato dal Ministero dell'Istruzione, che, con il coinvolgimento delle università, delle scuole e di altre istituzioni importanti, ha l'obiettivo di costruire una Rete per la Cultura Chimica.

Infine, una nota purtroppo molto dolorosa: il saluto da parte dei collaboratori più stretti all'amico Luigi Cerruti recentemente scomparso. Luigi è stato per tutti un indimenticabile maestro nell'ambito della didattica, della storia e della comunicazione della nostra disciplina; le sue pubblicazioni e i suoi libri ci accompagneranno sempre, così come rimarrà indelebile l'impronta che ha dato nel ricoprire le cariche di presidente della Divisione di Didattica e del Gruppo di Fondamenti e Storia della Chimica. ■

Paola Antoniotti, Elena Ghibaudi, Gianmarco Ieluzzi e Francesca Turco

Luigi Cerruti: i suoi collaboratori più stretti lo ricordano

Un mese fa ci ha lasciati Luigi Cerruti, che molti di voi lettori hanno conosciuto di persona o attraverso la lettura dei suoi scritti. Noi, che siamo stati suoi allievi e compagni di ricerca, vogliamo offrirvene un ricordo.

Luigi (Gino per gli amici) si laureò in chimica presso l'università di Torino nel 1964. Era un chimico-fisico e tale rimase fino al 1979, insegnando e interessandosi di spettroscopia e di chimica quantistica; ma Luigi era soprattutto una persona curiosa che intendeva il mestiere della ricerca come un'autentica e coraggiosa esplorazione di territori ignoti o poco battuti tant'è che – ci diceva – non esiste vera ricerca senza rischio. All'inizio degli anni '80 le vicende accademiche lo portarono a dedicarsi a tempo pieno ad un altro dei suoi molteplici interessi, la storia della chimica, che sarà sua materia di insegnamento dal 1985 in poi. Luigi diverrà uno dei migliori storici italiani della nostra disciplina, conosciuto in Italia e all'estero: dal 1987-88 fu Honorary Fellow presso il Science Museum di Londra; era inoltre membro della Commission on the History of Modern Chemistry della International Union of History and Philosophy of Science, e del Working Party on the History of Chemistry della European Association of Chemical and Molecular Science. Inoltre, nel 1986, contribuì a fondare il Gruppo Nazionale di Storia e Fondamenti della Chimica, del quale fu Presidente dal 2005 al 2012.

I suoi temi di ricerca sono stati molteplici: adottando un approccio epistemologico, Luigi ha esplorato personaggi e idee appartenenti alla storia della chimica e della fisica nel XIX e XX secolo: ricordiamo, tra i suoi molti contributi, i suoi lavori su Cannizzaro [1] e il celebre “Bella e Potente” [2]. Importante anche la sua analisi delle più importanti enciclopedie chimiche europee e dei lavori di Selmi, Guareschi e Giua. In ambito storiografico, ricordiamo poi la sua interpretazione della chimica come ‘macchina au-



topoietica’, ispirato dall’approccio sistemico di Maturana e Varela.

Luigi era attratto dalla fertilità dei territori di confine (tra discipline scientifiche, tra Accademia e industria, tra scienza e società) ossia da tutti quei luoghi dove i saperi – di varia provenienza – si incontrano e si contaminano, fecondandosi a vicenda. Queste direttrici di ricerca hanno accompagnato tutta la sua attività, dentro e fuori l’Accademia: egli era infatti un fermo sostenitore del ruolo

sociale degli scienziati e della scienza [3] e coniugò sempre il proprio ruolo accademico alla passione politica, nel senso più ampio del termine, sostenendo il legame tra l’essere scienziato e l’essere cittadino. Queste convinzioni lo portarono ad ampliare il proprio raggio di azione, occupandosi anche di didattica (fu presidente della DD-SCI dal 1998 al 2001 ed è stato membro del comitato scientifico di Chimica nella Scuola e autore di molti contributi su questa rivista) e di comunicazione della scienza, collaborando con Pietro Greco e il gruppo di divulgazione della scienza di Trieste. Ricordiamo, in questi due ambiti, il suo interesse per la rete come archivio, che lo conduce ad indagare le potenzialità della rete e il nuovo concetto di ‘autorità’ riferito al web; l’avventura di Alambicco, notiziario mensile di chimica per il grande pubblico; i lavori sulla iconografia scientifica (alcuni dei quali in collaborazione con Luca Novelli), che anticipano la fioritura di studi di analisi iconografica a partire da un approccio socio-semiotico. Infine, a testimonianza della sua grande versatilità, Luigi ha dedicato l’ultima parte della sua lunga carriera di ricerca a quella che definiva ‘epistemologia applicata’, intendendo con ciò la riflessione filosofica su concetti fondanti della chimica, sviluppata specificatamente per la comunità di coloro che praticano e insegnano la chimica. In veste di storico ed epistemologo, egli è stato membro del Comitato Editoriale di HYLE-International Journal for Philosophy

of Chemistry e di Substantia - An International Journal of the History of Chemistry. Quest'ultimo suo campo di attività gli ha aperto le porte della International Society for the Philosophy of Chemistry (ISPC), conducendolo ad organizzare, insieme ad alcuni di noi, la 23^a edizione del convegno annuale della ISPC tenutosi per la prima volta in Italia nel 2019.

La lunga carriera di Luigi Cerruti testimonia la sua visione aperta e dialettica della chimica, una visione e un modo di essere che non gli hanno risparmiato dispiaceri accademici e incomprensioni da parte di una comunità chimica non sempre capace di comprendere il suo lavoro e riconoscerne il valore.

Ma Luigi non è stato solo uno studioso. Per noi che abbiamo lavorato con lui in momenti diversi del suo percorso dentro l'Università di Torino è stato innanzi tutto un maestro, nel senso più ricco e più vero del termine: perciò desideriamo rendergli un ultimo omaggio condividendo con i lettori il nostro piccolo ricordo personale.

Francesca Turco

Ho inserito il corso di Storia della Chimica nel piano di studi un po' per curiosità, un po' pensando "sarà facile, me la tolgo in fretta". Non me la sono tolta più, tutto è stato meno che facile. Il corso era alle otto del mattino, eravamo pochissimi studenti, Gino un Maestro dalla competenza sconfinata e variegata. Ho chiesto di poter fare il Dottorato, abbiamo lavorato assieme per una decina d'anni su vari temi di ricerca storica, non ho mai imparato così tante cose, non mi sono mai divertita tanto lavorando forsennatamente (un 24 dicembre ci hanno gentilmente ma inesorabilmente cacciati dalla biblioteca). Ciao Gino, è stato davvero un onore, e qualche frammento di tutta quella sterminata conoscenza lo conservo io.

Paola Antoniotti

Mi ero da poco laureata quando sono venuta a sapere che il professor Cerruti cercava qualcuno interessato a una borsa di studio nel campo della storia della chimica, avevo dato con lui l'esame di fotochimica durante gli studi universitari e decisi di presentarmi nonostante non sapessi di cosa si trattasse. Venni accolta con entusiasmo, l'entusiasmo che lui manifestava in tutto quello che faceva, dall'organizzazione del primo Convegno di Storia della Chimica che si tenne a Torino nel 1985 al quale partecipai, alla costituzione del Gruppo Nazionale di Fondamenti e Storia della Chimica che avvenne nel 1986 e di cui entrai a far parte, erano anni di entusiasmo e fermento, qualcosa di nuovo stava nascendo in Italia, una nuova disciplina: La Storia della Chimica. Ho continuato a lavorare con Gino per molti anni ancora e a prendere parte ai convegni che con cadenza biennale venivano organizzati in Italia e condivido pienamente il suo pensiero, erano luoghi di incontro, di ricerca ma soprattutto di amicizia. Grazie Gino per questi bei ricordi.

Gianmarco Ieluzzi

Gino era seduto ad ascoltarmi dietro la sua scrivania e i suoi occhiali; io arrivavo da un percorso di dottorato in Chimica dei materiali e stavo studiando, per altre vie, filosofia della scienza. Mi ero rivolto a lui per approfondire il versante culturale della scienza ed egli mi propose l'approccio epistemologico alla chimica. Accettai e fu un colpo di fulmine. Gino è stato un maestro, di quelli che, se sei fortunato, nella vita incontri una volta o due. Insieme a Francesca Turco, abbiamo iniziato percorsi in nuovi campi della storia della scienza, con entusiasmo e divertimento. Era sempre pieno di iniziative e proposte e, cosa ancora più importante, pronto a ascoltarci e a dare gambe a nostre nuove sollecitazioni. Oltre a una profonda e meditata conoscenza della chimica, ci ha trasmesso moltissime cose che aveva studiato, dalla linguistica alla socio-semiotica, dalla fenomenologia alla divulgazione della scienza, passando per la riflessione e meditazione sulla cultura buddista. Ci ha insegnato a condividere all'interno del gruppo i risultati che qualcuno di noi otteneva, senza imporre una gerarchia fine a se stessa e spingendoci spesso a tenere convegni, lezioni, dibattiti per farci crescere e spiccare il volo. Una delle sue lezioni più grandi, che si può condensare quasi in uno slogan, è stata che non si può essere scienziati senza essere cittadini. Solo questo dice la sua grande umanità e profonda saggezza. Anche nei momenti personali tristi e difficili sei stato là, ad aspettarci e ad ascoltarci. Grazie per esserci stato.

Elena Ghibaudi

Nella mia vita ho avuto l'incredibile fortuna di incontrare alcuni maestri. Luigi era tra questi e io conservo un debito di gratitudine verso di lui, per quanto mi ha insegnato come chimico e come persona. Sebbene ci conoscessimo da molto tempo, il nostro incontro professionale risale a una decina di anni fa quando cominciammo a condividere l'interesse per l'epistemologia della chimica. Lavorando insieme mi colpirono il suo entusiasmo e la passione per il proprio mestiere, rimasti intatti dopo una lunga carriera, così come la professionalità e il gusto – molto piemontese – per il lavoro ben fatto, quello di cui parla Primo Levi nella Chiave a Stella. Non dimenticherò mai le nostre lunghe discussioni filosofiche che a volte si protravevano per tutta la giornata; erano momenti di puro godimento intellettuale nel corso dei quali ci confrontavamo, a volte ci scontravamo, uscendone sempre cambiati (e contenti di esserlo). Oggi so che non troverò più un interlocutore come lui. Sono molto grata di aver incontrato una persona così 'ricca' umanamente ed intellettualmente.

Riferimenti

- [1] L. Cerruti, Curatela di S. Cannizzaro, *Sunto di un corso di filosofia chimica*, Sellerio, Palermo, 1991.
- [2] L. Cerruti, *Bella e potente. La chimica dagli inizi del Novecento ai giorni nostri*, Editori Riuniti, Roma, 2003 (1^a edizione), 2016 (2^a edizione): la prima e tuttora unica storia della chimica nel Novecento apparsa nella letteratura internazionale.
- [3] L. Cerruti, S. Fazio, *Scienziati e crisi della scienza*, De Donato, Bari, 1976. ■

Giovanni Villani

Istituto di Chimica dei Composti OrganoMetalli (UOS-Pisa)

✉ giovanni.villani@cnr.it

Il Progetto SCI “La Chimica: dalla scuola alla vita quotidiana”

Facciamo una Rete per la Cultura Chimica

L'immagine della rete è ormai ampiamente utilizzata per la sua intrinseca forza visiva. Dall'iniziale rete per pescare, si è passati ormai ad associare al termine “rete” Internet, la “rete delle reti”.



La rete è l'immagine metaforica di un approccio che, lasciando autonomia ai nodi, poi li mette in relazione, li connette. La rete è intrinse-

camente “democratica”, non c'è gerarchia, non ci sono capi. La rete è tanto più robusta quanto più numerose sono le interconnessioni.

Da supporter del calcio, mi piace anche ricordare che “fare rete” può significare “raggiungere un fine, una meta”, fare goal.



Qui noi, tuttavia, non vogliamo parlare né di Internet né di calcio, ma della cultura chimica e della necessità di costruire per essa uno stabile insieme di nodi, distribuiti spazialmente, autonomi ma connessi, una vera e propria Rete per la Cultura Chimica (RCC), partendo da una bella occasione offertaci dal Bando 2020 per la Diffusione della Cultura Scientifica del MIUR.

Come ben saprete, con periodicità randomica, il MIUR emana tali tipi di bandi. Alla fine dell'anno scorso, venuto a conoscenza di tale Bando, mi sono attivato perché la Società Chimica Italiana (SCI) ci provasse. Erano bandi annuali per progetti fino a 100000 euro, finanziati all'80%.

Dopo aver trovato ampia disponibilità da parte del nostro Presidente, ho scritto da Referente per la SCI un progetto dal titolo “La Chimica: dalla scuola alla vita quotidiana”, articolato nelle tre seguenti azioni.

- Costruire una rete individuando in ogni regione un nodo della divulgazione chimica e collegare tra di loro i nodi; ogni nodo deve essere parte attiva in iniziative culturali sulla chimica e nel riproiettare nel territorio tali iniziative. In ogni nodo deve essere presente una scuola che faccia da capofila per l'essenziale componente scolastica.
- Dotare tale rete di una sua specifica piattaforma informatica che consenta di diffondere e pubblicizzare le iniziative dei singoli nodi e creare ulteriori rapporti con simili reti di altre discipline. Tale piattaforma, inoltre, consente la propagazione nel tempo di tale progetto.
- Creare un'iniziativa nazionale che riassume e valorizzi le iniziative locali e che sia sufficientemente grande da dare visibilità alla cultura chimica sui media.

Sorprendentemente, il progetto è stato finanziato con 80.000 euro.

Nei prossimi giorni il Progetto dovrà essere dettagliato. Proprio nella logica della rete, si accettano candidature e autocandidature.

Lasciatemi finire questo articoletto di informazione in una prospettiva più vasta e allo stesso tempo personale (della qualcosa mi scuso in anticipo).

Nei prossimi giorni ci sarà l'elezione del Presidente della Società Chimica Italiana per il triennio 2023-2025 e io sono uno dei due candidati. Io vorrei incentrare il mio Programma proprio sulla Cultura Chimica e sulla necessità di creare per essa una stabile e diffusa rete.

La SCI è la più antica società scientifica disciplinare. Nonostante la nostra storia e il nostro impegno co-



stante, tuttavia, non possiamo dire che la Chimica goda di una bella immagine “pubblica”. Certamente la disciplina Chimica è insegnata a quasi tutti gli studenti delle Scuole Secondarie; certamente sono tanti gli indirizzi universitari che prevedono uno o più esami di Chimica. Nonostante ciò, tuttavia, non è difficile trovare ogni giorno sui media chi parla male della Chimica. Sarebbe bello pensare che sono “chiacchiere al vento” che non ci porteranno problemi, ma temo che questo non sia vero. Anche l’esempio dell’attuale pandemia, ci dovrebbe far riflettere su tutto il lavoro che deve essere fatto, a monte non nell’emergenza, per una corretta diffusione della cultura chimica, in particolare, e scientifica in generale.

Nella nostra comunità non è mai mancato l’impegno e la consapevolezza sul problema dell’immagine negativa della Chimica nella società, ma, da persone di scienza, abbiamo troppo a lungo pensato che tale problema si risolvesse da solo perché non aveva nessuna consistenza razionale. Va preso atto che non è così e bisogna intensificare gli sforzi e indirizzare risorse, mentali e materiali, per operare in questa direzione. Io credo che su queste problematiche la Società Chimica Italiana deve impegnarsi in un forte e attivo lavoro.

La SCI ha un’articolazione territoriale in Sezioni regionali, prova del radicamento ubiquitario della

nostra comunità. Queste Sezioni vanno coinvolte nella RCC che verrà costruita nell’ambito del progetto. Esistono, poi, all’interno della SCI altre articolazioni non rivolte a specifici settori chimici: la Divisione di Didattica (l’unica Divisione non tematica), il Gruppo per la Diffusione della Cultura Chimica, il Gruppo Giovani e quello Senior. Io credo che tutte queste articolazioni debbano essere parte attiva, oggi, nella formazione della RCC e, domani, nel tenerla viva. Non facciamoci illusioni. Il lavoro giornaliero di diffondere una corretta idea della Chimica, dei suoi concetti e delle sue applicazioni, delle sue interazioni con le altre discipline e delle sue problematiche culturali ed etiche va esplicato nelle Scuole e nelle Università. È su questo che la Divisione di Didattica lavora insieme a Scuole ed Università. Se questo lavoro non funzionasse, non ci potrebbe essere a valle nessuna altra istituzione in grado di intervenire. Assodato questo, noi chimici che lavoriamo con la Chimica nelle differenti professioni (siano esse la ricerca, l’industria, o i servizi) non possiamo esimerci da un lavoro attivo, distribuito ma coordinato, sulla diffusione della cultura chimica che, affiancando progetti culturali nazionali come, per esempio, la rete dei musei di Chimica, possa portare il suo contributo ad una corretta percezione della Chimica nella società. ■

Federica Branchini,¹ Marco Ghirardi^{2,3} e Elena Ghibaudi^{1,2}

1) Dipartimento di Chimica, Università di Torino, Via Giuria 7, 10125 Torino

2) SENDS Storia ed Epistemologia per una Nuova Didattica delle Scienze, Torino

3) Istituto Tecnico Industriale "Q. Sella", Via F.lli Rosselli 2, 13900 Biella

✉ federica.branchini@edu.unito.it; elena.ghibaudi@unito.it

L'insegnamento/apprendimento della chimica in Italia è in buona salute?

RIASSUNTO *Sia la letteratura internazionale sia quella italiana evidenziano serie carenze nella padronanza dei nuclei fondanti della chimica da parte degli studenti della scuola secondaria. Nonostante gli sforzi per innovare la didattica della chimica nelle scuole secondarie gli esiti delle attività di insegnamento/apprendimento permangono largamente insoddisfacenti. In questo lavoro illustriamo e commentiamo i risultati di un'indagine svolta su un campione limitato di studenti delle classi quinte del Liceo Scientifico, Opzione Scienze Applicate. Obiettivo di questa indagine era la verifica delle competenze chimiche di base negli studenti in uscita dal ciclo di studi di scuola secondaria di secondo grado.*

ABSTRACT *Both international and Italian literature denounce serious problems in the understanding of basic chemical concepts by high school students. Despite the efforts to innovate chemistry teaching in upper secondary schools, the outcomes of the teaching/learning activities remain largely unsatisfactory. This article presents and comments the results of a survey carried out on a limited sample of students in terminal classes of Scientific High School (applied science option). Aim of this survey was to verify the level of chemical competence possessed by students which are about to leave the high school cycle.*

Introduzione

Il modo di pensare di un chimico è qualificato dall'utilizzo coerente di idee che pertengono a tre distinti livelli concettuali: macroscopico, microscopico e simbolico [1,2]. Pensare chimicamente

implica la necessità di utilizzare con consapevolezza astrazioni che attengono a piani concettuali differenti¹; ciò è all'origine di molte difficoltà sia nell'insegnamento che nell'apprendimento della chimica, come dimostrano svariati studi realizzati a livello internazionale nell'arco di decine di anni [4 - 9].

Nonostante l'enfasi che da tempo si pone sulla necessità di acquisire competenze da parte degli studenti italiani – rispetto a memorizzare pure e semplici conoscenze/informazioni – e sul loro accertamento tramite congrue modalità di verifica, da rendicontare con appositi modelli di certificazione [10], indagini svolte in Italia su un arco temporale di circa venti anni hanno evidenziato rilevanti carenze nell'apprendimento della chimica di base; tale situazione, pare superabile solo mediante la progettazione e la realizzazione di efficaci prassi di trasposizione didattica [11-16]. Allo scopo di acquisire dati più recenti sul livello di padronanza dei concetti fondanti della chimica e sulle competenze chimiche degli studenti in uscita dalla scuola secondaria di secondo grado, abbiamo progettato e somministrato un test a studenti del quinto anno di Liceo Scientifico, Opzione Scienze Applicate. Il presente lavoro ne presenta gli esiti, esaminandoli alla luce di alcune indagini pregresse.

Descrizione del questionario

Il test constava di 18 domande sui temi riportati in Tabella 1. I quesiti sono stati formulati prescindendo, per quanto possibile, da specifici approcci didattici, tenendo conto dei modi e tipi di quesiti più diffusi tra i docenti. Con esso abbiamo inteso rilevare concezioni alternative e identificare le difficoltà manifestate dagli allievi nel comprendere ed applicare

¹ Il significato della locuzione *pensare chimicamente* è ben illustrato da Luigi Cerruti quando osserva che il chimico percepisce “cambiamenti di colore, la formazione di un precipitato, lo sviluppo di un gas, ecc.” e, in modo per nulla ovvio, interpreta tali processi come “risultato di eventi che coinvolgono particelle invisibili” [3].

la logica della disciplina chimica. Il test è stato somministrato a 105 studenti (5 classi) di classi quinte del Liceo Scientifico, Opzione Scienze Applicate, provenienti da due diversi Licei della regione Marche. Esso ha coinvolto 5 docenti della classe A50 (scienze). Prima della somministrazione, i quesiti del test sono stati condivisi con i docenti referenti delle rispettive scuole, al fine di verificarne la congruenza con i contenuti trattati in classe.

Analisi degli esiti del test

Nell'impossibilità di riportare l'analisi dettagliata di tutte le domande, abbiamo operato una scelta e commenteremo solo le risposte alle domande che abbiamo ritenuto più significative.

Domanda 2 *Rappresentazione particellare di un gas prima e dopo la compressione. Stati fisici della materia.*



Le automobili possono essere alimentate a metano, che a T e P ambiente è un gas. Il metano utilizzato come combustibile nelle auto viene immagazzinato in

bombole sotto pressione. Rappresenta a livello particellare il metano prima e dopo la compressione:

Metano prima della compressione	Metano dopo la compressione

La domanda implicava l'utilizzo del modello particellare e delle sue rappresentazioni, relativamente allo stato gassoso². Per essere considerate accettabili, le rappresentazioni devono tenere conto dei seguenti aspetti: i) stato gassoso del metano in condizioni ordinarie (particelle rappresentate in modo disordinato e lontane una dall'altra; la distanza tra le particelle è superiore alla dimensione delle particelle stesse); ii) conservazione dell'identità della sostanza (stesso simbolo per ognuna delle particelle in entrambi i riquadri); iii) conservazione della massa (stesso numero di particelle in entrambi i riquadri); iv) riduzione del volume (particelle rappresentate più vicine nel secondo riquadro rispetto al primo). Nessuno dei 105 studenti ha fornito una rappresen-

² Ci riferiamo qui ad un modello microscopico di struttura della materia nel quale le particelle, rappresentate mediante simboli iconici, godono delle seguenti proprietà: indivisibilità, indeformabilità, invarianza del volume e della massa. Rappresentazioni iconiche del modello devono tenere conto di tali proprietà e devono garantire la coerenza tra proprietà macroscopiche del sistema e loro interpretazioni in termini particellari.

³ Le rappresentazioni riportate nelle figure 1 e 2 sono quelle originali fornite dagli studenti: la diversa formattazione dei testi e delle immagini è dovuta al fatto che parte degli studenti hanno sostenuto il test in forma cartacea e parte in modalità on line.

Numero domanda	TEMI
1	Significato e rappresentazione di un modello
2	Rappresentazione particellare della materia e concetto di stato fisico
3	Applicazione del modello dei gas ideali a un contesto reale
4	Differenza tra sostanza semplice e composta e tra sostanza e miscuglio, rappresentati mediante il modello particellare
5	Modello atomico a gusci, proponendo applicazioni del modello a situazioni familiari
6	Uso del modello particellare e delle sue rappresentazioni per identificare una sostanza pura e un miscuglio entrambi allo stato liquido (acqua distillata e acqua del rubinetto)
7	Concetto di proprietà intensiva ed estensiva e suo utilizzo in un caso concreto (stabilire se un oggetto è costituito di oro puro)
8	Comprensione dei concetti di trasformazione fisica e chimica
9	Rappresentazione particellare e simbolica di una trasformazione chimica e di una trasformazione fisica (idrolisi ed evaporazione dell'acqua)
10	Comprensione dei concetti di trasformazione fisica e chimica e loro applicazione a contesti reali
11	Comprensione del concetto di mole e sua applicazione in contesti reali
12	Comprensione del linguaggio simbolico e del significato dei pedici nelle formule brute
13	Comprensione del linguaggio simbolico e dei rapporti stechiometrici in una equazione chimica. Comprensione del concetto di quantità di sostanza
14	Capacità di classificare le diverse tipologie di processi chimici
15	Comprensione dei modelli di legame
16	Comprensione del concetto di concentrazione come proprietà intensiva
17	Comprensione del concetto di grandezza intensiva, di concentrazione e diluizione di una soluzione
18	Comprensione di ciò che è classificato nella tavola periodica degli elementi

Tab. 1 Concetti e competenze indagate dalle 18 domande del test

tazione del metano pienamente coerente con quella attesa. Il 44% del campione non ha risposto. La figura 1 riporta alcune rappresentazioni³ che abbiamo giudicato significative, a vario titolo. Le rappresentazioni eseguite dagli studenti presentano varie incongruenze, attribuibili a diverse possibili cause quali la mancanza di familiarità con l'utilizzo di un modello alle cui regole fare riferimento per interpretare e rappresentare la realtà o la mancanza

	Metano prima della compressione	Metano dopo la compressione
Studente 47		
Studente 71		
Studente 44	CH ₄	CO ₂ + H ₂ O
Studente 96	H C H	H H C H H

Fig. 1 Risposte degli studenti alla domanda 2 del test

di abitudine a realizzare rappresentazioni corpuscolari della materia, malgrado la diffusione di questo tipo di rappresentazioni nei libri di testo. Gli studenti 47 e 71 correlano correttamente la compressione con una diminuzione della distanza tra unità strutturate (in questo caso molecole). Tuttavia, dai loro disegni si può arguire che:

- Non viene prestata attenzione alla conservazione della forma, delle dimensioni e/o del numero di particelle rappresentate nei due pannelli.
- Molte rappresentazioni del gas dopo la compressione presentano le particelle molto vicine tra loro, come sarebbe proprio di uno stato condensato.
- Molti studenti (tra i quali il 71, il 44 e il 96) confondono la rappresentazione iconica con la rappresentazione simbolica, sostituendo ai segni iconici le formule brute del metano.

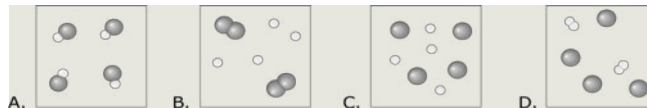
Le risposte degli studenti 44 e 96 evidenziano altri ordini di problemi: nel primo caso, non solo non si ha una rappresentazione particellare, ma trasformazione fisica e chimica appaiono confuse. Non meno grave la concezione difforme mostrata dallo studente 96: la riduzione del volume del gas, conseguente alla compressione, è correlata alla diminuzione del volume di una singola molecola di metano, la quale – in aggiunta – pare costituita di atomi senza legami. Questa risposta indica una grave confusione tra proprietà macroscopiche, interpretazioni microscopiche e rappresentazioni simboliche. Questi pochi esempi sono sufficienti ad indicare la scarsa padronanza del modello particellare

della materia e la poca familiarità degli studenti con il suo utilizzo pratico, nonostante il suo carattere di modello fondamentale per il pensiero chimico. Già nel 1992 Nakhleh rilevava che:

“Students of all ages seem to have trouble understanding and using the scientifically accepted model that matter is made of discrete particles that are in constant motion and have empty space between them. Indeed, an acceptable concept of the particulate nature of matter lays the foundation for understanding many chemical concepts: chemical reactions; the effects of pressure, volume, and temperature on gases; changes in state; dissolving; and equilibrium” [4].

Domanda 4 *Comprensione della differenza tra sostanza semplice e sostanza composta e tra sostanza e miscuglio, rappresentati mediante il modello particellare.*

Osserva le seguenti rappresentazioni particellari di sistemi diversi. Associa a ciascun disegno la didascalia che ti sembra più appropriata (sono possibili più alternative per uno stesso disegno)



	Lettera/e corrispondente/i
Una sostanza composta	
Miscuglio di due sostanze elementari (o semplici)	
Miscuglio di sostanze composte	
Miscuglio di due sostanze monoatomiche	
Miscuglio di una sostanza composta e di una sostanza elementare (o semplice)	
Una sostanza allo stato gassoso	
Miscuglio di una sostanza monoatomica e di una biatomica	

Le risposte considerate corrette sono, nell'ordine: 1-A; 2-B, C e D; 3-nessuna; 4-C; 5-nessuna; 6-A; 7-B e D. Anche in questo caso, una schiacciante percentuale di studenti (99 su 105) non è stata in grado di associare la corretta didascalia a ciascuna rappresentazione e ha fornito risposte parziali e/o contraddittorie (ad esempio, associando alla stessa rappresentazione particellare definizioni tra loro incompatibili). Ancora una volta, sembra incidere la

scarsa familiarità degli studenti con rappresentazioni particellari della materia. In più si rileva la difficoltà a distinguere tra sostanze e miscugli, una difficoltà che probabilmente si trasferisce anche al piano macroscopico.

Domanda 6 Rappresentazione particellare dell'acqua distillata e dell'acqua del rubinetto. Comprensione dei concetti di sostanza e miscuglio e delle loro proprietà. Uso del modello particellare.

L'immagine a sinistra raffigura una tanica riempita di acqua distillata. L'immagine di destra raffigura acqua del rubinetto.



Rappresenta i due sistemi a livello particellare:

Acqua distillata	Acqua del rubinetto

Le rappresentazioni attese devono tenere conto dei seguenti aspetti: i) stato liquido dell'acqua distillata e di rubinetto in condizioni ordinarie (particelle disposte in modo disordinato e vicine in entrambi i riquadri); ii) differenza tra sostanze e miscele (unico simbolo ripetuto per l'acqua distillata e più tipi di simboli ripetuti per l'acqua di rubinetto). Gli esiti della domanda 6 (Figura 2) riflettono le difficoltà già emerse nelle domande 2 e 4.

Se gli studenti 8 e 64 mostrano di aver compreso la differenza tra sostanza e miscuglio (sebbene lo studente 8 utilizzi formule e non simboli iconici), molti loro colleghi mostrano di confondere concetti appresi in momenti diversi del corso di chimica. Ad esempio, lo studente 50 descrive l'acqua distillata come un insieme di molecole di acqua (utilizza la formula H_2O senza il 2 posto a pedice), mentre l'acqua del rubinetto appare una miscela di molecole di H_2O , ioni OH^- e ioni H^+ : i prodotti di dissociazione dell'acqua sono dunque considerati come componenti chimiche distinte dalla sostanza acqua, mentre non vengono indicate eventuali altre specie ioniche in soluzione. Lo studente 70 rappresenta la sostanza acqua mediante una singola molecola: si tratta di un errore

Studente 8	<p>Rappresenta i due sistemi a livello particellare:</p>	
Studente 64	<p>DISTILLATA</p>	<p>RUBINETTO</p>
Studente 50	<p>H_2O H_2O H_2O</p> <p>H_2O H_2O H_2O</p> <p>H_2O H_2O H_2O</p> <p>H_2O H_2O</p> <p>Acqua distillata</p>	<p>H_2O H_2O H^+ H_2O</p> <p>OH^- H_2O H_2O</p> <p>H^+ H_2O H^+ H_2O</p> <p>OH^- H_2O</p> <p>H_2O H_2O OH^-</p> <p>Acqua del rubinetto</p>
Studente 70		
Studente 71	<p>Acqua distillata</p>	<p>Acqua del rubinetto</p>
Studente 97	<p>Se però l'acqua è distillata, non esistono particelle intorno alle quali le molecole possono addensarsi e ciò rende difficilissimo la condensazione</p>	<p>Particelle chiare in sospensione: sono indice della presenza di calcare. Se l'acqua è ricca di magnesio e calcio, con il calore possono formare piccole particelle bianche, dette "precipitato"</p>

Fig. 2 Risposte degli studenti alla domanda 6 del test

ricorrente. Lo studente 71 non rappresenta correttamente a livello microscopico lo stato fisico dell'acqua in condizioni ordinarie; infatti, disegna le particelle troppo distanziate. Inoltre, la rappresentazione di destra (soluzione) è in parte disegnata e in parte scritta: ciò suggerisce la mancanza di consapevolezza rispetto alla differenza tra una rappresentazione ingenua ed una modellistica, che deve seguire regole precise. Lo studente 97 riporta frasi incongrue nel contesto della domanda. Infine, ben 40 studenti su 105 (38%) non rispondono, suggerendo di non essere in grado di rappresentare una sostanza

ed un miscuglio (entrambi allo stato liquido) a livello particellare.

Domanda 8 *Comprensione dei concetti di trasformazione fisica e chimica.*

La domanda 8 e i suoi esiti sono riportati in Tabella 2. Il colore rosso evidenzia il numero degli studenti che ha risposto in modo errato. Solo 1 studente su 105 risponde correttamente a tutte le richieste.

I dati della Tabella 2 suggeriscono che la comprensione dei concetti di trasformazione chimica e fisica e delle loro implicazioni (primi quattro asserti) potrebbe essere migliorata; infatti, escluso il caso della terza domanda, le altre tre hanno ottenuto almeno un quinto di risposte errate. È interessante notare che il 27,6% degli studenti applica il principio di conservazione della massa alle sole trasformazioni fisiche; in tal senso, essi dimostrano di non essere consapevoli che il bilanciamento degli schemi di reazione, una tipica procedura della chimica, è strettamente correlato alla conservazione della massa. Ciò implica che le verifiche ordinarie dovrebbero prevedere, oltre ai classici esercizi di bilanciamento di reazioni, anche quesiti mirati ad accertare l'effettiva comprensione dei fondamenti concettuali di quella procedura. Decisamente peggiori gli esiti dell'applicazione di queste conoscenze a situazioni reali (ultimi 4 asserti); ulteriore segnale del fatto che

Specifica se le seguenti affermazioni sono vere o false:	VERO	FALSO
In una trasformazione chimica le sostanze presenti inizialmente nel sistema si conservano, in una trasformazione fisica invece esse non si conservano	24 (22,9%)	81 (77,1%)
La massa si conserva solo nelle trasformazioni fisiche	29 (27,6%)	76 (72,4)
Durante una trasformazione chimica gli atomi inizialmente presenti nel sistema si ricombinano tra loro per formare sostanze diverse da quelle iniziali	99 (94,3%)	6 (5,7%)
Durante l'evaporazione, una sostanza si trasforma in un'altra sostanza	21 (20%)	84 (80%)
Durante l'ebollizione dell'acqua si generano bolle di ossigeno e di idrogeno gassosi	76 (72,4%)	29 (27,6%)
Quando lo zucchero viene dissolto nel caffè avviene una trasformazione chimica	62 (59%)	43 (41%)
L'annerimento della polpa di una banana esposta all'aria è una trasformazione fisica	31 (29,5%)	74 (70,5%)
Il passaggio di corrente in un filo elettrico è una trasformazione chimica	33 (31,4%)	72 (68,6%)

Tab. 2 Esiti della domanda 8 del questionario: in nero, numero e % di risposte corrette; in rosso, numero e % di risposte errate

l'enfasi generalmente posta sulla necessità dell'acquisizione di competenze non ha trovato, nella prassi quotidiana d'insegnamento, una efficace modalità di realizzazione. Spicca su tutte l'elevata percentuale (72,4%) di coloro che associano l'evaporazione dell'acqua alla formazione di ossigeno e idrogeno gassosi; prova che i passaggi di stato, benché proposti e riproposti sin dai primi anni di scuola, richiedono una adeguata trasposizione didattica. Anche la modellizzazione della dissoluzione di una sostanza polare in ambiente acquoso (zucchero nel caffè) è risultata piuttosto problematica; infatti, il 59% degli studenti la ritiene un processo chimico e ciò probabilmente a causa della scomparsa alla vista del soluto. Queste difficoltà sono ricorrenti, se consideriamo che già Roletto e Mirone [17] riportano le difficoltà dei loro studenti a riconoscere la dissoluzione dello zucchero come processo fisico.

Domanda 15: *Comprensione dei modelli di legame.*

Completa le seguenti frasi:

1. La molecola di diidrogeno si forma quando due singoli atomi di idrogeno si legano fra loro. Ciò accade perché la molecola di diidrogeno è (più/meno) stabile rispetto ai due atomi isolati.
2. Il legame (covalente/metallico) che unisce i due atomi di idrogeno nella molecola di diidrogeno comporta la condivisione di una coppia di (protoni/elettroni).
3. Le molecole dell'idrocarburo metano si comportano come dipoli (istantanei/permanenti)
4. Nella molecola di HCl (è/non è) presente un dipolo elettrico: in questa molecola i baricentri delle cariche positive e negative (coincidono/non coincidono).
5. Se in una molecola sono presenti legami polari, la molecola (sarà/non sarà) sicuramente polare.
6. Una molecola che contiene solo legami (polari/apolari) è sicuramente apolare.
7. La sostanza H_2O a temperatura ambiente è allo stato liquido mentre H_2S è allo stato gassoso: nel primo caso i legami chimici intermolecolari sono più (forti/deboli) dei secondi.
8. Nella sostanza NaCl il legame (covalente/ionico) è dovuto all'attrazione elettrostatica tra (molecole/ioni).
9. Lo zucchero è solubile in acqua perché è una molecola (polare/apolare).

La consegna richiedeva il completamento delle nove proposizioni sopra riportate inerenti i concetti di interazione intra- e inter-molecolare, molecola polare e non polare, dipolo istantaneo e permanente, scegliendo tra due alternative possibili. Le scelte attese sono, nell'ordine: 1) più; 2) covalente ed elettroni;

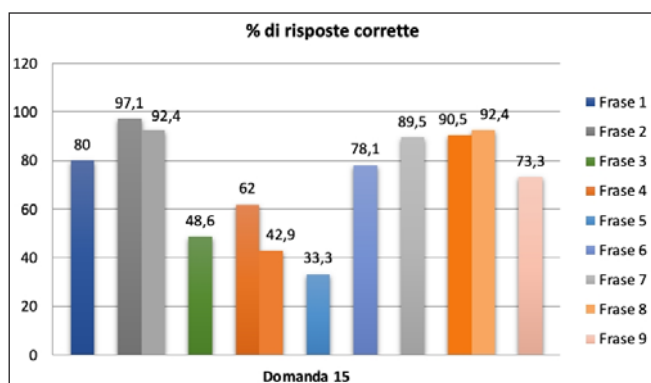


Fig. 3. Esiti della domanda 15

3) istantanei; 4) è e non coincidono; 5) non sarà; 6) apolari; 7) forti; 8) ionico e ioni; 9) polare. La percentuale delle risposte corrette è mostrata nella figura 3.

Ben 21 studenti non hanno saputo correlare la formazione della molecola di diidrogeno con gli aspetti energetici (proposizione 1). Le questioni energetiche inerenti la formazione dei legami potrebbero essere proficuamente discusse utilizzando il grafico di Lennard-Jones [18]. Solo 3 studenti hanno confuso il legame covalente con quello metallico. Alquanto inaspettato pare il fatto che 8 studenti (7,6%) abbiano indicato i protoni come facenti parte della coppia di legame. L'errore, pur limitato ad una piccola percentuale, è da ritenersi piuttosto grave; infatti, evidenzia l'acquisizione di una idea di atomo del tutto inaccettabile nonché la mancata comprensione del ruolo degli elettroni nella formazione dei legami chimici e, conseguentemente, la non padronanza del modello di Lewis. 54 studenti (oltre il 50% del campione) non hanno saputo individuare la presenza di dipoli istantanei nelle molecole del metano, mentre 40 studenti (38%) non hanno riconosciuto nella molecola di acido cloridrico la presenza di un dipolo permanente. La relazione tra modalità della distribuzione delle cariche e presenza/assenza di dipoli permanenti o temporanei è risultata problematica per una larga parte del campione (60 studenti, il 57,1%, hanno sbagliato il secondo completamento della quarta frase). Rileviamo qui la difficoltà nel comprendere e utilizzare il concetto di dipolo (istantaneo o permanente) così come è ampiamente documentato nella letteratura didattica [5, 19, 20]. Un'ulteriore difficoltà risiede nel cogliere il nesso tra geometria molecolare e polarità delle molecole; infatti, le risposte non accettabili date alla domanda 5 si attestano al 66,7% (70 risposte errate su 105). La proposizione 6, inerente lo stesso argomento, ha esiti migliori della precedente (solo 23 alunni su 105, il 21,9%, forniscono risposte non accettabili) e prende in considerazione il caso di una molecola

non polare. Il completamento della frase 7 non ha posto problemi rilevanti (94 studenti su 105, ossia l'89,5%, hanno risposto correttamente); infatti, gli studenti sono stati in grado di correlare l'entità delle forze intermolecolari con lo stato fisico delle due sostanze. Anche la proposizione 8 sembra non porre problemi (i due completamenti sono stati svolti correttamente dal 90,5% e il 92,4% degli studenti, rispettivamente). La scelta di una sostanza molto familiare agli studenti e ampiamente citata dai testi come esempio di composto ionico, ha verosimilmente contribuito ad indirizzare gli studenti alla scelta corretta. Tuttavia, molti dati di letteratura dimostrano che la concezione alternativa secondo la quale i composti ionici sono costituiti di molecole è molto diffusa [21]; pertanto, è necessario prestare particolare attenzione al fine di evitare tale fraintendimento. Infine, il completamento della frase 9 non è corretto per 28 studenti su 105 (26,7%), che ritengono lo zucchero una sostanza apolare. Rispondere correttamente a tale item implica la comprensione del concetto di polarità delle molecole e la conoscenza delle interazioni intermolecolari. Tale risultato, insieme agli esiti delle frasi 5, 6 e 7, suggerisce che una percentuale importante di studenti non sia sufficientemente competente nell'utilizzare il concetto di polarità delle molecole.

Conclusioni

Obiettivo di questa indagine, effettuata su un campione limitato di studenti in uscita dalla scuola secondaria di secondo grado, era verificare quali competenze chimiche di base fossero in loro possesso. Gli esiti mostrano che l'apprendimento di concetti (anche basilari) è ampiamente carente: in particolare, si nota una generale incomprensione del modello particellare e delle sue implicazioni, che si riflette sia sulla incapacità di produrre/interpretare rappresentazioni iconiche congruenti del mondo atomico-molecolare, sia sulla mancata acquisizione della capacità di 'pensare chimicamente', collegando correttamente i livelli macroscopico, microscopico (modellistico) e simbolico.

Sebbene questa indagine abbia un carattere parziale e locale, in quanto è stata realizzata all'interno di una realtà circoscritta a scopo puramente esplorativo, tuttavia è significativo che gli esiti di questa rilevazione confermino ciò che la letteratura, italiana e internazionale, denuncia da anni. Ciò autorizza a pensare che le problematiche qui evidenziate siano diffuse in tutto il contesto scolastico italiano. Ad esempio, già nel 2005 Carrozza [22] rilevava serie criticità nella comprensione del concetto di stato fisico e nella modellizzazione delle trasformazioni fisiche,

attribuendole a un insegnamento prevalentemente descrittivo delle discipline scientifiche. Roletto, nel 2003, rilevava l'inadeguata comprensione del concetto di mole [23]. Ancor prima, Mirone e Roletto [17] riportarono le difficoltà di apprendimento dei concetti fondanti della chimica da parte di studenti italiani delle scuole secondarie di secondo grado, constatando le stesse carenze nelle matricole universitarie dei corsi di Chimica e Chimica Industriale. Altre indagini condotte su matricole universitarie segnalavano la mancata comprensione operativa della differenza tra atomo e molecola in una frazione significativa di studenti [24], mentre Mirone e Benedetti [25] argomentavano a favore della necessità di un miglioramento dell'apprendimento dei concetti fondamentali della termodinamica.

Va inoltre tenuto presente che l'insufficiente comprensione dei concetti fondanti e le diffuse concezioni alternative rilevate costituiscono un ostacolo anche alla comprensione dei contenuti più avanzati dei corsi di chimica nella scuola superiore di secondo grado (es. termochimica, cinetica, equilibrio chimico, elettrochimica, reattività organica) e di quelli di discipline correlate (ad es. la biochimica):

“Il non padroneggiare le conoscenze di base può dunque costituire un vero e proprio impedimento ad apprendere concetti avanzati; l'esistenza di concezioni difformi può portare ad apprendere in modo difforme nuovi saperi” [17]

Nel complesso, i risultati (passati e presenti) segnalano problemi persistenti, che originano da vari fattori: i) l'intrinseca complessità dei concetti della chimica; ii) l'astrattezza delle interpretazioni teoriche della chimica, che si riferiscono a un mondo atomico-molecolare non direttamente accessibile alla percezione; iii) la scarsa incisività di pratiche didattiche che spesso mirano a un apprendimento mnemonico più che a una comprensione effettiva.

Ci sembra di poter affermare che un accorto processo di insegnamento/apprendimento della chimica (e delle scienze) dovrebbe contemplare:

- il chiarimento del concetto di modello e del rapporto che esso intrattiene col sistema reale, come premessa epistemologica necessaria all'insegnamento del sapere scientifico;
- il chiarimento della relazione tra i tre livelli esplicativi della chimica [26]. Lo studente abituato a riconoscere queste relazioni è facilitato ad apprendere significativamente molti concetti e sviluppa un minor numero di concezioni alternative;
- la costruzione graduale dei concetti, attraverso un approccio ricorsivo e il rispetto delle propeudeuticità concettuali [15];
- l'adozione di prassi che considerino l'allievo come

un soggetto attivo e non passivo del processo di apprendimento. In tale prospettiva, la lezione tradizionale perde la sua centralità a favore di attività mirate a sviluppare il senso critico e le capacità logiche e sociali degli studenti [11, 12, 13, 27];

- l'indagine delle concezioni iniziali degli allievi [17].

Questa breve indagine evidenzia la necessità di una forte azione di rinnovamento della didattica della chimica nelle scuole, volta a promuovere una migliore comprensione di questa materia da parte degli allievi.

Il miglioramento della qualità delle prassi didattiche della chimica va promosso sostenendo percorsi di ricerca didattica purtroppo ancora poco diffusi in Italia. Andrebbe anche implementata e incoraggiata la collaborazione tra la ricerca didattica accademica e l'insegnamento della chimica nelle scuole secondarie italiane. Ciò potrebbe contribuire sensibilmente a migliorare la qualità dei risultati d'apprendimento della chimica che, come si è appena evidenziato, nell'ultimo ventennio sono pressoché rimasti invariati.

Ringraziamenti

Si ringraziano i dirigenti e i docenti del dipartimento di scienze dei Licei Scientifici “G. Marconi” di Pesaro e “E. Medi” di Senigallia (AN) per la collaborazione fornita alla realizzazione di questa attività.

Bibliografia

- [1] A. H. Johnstone, *J. Chem. Educ.*, 1993, **70**, 701.
- [2] A. H. Johnstone, *J. Chem. Educ.*, 2010, **87**, 22.
- [3] L. Cerruti, *I Quaderni dell'Accademia, Accademia delle scienze di Torino*, 2019, **32**, 93.
- [4] M. B. Nakhleh, *J. Chem. Educ.*, 1992, **69**, 191.
- [5] S. Ünal, M. Çalık, A. Ayas, R. K Coll, *Res. Sci. Tech. Educ.*, 2006, **24**, 141.
- [6] J. Othman, D.F. Treagust, A. L.Chandrasegaran, *Int. J. Sci. Educ.*, 2008, **30**, 1531.
- [7] K. Mayer, *J. Chem. Educ.*, 2011, **88**, 111.
- [8] K. S.Taber, G. Tsaparlis, C.Nakiboğlu, *Int. J. Sci. Educ.*, 2012, **34**, 2843.
- [9] S.-C.Fang, C. Hart, D. Clarke, *J. Chem. Educ.*, 2014, **91**, 351.
- [10] Decreto Ministeriale n° 9 del 27.1.2010

Eric Scerri

Department of Chemistry & Biochemistry, UCLA, Los Angeles

✉ scerri@chem.ucla.edu

Integrating the history and philosophy of science and restoring the centrality of the periodic table into a college general chemistry course

ABSTRACT *The article proposes the enhancement of college level general chemistry courses by integrating various historical and philosophical aspects of chemistry. This goal is explained in some detail in the case of selected main topics in a typical general chemistry curriculum. A second goal of the article is to restore the centrality of the periodic table (PT) into teaching general chemistry. This includes a brief account of how the PT developed without initially mentioning atomic structure and atomic orbitals. After these latter topics are introduced one can return to the PT in order to show the extent to which quantum mechanics explains this central motif of the field of chemistry. Chemical bonding is likewise introduced in a classical fashion according to Lewis structures and VSEPR model followed by the more comprehensive explanations provided by quantum theories of bonding. As in the case of the periodic table the aim is to show students the limitations of the classical approaches and the motivation for and advantages of adopting a quantum description.*

RIASSUNTO *Questo articolo propone il rafforzamento di corsi universitari di chimica generale mediante l'integrazione di aspetti storico-filosofici. Questo obiettivo è discusso in dettaglio per alcuni argomenti selezionati entro un tipico programma di chimica generale. Una seconda finalità dell'articolo consiste nel ristabilire la centralità della Tavola Periodica (TP) nell'insegnamento della chimica. Ciò prevede una introduzione a come la TP sia stata originariamente elaborata senza alcun riferimento alla struttura atomica e agli orbitali. Dopo aver presentato questi aspetti, è possibile tornare sulla TP per discutere come la meccanica quantistica è in grado di spiegare questo tema centrale della chimica. Allo stesso modo, il legame chimico è introdotto secondo un approccio classico fondato sulle strutture di Lewis e il modello VSEPR, seguiti dalla interpretazione più completa fornita dalle teorie quantistiche. Come nel caso della*

TP, lo scopo è mostrare agli studenti i limiti degli approcci classici e la motivazione ed i vantaggi dell'adozione di una descrizione quantistica.

Introduction

One frequently hears it said that chemical education can benefit from the inclusion of some history and philosophy of science. However, such vague suggestions do not amount to very much unless they can be accompanied by more specific recommendations as to what should be done. As somebody who has taught general chemistry courses for about 40 years, and has done so in a historical and philosophical manner, I would like to share some suggestions in this area. I should emphasize that the following article refers to the teaching of undergraduate, rather than high school, students at a leading US research university, namely the University of California Los Angeles (UCLA).

The second goal of this article is to propose that the periodic table which is the single most important unifying motif and icon of chemistry should be exploited to a far greater extent in teaching general chemistry [1]. As things stand at present the periodic table is regarded as a useful tool for looking up atomic weights and perhaps for discussing such trends as ionization energies or atomic radii. However, the unifying role that the table plays seems to be overlooked, especially in general chemistry courses that concentrate on fundamental principles drawn mainly from physical chemistry. Rather than waiting until more advanced courses in inorganic chemistry, it is my sincere belief that the periodic table's central role in the history of chemistry, as well as in its present state, should be highlighted from the outset of any chemistry course.

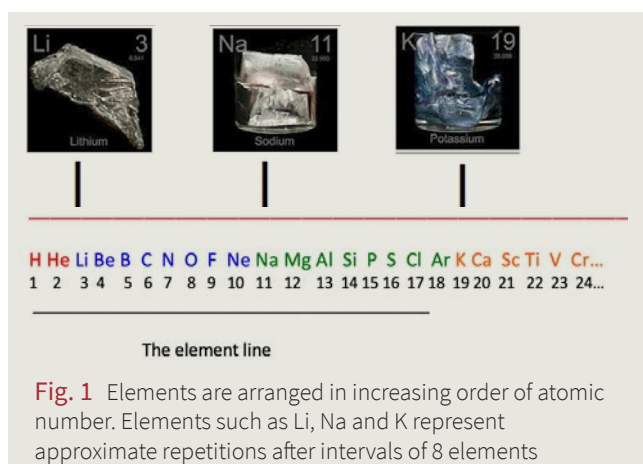
Before moving onto some detailed points, I should also stress that I do not merely advocate the addition of historical and philosophical content into an already crowded chemistry curriculum. What I am

suggesting instead, is that history and philosophy should be deployed in an implicit way in order to provide greater unity and continuity to the material that general chemistry courses need to convey to students.

Having said that, my first two lectures are the only ones in which HPS is openly and explicitly addressed while starting to explore the scientific method. It is a quite remarkable, and rather depressing fact, that chemistry textbooks, in the US at least, invariably include a section claiming to discuss the scientific method but do so in a completely outdated fashion [2]. The typical account of the scientific method that one finds is nothing short of the view of logical positivism, according to which science is primarily based on the facts and observations. Flow-charts are often included to argue that science proceeds linearly from observation to hypotheses, moving to further observations and then branching off, either towards the establishment of theories or cycling back to revise the hypotheses, if the evidence is not supportive of the initial hypothesis. While this serves a good purpose in a broad sense, it places too much emphasis on observation as the primary driving force of the scientific method.

Even more worryingly, it implies that a sharp distinction exists between observations and theories. Modern philosophy of science, which can be dated to the 1960s and 1970s has been a reaction against the central notions of this view of science termed logical positivism. Karl Popper and Thomas Kuhn were among the most prominent critics of logical positivism, although for different reasons [3]. While Popper reacted to the notion that theories could be verified, Kuhn highlighted the importance of the historical dimension, rather than focusing on logical and formal aspects. For all the well-known differences between the views of these two giants in the field, they both stressed the impossibility of sharply separating observations from theories, due to the theory-laden nature of observations.

If one accepts this point, it becomes clear that observation does not necessarily precede the proposal of a hypothesis. In fact, Popper makes this point explicitly, through his well-known slogan of “conjecture and refutation” or in other words, first comes a conjecture, theory or idea and then come attempts to refute them by means of observations. And yet not one single textbook of chemistry, that I know of, so much as even mentions the contributions of Popper or Kuhn while perpetuating the view of a scientific method with no apparent theoretical preconceptions. Needless to say, the logical positivist notion of science was also meant to reinforce the



myth that science is completely objective and that it does not allow preconceptions to enter the picture, both of which features have turned out to be unattainable.

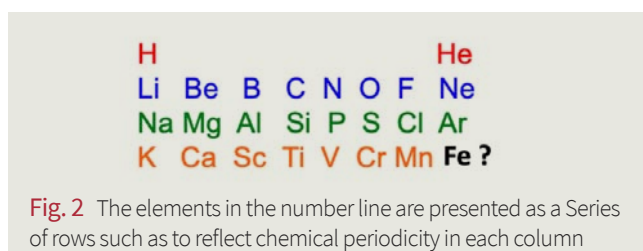
The Periodic Table

My course then presents the development of the periodic table in a historical manner starting with the discovery of triads of elements. By focusing on this development, one can begin to convey the notion that there are groups of elements such as Li, Na and K that behave similarly to each other and the fact that there are some numerical regularities that connect these elements together.

We then move on to the central notion of chemical periodicity. If the elements are arranged in order of increasing atomic weight, or atomic number in modern times, there is an approximate repetition in their chemical and physical properties after certain intervals (Figure 1).

I make it a point to present the original 8-column table of Mendeleev and other pioneer discoverers since this format displays periodicity in its clearest and simplest manner. I like to explain how this process succeeds very well until the element manganese is reached. The following element, iron, is not a noble gas however and so cannot be placed in the eighth column of such a table (Figure 2).

The manner in which Mendeleev solved this problem was to ‘exclude’ iron from the main body of the table while placing it into a miscellaneous group, a move which he also applied to the subsequent ele-



Series.	GROUP I. R ₂ O.	GROUP II. RO.	GROUP III. R ₂ O ₃ .	GROUP IV. RH ₄ . RO ₂ .	GROUP V. RH ₃ . R ₂ O ₅ .	GROUP VI. RH ₂ . RO ₃ .	GROUP VII. RH. R ₂ O ₇ .	GROUP VIII. RO ₄ .
I	H=1							
2	Li=7	Be=9.4	B=11	C=12	N=14	O=16	F=19	
3	Na=23	Mg=24	Al=27.3	Si=28	P=31	S=32	Cl=35.5	
4	K=39	Ca=40	—=44	Ti=48	V=51	Cr=52	Mn=55	Fe=56, Co=59 Ni=59
5	(Cu=63)	Zn=65	—=68	—=72	As=75	Se=78	Br=80	
6	Rb=85	Sr=87	? Y=88	Zr=90	Nb=94	Mo=96	—=100	Ru=194, Rh=104 Pd=106
7	(Ag=108)	Cd=112	In=113	Sn=118	Sb=122	Te=125	I=127	
8	Cs=133	Ba=137	? Di=138	? Ce=140
9
10	? Er=178	? La=180	Ta=182	W=184	Os=195, In=197 Pt=198
11	(Au=199)	Hg=200	Tl=204	Pb=207	Bi=208	
12	Th=231	U=240

Fig. 3 A version of the 8-column periodic table published by Mendeleev. This is a slightly modified version of Mendeleev's table of 1871

ments cobalt and nickel (Figure 3). After that, things resume as before in that copper and zinc are placed in groups 1 and 2 respectively since they commonly display valences of 1 and 2 respectively. I also take the opportunity of stating that there is little that is 'wrong' with such tables since they do collect together elements which share a common valence

such as Be, Mg, Ca, Zn, Sr, Ba etc. all of which display valences of 2.

Nevertheless, the modern periodic table (Figure 4) solves the problem of Fe, Co and Ni by creating what are effectively a set of new vertical groups in the periodic table. In fact, a total of 10 new groups are created in what we now call the d-block of the

1																	2																																																								
H																	He																																																								
3	4											5	6	7	8	9	10																																																								
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne																																																								
11	12											13	14	15	16	17	18																																																								
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar																																																								
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36																																																								
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr																																																								
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54																																																								
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe																																																								
55	56	71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86																																																								
Cs	Ba	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn																																																								
87	88	103	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118																																																								
Fr	Ra	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og																																																								
<table border="1"> <tbody> <tr> <td>57</td> <td>58</td> <td>59</td> <td>60</td> <td>61</td> <td>62</td> <td>63</td> <td>64</td> <td>65</td> <td>66</td> <td>67</td> <td>68</td> <td>69</td> <td>70</td> </tr> <tr> <td>La</td> <td>Ce</td> <td>Pr</td> <td>Nd</td> <td>Pm</td> <td>Sm</td> <td>Eu</td> <td>Gd</td> <td>Tb</td> <td>Dy</td> <td>Ho</td> <td>Er</td> <td>Tm</td> <td>Yb</td> </tr> <tr> <td>89</td> <td>90</td> <td>91</td> <td>92</td> <td>93</td> <td>94</td> <td>95</td> <td>96</td> <td>97</td> <td>98</td> <td>99</td> <td>100</td> <td>101</td> <td>102</td> </tr> <tr> <td>Ac</td> <td>Th</td> <td>Pa</td> <td>U</td> <td>Np</td> <td>Pu</td> <td>Am</td> <td>Cm</td> <td>Bk</td> <td>Cf</td> <td>Es</td> <td>Fm</td> <td>Md</td> <td>No</td> </tr> </tbody> </table>																		57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No
57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70																																																												
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb																																																												
89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102																																																												
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No																																																												

Fig. 4 The modern 18-column periodic table, features an apparently disconnected set of 28 elements, the f-block

Fig. 5 32-column or long-form periodic table which incorporates the f-block into the main body of the table such that every element follows every other one in order of increasing atomic

H 1																	He 2																
Li 3	Be 4																	B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10										
Na 11	Mg 12																	Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18										
K 19	Ca 20																	Sc 21	Ti 22	V 23	Cr 24	Mn 25	Fe 26	Co 27	Ni 28	Cu 29	Zn 30	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36
Rb 37	Sr 38																	Y 39	Zr 40	Nb 41	Mo 42	Tc 43	Ru 44	Rh 45	Pd 46	Ag 47	Cd 48	In 49	Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53	Xe 54
Cs 55	Ba 56	La 57	Ce 58	Pr 59	Nd 60	Pm 61	Sm 62	Eu 63	Gd 64	Tb 65	Dy 66	Ho 67	Er 68	Tm 69	Yb 70	Lu 71	Hf 72	Ta 73	W 74	Re 75	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Rn 86		
Fr 87	Ra 88	Ac 89	Th 90	Pa 91	U 92	Np 93	Pu 94	Am 95	Cm 96	Bk 97	Cf 98	Es 99	Fm 100	Md 101	No 102	Lr 103	Rf 104	Db 105	Sg 106	Bh 107	Hs 108	Mt 109	Ds 110	Rg 111	Cn 112	Nh 113	Fl 114	Mc 115	Lv 116	Ts 117	Og 118		

table. It is pointed out that this format, which is almost ubiquitous these days, appears to commit an analogous act of excluding some elements and indeed to a greater degree since as many as 28 elements are relegated to a footnote known as the f-block elements that lie below the foot of the main table.

This provides a perfect opening for presenting the 32-column presentation of the periodic table (Figure 5), which very naturally incorporates all of these ‘excluded elements’ into the main body of the table and which some textbooks are starting to display as what is perhaps a more coherent periodic table. I carry out this section while trying very hard not to mention electrons, since they had not yet been discovered when the first periodic tables were published in the 1860s. Secondly, I delay presenting the underlying explanation of the periodic table until we have covered quantum theory, quantum numbers, the aufbau etc. Too many modern chemistry courses “put the cart before the horse” by first explaining the structure of atoms and then leaping straight into the explanation for the periodic table in terms of electronic configurations [4]. Taking such an approach completely misrepresents the historical sequence and in my view is educationally unsound [5].

Before completing this introduction to the periodic table, it is desirable to present some of the most recent thinking about this topic in case the student might be of the impression that the periodic table is a finished subject or a ‘closed book’. This can be carried out by introducing the left-step periodic table. As some readers of this journal may be aware this representation involves moving the element helium to the top of group 2 of the table and then relocating this now modified s-block of elements to the right edge of the table (Figure 6) [6].

The advantage of this table, apart from its far more regular appearance compared with the conventional 18 and 32-column tables, is that each period, including the very first one is seen to be repeated in terms of its length. Needless to say the field of chemistry is full of anomalies, although the proponents of this left-step table do not believe that the existence of just one period length that does not repeat may be one such genuine anomaly.

Laws of chemical combination and Dalton’s atomic theory

My third section consists of an examination of the laws of chemical combination and how they were explained by Dalton’s atomic theory. By following this approach students are rendered aware of the

Fig. 6 The left-step periodic table which features all periods that repeat, including the first short period of two elements, as highlighted in the red numbers

																H	He	2																
																Li	Be	2																
																B	C	N	O	F	Ne	Na	Mg	8										
																Al	Si	P	S	Cl	Ar	K	Ca	8										
																Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	Rb	Sr	18
																Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	Cs	Ba	18
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	Fr	Ra	32		
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og	119	120	32		

historical dimension of chemistry, including how Dalton developed his fruitful atomic theory and how it provided explanations for the laws of chemical combination such as the law of constant proportion and how he was led to predict the law of multiple proportions.

Simple atomic structure including early models of Thomson and Rutherford

We then proceed to briefly discuss early views of the structure of the atom including those of J.J. Thomson and Rutherford, and the limitation of each of these models. In a few words, Thomson could not explain the scattering of alpha particles off a piece of gold foil. The successor model, proposed by Rutherford, was an improvement but was also faced with problems such as the lack of collapse of electrons onto the nuclei of all atoms, as well as an inability to explain the existence of discrete atomic spectra. At this point one can begin to discuss atomic mass, the existence of isotopes of elements and so on.

Stoichiometry

Next, we cover the topic of stoichiometric calculations, which is based on the atomic weights of each of the elements as well as the law of the conservation of mass. I make it a point of mentioning that stoichiometric calculations are rather paradoxically almost exclusively based on the nucleus of the atoms, whereas almost all of the rest of chemistry is dependent on electrons, including group membership in the periodic table, acid-base behavior, redox reactions and so forth.

The course progresses on to the obligatory, and to my mind tedious exercises, on how much product is obtained, in principle, from how much reactant. In addition, there is the equally tedious but admittedly useful calculations of empirical formulas, yields etc.

The nature of light and the early quantum theory of Planck, Einstein and Bohr

One is now ready to move into some more interesting and less formal parts of chemistry, as well as the underlying physical principles. This is the point at which we begin to discuss the quantum theory, by first reviewing the properties of wave diffraction and interference. The invention of quantum theory by Planck is mentioned and his conclusion that $E = hv$ is announced, without entering into too much detail, since this is almost entirely a physics topic. As I see it, the attempts by textbooks to show how Planck derived this law always leave the students stranded and more confused than before. The full

derivation is surely best left to graduate level physics courses. It is better to just state the result, rather than to invite questions that cannot be addressed in general chemistry if mention is made of oscillators or Wien's, Stefan's or Rayleigh's laws. In any case, as is well-known, Planck was not convinced by the usefulness of his own law, and it fell to Einstein to make the first significant application of the notion of quantization to the photo-electric effect.

Here I feel it useful to enter into some of the details. One can mention the confusion that existed before Einstein, when it was mysterious why raising the intensity of the incident light had no effect on the kinetic energy of the ejected electrons. Moreover, the kinetic energy appears to depend on frequency, but only if a threshold frequency is exceeded.

Here is how I try to explain the importance of bringing quantum into the photo electric effect. The classical equation for the photo-electric effect, before Einstein's entry into the discussion, was simply

$$E = \Phi + K.E.$$

where E stands for the energy of the incident light, Φ is the work function and $K.E.$ the kinetic energy of ejected electrons.

According to Einstein, the equation can now be rewritten to take account of the quantum nature of light, as,

$$hv = \Phi + K.E.$$

Since h and Φ are constants, it follows immediately that the kinetic energy is proportional to frequency as observed. Next, we address the question of how Einstein interpreted the threshold frequency and the Φ term. The answer is by writing,

$$hv = hv_0 + K.E.$$

Since v_0 is a constant for any metal, one needs a minimum energy to dislodge electrons, and only if the incident light delivers this energy do the electrons acquire kinetic energy. In addition, the discrete nature of hv_0 for any metal suggested to Einstein that light was made of packets, or indeed particles, of light that would later be called 'photons' by the chemist G. N. Lewis.

We now move on historically by about eight years, to Bohr's importing of quantum theory into the structure of the atom in 1913. Whereas electrons were assumed to orbit the nucleus randomly in Rutherford's model, in Bohr's model they orbit the nucleus in specific shells or energy levels. This provides an elegant way to explain how spectral lines result from transitions between energy levels.

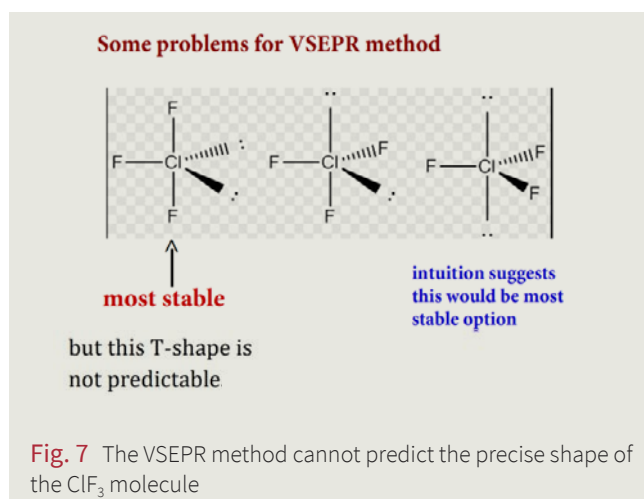
However, the fact that electrons don't collapse into the nucleus is not at all well explained by the Bohr model, a fact that seems to be glossed over in most

textbook accounts. It's all very well for Bohr to claim that energy is only lost when an electron moves from a less to a more stable level, but it does not explain why an electron in the lowest level does not lose energy. Perhaps one is supposed to accept that this happens simply because there is no lower energy level but this is obviously an ad hoc argument. Bohr's model simply does not overcome the collapse issue.

De Broglie, Schrödinger and the wave nature of electrons

Next, we discuss the De Broglie's perfectly reasonable suggestion that if light behaves as particles, as Einstein had shown, then perhaps the opposite is also true, namely that particles, such as electrons, might behave as waves. This provides an opportunity to look back to the earlier talk of wave diffraction interference as the *sine qua non* of wave behavior. De Broglie's hypothesis could therefore be tested by firing a beam of electrons at a target whose dimension was of the same order as the magnitude as the wavelength of the electron, which De Broglie's formula could conveniently provide. As we know, such experiments by Davisson and Germer and others did indeed reveal diffraction and interference patterns obtained from a beam of electrons. With this fact established, experts in wave mechanics, such as Erwin Schrödinger, could get to work in writing and solving the wave equation for the hydrogen atom. And as the saying goes the rest is history.

The solutions to the Schrödinger equation are characterized by three so-called quantum numbers and the relationship among these values can also be rigorously derived. Then came Pauli's idea that a fourth quantum number, later dubbed spin, was also required. Now it immediately follows that successive electron shells can contain 2, 8, 18, 32 and so on electrons. As a result, an important feature of the periodic table is explained from first principles. Who says that chemistry does not reduce the quantum mechanics? But the capacity of shells is not the full story of the periodic table because it features successive periods of 2, 8, 8, 18, 18 etc. electrons. This is the well-known 'doubling' of all but the very first short period of two elements. It so happens that a derivation of period doubling, which is embodied in the Madelung or $n + l$ rule has not yet been obtained. I firmly believe that students should be made aware of the limitations of such claims to the full reduction of the periodic table, rather than being given the impression that physics has been completely triumphant over chemistry.



Representing orbitals and electronic configurations

The next topics involve various ways to represent orbitals, and of course the writing of electronic configurations by making use of the aufbau principle. An interesting side-issue occurs in the configurations of transition metals. Textbooks almost invariably claim with the configuration of scandium involves the occupation of the 4s orbital followed by 3d. This is factually and logically inconsistent, but entering into the details would entail too much of a detour in the present article [7].

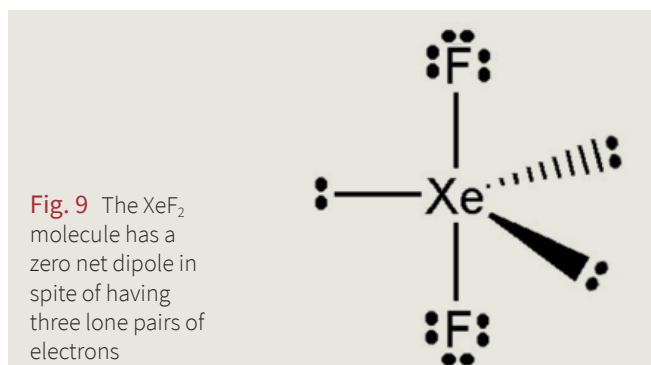
Classical bonding theories including Lewis structures, resonance, VSRPR and dipole moments.

At this point in the course the eager student, who may be starting to tire of so much physics in what is supposed to be a chemistry course, finally encounters molecules. The way I present chemical bonding is to begin with the classical approaches such as Lewis structures and VSEPR model before moving to quantum bonding theories. It not only makes sense historically but also serves as a motivation for the need for quantum theory in chemistry.

More Serious Problems for VSEPR

NH_3 107°	OH_2 104.5°
PH_3 93	SH_2 92
AsH_3 91	SeH_2 91

Fig. 8 Four molecules whose experimental bond angles differ very significantly from what one might predict on the basis of VSEPR theory



Next, I cover the obligatory rules and exercises for writing Lewis structures, resonance structures, formal charges and so on. These exercises seem to take on an ahistorical and timeless status. Students become convinced that there exists one real and actual Lewis structure for any given molecule. No amount of telling them that Lewis structures are useful figment ever seems to dissuade them from thinking that there exists one real Lewis structure for any given molecule.

Similarly, the classical bonding theory of VSEPR nicely builds on Lewis structures by moving onto how the electron pairs around the central atom produce the 3-D shape or structure of the molecule. What I like to stress, in addition to trotting out all the typical shapes for molecules in the categories AX_n , AX_nE_m , and AX_nY_m , are the many cases in which VSEPR fails to accommodate the observed structure of some molecules.

For example, in the case of the SF_4 one can deduce that there are four bonded pairs and one lone pair in the Lewis structure. It follows the molecule has a trigonal bipyramidal electronic geometry. But VSEPR alone cannot settle the question of whether the lone pair is located in an axial or an equatorial position. Similar issues arise with ClF_3 with a placement

of two lone pairs is not determined by VSEPR reasoning (Figure 7).

I also like to present more serious problems for VSEPR in the form of the PH_3 , SbH_3 , H_2S and H_2Se molecules (Figure 8). The first of these two molecules should have bond angles close to 107° since, electronically speaking, they are analogous to the ammonia molecule. Meanwhile H_2S H_2Se should have angles close to the angle of 104.5° as in the case of the water molecule. The observed facts tell a drastically different story. The VSEPR model is completely incapable of accounting for these unexpected bond angles.

Cases like these serves to motivate the need to import quantum mechanics into explaining molecular structure. While still within the classical approach to bonding I like to proceed to determining whether a molecule has a net dipole, something which follows logically on from VSEPR theory. If a molecule is of the type AX_n it implies that it has a zero net dipole. The converse does not hold however. If a molecule has a zero net dipole it does not follow that it must have be of the class of AX_n molecules. Counter-examples would be such molecules is XeF_2 which has three lone pairs and yet also has a zero, net dipole (Figure 9).

Molecular orbital theory and hybridization

Before starting to draw the M.O. diagrams for homonuclear diatomic molecules I believe it is a good strategy to teach the physical basis for this approach. This can be done by returning to the topic of constructive and destructive interference of waves. This time one considers the electron waves surrounding to atoms as they are brought closer to each other to produce constructive interference, which leads to stabilization or a lowering of energy relative to the contributing atomic orbital energies. In addition, there is an accompanying purely quantum mechanical effect due to destructive interference between the waves around each atom, which causes there to be a destabilization and therefore a raising of energy relative to the contributing atomic orbital energies. While constructive interference produces bonding molecular orbitals, destructive interference results in the formation of anti-bonding orbitals (Figure 10).

The remaining parts of this topic essentially involve going through the mechanical motion of building up the M.O. diagram for each case by applying the aufbau, Pauli and Hund principles that were introduced earlier in the course when discussing the configurations of atoms. Of course, one needs to mention the crossing of energy levels that takes

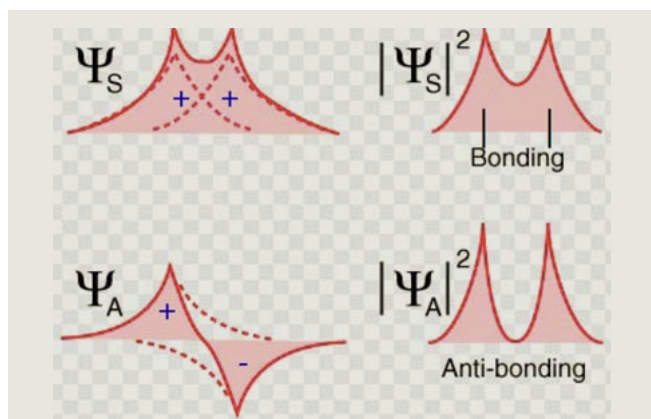


Fig. 10 Bonding and anti-bonding molecular orbitals arising from constructive and destructive interference respectively, from electron waves centered on adjacent atoms

place after the N_2 molecule as one moves across the 2nd period diatomic molecules.

The advantages of using M.O. theory as compared with the classical approaches to bonding can now be given, such as the case of the O_2 molecule whose Lewis structure consists only of pairs of electrons and therefore gives no hint of its being paramagnetic. The M.O. diagram for this molecule, on the other hand, clearly shows the presence of two unpaired electrons [8].

One way to emphasize the difference between Lewis structures and the M.O. approach is by saying that the former considers the existence of ‘real chemical bonds’ between atoms whereas the M.O. model considers the existence of ‘bonding’ which is the overall result of contributions from bonding electrons as well as some highly non-intuitive anti-bonding electrons.

As is well-known, the valence bond and associated hybridization approach is far more ‘chemical’ in that it maintains the view the bonds that are directional in nature. This alternative approach is also required since molecular orbital theory fails to deliver structural information, at least at this most elementary and qualitative level of the theory. One should also stress that hybridization does not truly predict the shape of molecules but only accommodates it.

Conclusions

Following a historical thread serves to bring together what might otherwise be a series of disconnected formal exercises, like the writing of Lewis structures of working out the shape of molecules and so on. Secondly the approach of asking just how much each model or theory explains, serves to develop essential critical skills among students.

I hope I’ve managed to give at least some of the reasons why smuggling some historical and perhaps even philosophical background into general chemistry can be intellectually rewarding for instructors and students alike. Of course, basic techniques and factual aspects also matter but in the final analysis I suggest the big picture matters just as much in the study of chemistry.

In this brief article I have not attempted to discuss all topics that one would normally cover in a general chemistry course. For example, I have said nothing of discussion of periodic trends in quantities such as atomic radii, ionization energies or electron affinities. Nor have I discussed the topic of electronegativity and its periodic trends which help us in determining the occurrence of molecular dipoles. Entire topics such as thermodynamics, acid-base chemistry, equilibrium theory, kinetics and transition metal complexes

have all been omitted from my discussion. But I hope to have given at least the flavor of how a general chemistry course can benefit from the injection of more historical, critical and philosophical approaches. A similar discussion of the remaining topics that were mentioned will be provided in a later article.

Bibliography and notes

- [1] E. Scerri, *The Periodic Table, Its Story and Its Significance*, Oxford University Press, New York, 2020.
- [2] Just two examples of such textbooks that are used to teach introductory chemistry at UCLA. (a) P. Atkins, L. Jones, *Chemical Principles, The Quest for Knowledge*, 7th ed., W.H. Freeman, San Francisco, 2016; (b) D. W. Oxtoby, P. Gillis, L. J. Butler, *Principles of Modern Chemistry*, 8th ed., Cengage, Independence, KY, 2015.
- [3] (a) K. R. Popper, *The Logic of Scientific Discovery*, 2nd ed., Routledge, London, 2002; (b) T. S. Kuhn, *The Structure of Scientific Revolutions*, 2nd ed., Chicago University Press, Chicago, 1986.
- [4] (a) T. R. Gilbert, R. V. Kirss, et al., *Chemistry: An Atoms-Focused Approach*, W.W. Norton & Co., New York, 2020; (b) J. Burdge, M. Driessen, *Introductory Chemistry: An Atoms First Approach*, 2nd ed. McGraw-Hill, 2019.
- [5] In truth there is an element of Whiggism at play here. It is only in modern times that all the f-block elements have been discovered and that the need for a 32-column display becomes more pressing.
- [6] The motivation for wanting to move helium into group 2 of the periodic table is the fact that its atoms have two electrons while the members of group 2 have two outer-electrons. But such talk of electrons was supposed to be excluded from this brief introduction to the periodic table, which aims to put chemistry and qualitative similarities among the elements to the fore. However, there is little doubt that beginning undergraduate chemistry students are already well aware of the fundamental explanation for the periodic table in terms of outer-shell electrons, even if the college course being presented here aims to provide a deeper understanding of this explanation.
- [7] For a detailed discussion of the 4s-3d conundrum see my YouTube workshop on this subject, <https://www.youtube.com/watch?v=5cfKot3nBFA>
- [8] Strictly speaking Lewis and also Pauling, neither of whom used M.O. theories of bonding, were fully aware of the need to include Lewis structures with unpaired electrons. It is just the most obvious Lewis structure that is taught to beginning chemistry students that lacks any such unpaired electrons.

Eleonora Aquilini, Antonio Testoni e Roberto Zingales

Divisione di Didattica della SCI

✉ ele.aquilini6@gmail.com; antonio.testoni55@gmail.com; robertozingales@outlook.it

Alla scoperta della natura dell'aria

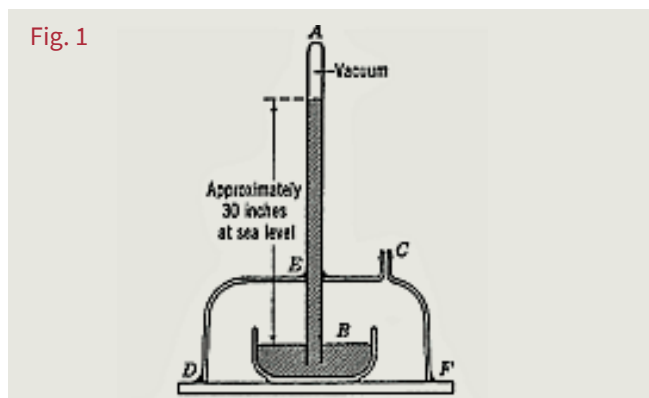
Seconda parte:

l'elasticità dell'aria e il contributo di Boyle

1. La pressione atmosferica e l'importanza dell'ipotesi di Torricelli

Le conseguenze degli esperimenti di Evangelista Torricelli (1608 – 1647) e delle sue ipotesi esplicative consentirono di acquisire o approfondire altre conoscenze fondamentali. Innanzitutto, l'aver dimostrato la *pesantezza dell'aria*, portava, come conseguenza, ad accettare che essa fosse costituita di materia simile a quella dei corpi solidi e liquidi, anche se molto più rarefatta, con un peso specifico molto più piccolo. Per Torricelli, l'aria era più “leggera” dell'acqua di circa 400 volte; oggi sappiamo invece che normalmente, al livello del mare, l'aria è più “leggera” dell'acqua di circa 773 volte.

Occorre, però, introdurre una distinzione tra i concetti di *peso* e di *pressione*. In una lettera a Torricelli del 16 giugno 1644, Michelangelo Ricci (1619 – 1692) descriveva un esperimento nel quale, in un barometro chiuso entro un recipiente sigillato, in modo da non essere sottoposto all'azione dell'atmosfera, la colonna di mercurio si manteneva all'altezza di 76 cm. Questo risultato è destabilizzante anche per i nostri studenti: Come possono i pochi grammi di aria chiusi all'interno del contenitore tappato ermeticamente sorreggere ancora una colonna di mercurio di 76 cm (figura 1)? *Se non è il vuoto e nemmeno il peso dell'aria a sostenere la colonna di mercurio, cos'altro può essere?* Una domanda ineludibile per nostri studenti, come lo fu anche per Torricelli.



Nella sua risposta a Ricci, Torricelli sostiene che l'altezza della colonna di mercurio dipende dallo stato di compressione/rarefazione dello straterello di aria a contatto con la superficie libera del mercurio. Ciò che spinge sul mercurio nella bacinella non è tanto il peso dell'aria sovrastante, bensì l'azione derivante dallo stato di compressione dello straterello di aria immediatamente sopra il mercurio. Il peso dell'aria interviene solo nella determinazione dello stato di compressione dell'aria stessa.

Fu Blaise Pascal (1623 – 1662) a dimostrare che l'aria, come tutti i fluidi, esercita una *pressione* uniforme in tutte le direzioni, distinguendo tra i concetti di *peso* e *pressione*. All'interno del recipiente sigillato non è il peso della colonna d'aria a sostenere il mercurio, ma la sua pressione.

“*Si è ben compreso, nel Trattato dei liquidi, in che modo questi esercitano con il loro peso una pressione su tutti i corpi immersi in essi, non si avrà alcuna difficoltà a capire come il peso della massa dell'aria, agendo su tutti i corpi, produca tutti quegli effetti che venivano attribuiti all'orrore del vuoto*” [1]. In queste parole di Pascal appare il concetto di pressione, un concetto non banale, e comunque affrontabile in modo adeguato in un corso di Fisica.

2. Le pompe pneumatiche

Sebbene non rientrasse nelle sue finalità, gli esperimenti di Torricelli portarono alla falsificazione dell'antica concezione della *paura del vuoto*; una volta accettata, l'*esistenza del vuoto* contribuì ad aumentare la credibilità di quelle *concezioni scientifiche e filosofiche atomistiche* che attribuivano a questa idea un ruolo centrale, e portò, come conseguenza, alla progettazione e costruzione, negli anni immediatamente successivi, delle *pompe pneumatiche*, strumenti che, aspirando l'aria da recipienti, permettevano di realizzare condizioni di vuoto migliori di quelle ottenute nei tubi torricelliani.

Molto scalpore suscitò l'esperimento effettuato nel 1654 a Magdeburgo da Otto Von Guericke (1602 –

1686), che, con una pompa pneumatica, aspirò l'aria contenuta in una sfera di ottone del diametro di circa 0,5 m. Le due emisfere che la costituivano risultarono a questo punto talmente unite dalla pressione atmosferica esterna, che neppure due gruppi di cavalli, che tiravano in direzioni opposte, furono in grado di separarle.

Utilizzando la stessa pompa, Von Guericke effettuò anche altri esperimenti, che andarono a corroborare l'ipotesi di Torricelli. Nel 1654, evacuando un recipiente sferico, riuscì a determinare il peso dell'aria in esso contenuta: *"Il mio recipiente quando veniva pompato a una pressione dell'aria media e successivamente pesato, diveniva 4 Lot più leggero. Poi si lasciava entrare l'aria lentamente ... E si poteva vedere come il recipiente riacquistasse di nuovo il suo peso, circostanza che costituisce la prova più brillante a favore del peso dell'aria"* [2].

Successivamente realizzò un'esperienza, nota come *"esperimento della doppia sfera"*, per confutare la teoria dell'horror vacui, utilizzando l'apparecchiatura riportata in figura 2. Le due sfere di vetro A e B sono collegate da un tubo munito di rubinetto C; nella sfera A vengono inseriti due tubi ricurvi D ed E, ciascuno con rubinetto.

- Si riempie la sfera A per circa 1/3 di acqua;
- mantenendo in comunicazione le due sfere (C aperto ed E chiuso) si produce il vuoto al loro interno collegando il rubinetto D ad una pompa da vuoto;
- si chiude C e si lascia entrare l'aria da E;
- riaprendo C si vede salire l'acqua nella sfera superiore, prova certa che è la pressione dell'aria e non l'horror vacui a spingere il liquido verso l'alto.

Degno di nota è infine un altro importante esperimento di von Guericke, che, nel 1661, utilizzò la pompa per dimostrare che la *pressione atmosferica può compiere del lavoro*: facendo il vuoto in un recipiente cilindrico munito di un pistone mobile a tenuta, dimostrò che la pressione atmosferica era

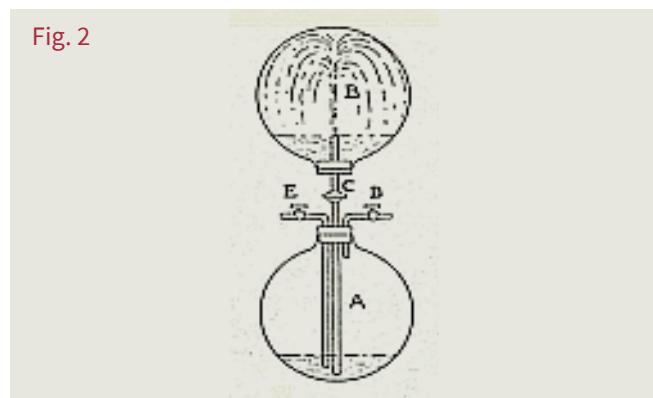


Fig. 2

in grado di spingere il pistone verso il basso. Questo è il principio base del funzionamento delle prime macchine atmosferiche, la cui evoluzione porterà poi alle *macchine a vapore*.

Nel 1654, il Granduca Ferdinando II organizzò un network di osservatori meteorologici, che dalla Toscana si estendeva al resto d'Italia e ad altri paesi europei, per registrare regolarmente i valori di pressione, temperatura, umidità dell'aria, direzione del vento e condizioni del cielo. Per le misure di pressione, fu usato un barometro standard, la cui scala era costituita da sottili perline di vetro fuse nel tubo barometrico. Lo stesso Granduca osservò delle variazioni del livello del mercurio in funzione del tasso di umidità dell'aria.

Nel 1657, sotto il patrocinio suo e del fratello Leopoldo, Torricelli e Viviani fondarono l'Accademia del Cimento, i cui membri sperimentavano collettivamente, dibattendo sull'interpretazione dei risultati e progettando nuove esperienze. Poco prima della chiusura, alla fine di un'attività decennale, l'Accademia pubblicò i *Saggi di naturali esperienze*, nei quali, il segretario, Lorenzo Magalotti (1637 – 1712), descriveva, con dovizia di particolari e di considerazioni, le diverse esperienze svolte dagli accademici, corredandole con illustrazioni che riproducevano la strumentazione appositamente costruita ed utilizzata (Figura 3).

Un'ampia parte di queste relazioni è dedicata alle Esperienze appartenenti alla naturale pressione dell'aria; tra l'altro, esse mostravano che l'altezza del mercurio nel tubo era indipendente dalla sua inclinazione, l'effetto del vuoto nel vuoto (Esperienza del Roberval), e il comportamento di una vescica di agnello schiacciata e saldamente legata, che, introdotta in un recipiente posto in cima al tubo torricelliano e riempito di mercurio, si gonfiava quando il mercurio defluiva nel tubo fino alla posizione di equilibrio, perché la minima quantità d'aria rimasta nelle sue pareti si liberava al venir meno della pressione atmosferica. Furono eseguite anche misure di pressione a diverse altezze, trasportando il barometro sulle torri più alte di Firenze e sulle colline circostanti. Giovanni Alfonso Borrelli (1608 – 1679), uno dei responsabili dell'esecuzione degli esperimenti, descrive con quale accuratezza erano eseguite queste misurazioni: ci si assicurava che la temperatura dell'ambiente fosse

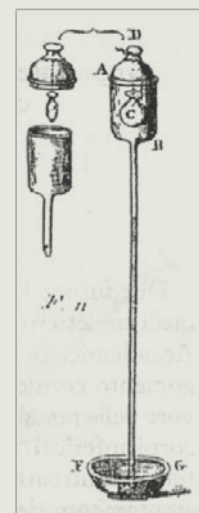


Fig. 3

la stessa, e, durante il trasporto, il tubo torricelliano era chiuso con un tappo, per evitare che gli scossoni causassero il mescolamento del mercurio con l'aria.

3. Boyle e il perfezionamento della pompa pneumatica

Reduce dal Grand Tour nel continente, nel 1654, Robert Boyle (1627 – 1691) si stabilì ad Oxford, dove impiantò un laboratorio privato. Con la collaborazione di Robert Hooke (1635 – 1703), migliorò notevolmente la pompa pneumatica di von Guericke, riuscendo a evacuare volumi molto più grandi di quelli che si creavano nel tubo torricelliano, e quindi poté studiare le proprietà del vuoto e degli oggetti al suo interno (Figura 4).

Come mostrato in figura, la pompa funziona così: 1) il pistone viene spinto in alto azionando la manovella con la valvola aperta; 2) chiusa la valvola, si apre il rubinetto e si abbassa il pistone; 3) si chiude il rubinetto, si apre la valvola e si spinge in alto il pistone facendo uscire l'aria; 4) si ripete il ciclo. Utilizzando questa pompa, Boyle ripeté l'esperimento di Torricelli all'interno di un recipiente chiuso, nel quale venne fatto progressivamente il vuoto, e osservò una concomitante diminuzione dell'altezza della colonna di mercurio (vedi figura 5), confermando il ruolo determinante dell'aria sull'effetto osservato.

4. L'aria è un fluido elastico

Nell'intento di confutare ulteriormente idee riconducibili alla teoria dell'Horror vacui, ancora molto

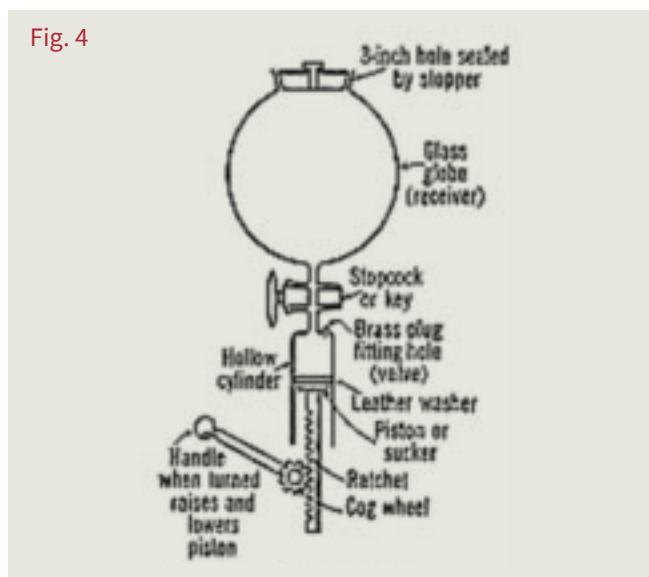
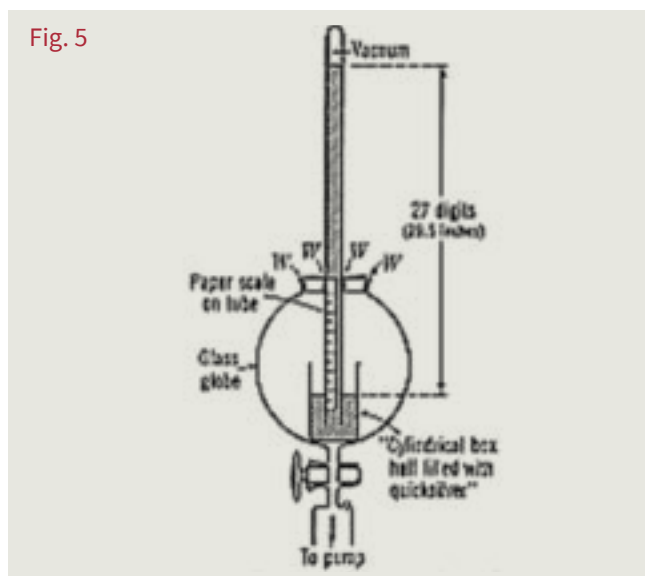


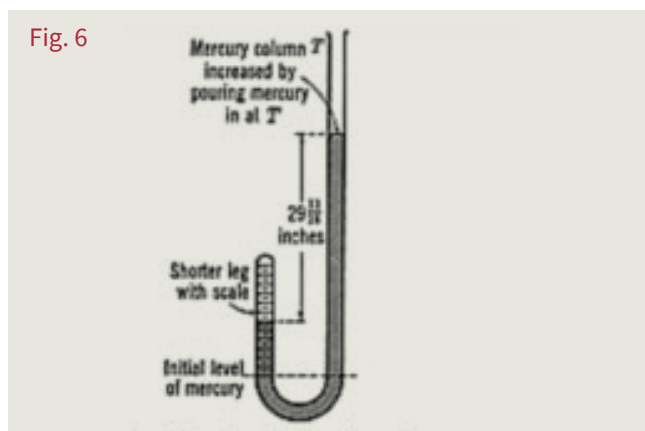
Fig. 5



diffuse al suo tempo, Boyle nel 1662, in risposta alle obiezioni di Francesco Lino (1595 – 1675),¹ realizzò un esperimento volto a dimostrare che l'aria, opportunamente compressa, era in grado di sostenere una colonna di mercurio ben più alta di 76 cm, considerata l'altezza massima che si poteva ottenere in presenza del "vuoto". Il dispositivo sperimentale (Figura 6) consisteva in un tubo di vetro chiuso, e curvato a U, in modo da formare due bracci paralleli, uno più lungo e aperto, l'altro più corto e chiuso.

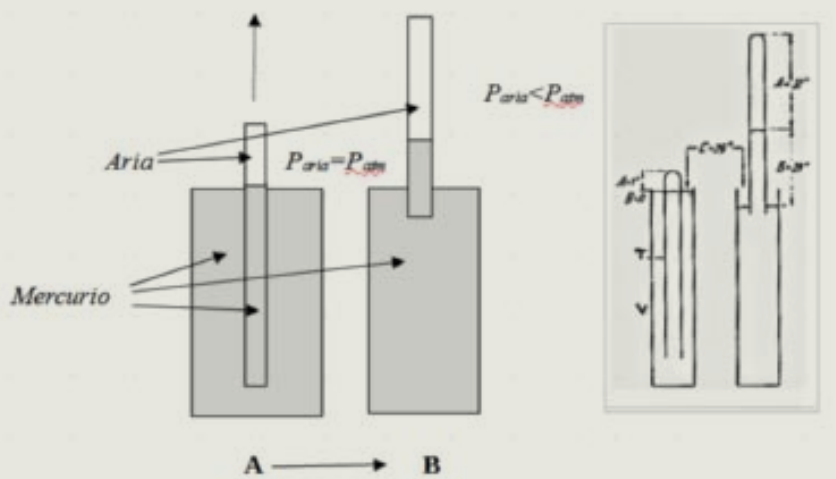
Nel tubo era versata la quantità di mercurio necessaria a bloccare il passaggio dell'aria da un braccio all'altro, e tale che il livello del mercurio fosse lo stesso nei due bracci, e quindi che l'aria intrappolata nel braccio corto avesse la stessa pressione di quella atmosferica. Dopo aver accuratamente segnato questo livello iniziale, Boyle versava un po' alla volta ulteriori quantità di mercurio, che saliva in ambedue i bracci, ma molto di più in quello più lungo. Dopo

Fig. 6



¹ Lino sosteneva che nel cosiddetto vuoto torricelliano ci fosse un ente invisibile, una sorta di fune (*funiculus*) in grado di sostenere la colonna di mercurio fino a un'altezza massima di 76 cm.

Fig. 7 Apparato di Boyle: un tubo aperto ad un'estremità viene parzialmente riempito di mercurio, tappato, capovolto in una bacinella di mercurio, stappato e posizionato in modo da allineare i due livelli di mercurio dentro e fuori dal tubo. In queste condizioni la pressione dell'aria contenuta internamente al tubo capovolto è uguale a quella esterna. Sollevando il tubo si crea un aumento di volume dell'aria interna e conseguentemente una depressione. La pressione dell'aria interna al tubo è data dalla differenza fra la pressione iniziale (misurata in mm Hg) e il dislivello di mercurio che si viene a creare sollevando il tubo interno [4]



ogni aggiunta, Boyle misurava accuratamente il nuovo dislivello di mercurio e il volume dell'aria contenuta nel braccio chiuso, constatando che, ad un certo punto, l'altezza della colonna di mercurio superava i 76 cm:

“Ecco allora il punto dell’esperienza. Lino, per spiegare l’altezza della colonna di mercurio nell’esperienza torricelliana, dovette postulare una trazione massima del funicolo corrispondente a soli 29 pollici di mercurio. Eppure combinando la forza di espansione dell’aria compressa nel braccio corto del suo apparato con l’evacuazione parziale dell’aria sopra il braccio lungo (per mezzo del risucchio con la bocca) Boyle riesce a tirare su una colonna di mercurio la cui lunghezza è parecchie volte 29 pollici. Se un funicolo è coinvolto in questo (come ipotizzato da Lino), come può tirare su una colonna così lunga, chiede Boyle” [3].

L’esperienza fu ripetuta da Richard Towneley (1629 - 1707) che comprese appieno l’importanza della legge in relazione all’elasticità dell’aria, tanto che Boyle la pubblicò come “legge di Towneley”. Successivamente Boyle verificò tale legge (Figura 7) anche per pressioni minori di quella atmosferica, concludendo che *l’elasticità dell’aria si comporta in ragione inversa del volume*.

Di conseguenza, nella seconda metà del Seicento e durante il Settecento, l’aria, e successivamente gli altri gas, vennero chiamati *fluidi elastici*, per indicare, da una parte, che, come i liquidi, l’aria è un fluido (può fluire, scorrere), e dall’altra, che essa, diversamente da essi, è elastica, può, cioè, essere facilmente compressa o dilatata al variare della pressione, come dimostrato, in modo molto evidente, proprio dal funzionamento della pompa pneumatica, e dagli esperimenti di Boyle.

5 Le proprietà fisiche dell’aria e l’interpretazione cinetico-particellare

È indubbio che la scoperta dell’elasticità dell’aria fornì una prova convincente a favore dell’ipotesi della struttura particellare della materia. La diminuzione del volume del gas e il conseguente aumento di pressione potevano essere spiegati immaginando un avvicinamento delle particelle per riduzione dello spazio vuoto tra loro e viceversa. A causa della loro scarsa elasticità, solidi e liquidi non avrebbero potuto fornire una prova altrettanto convincente [6]. Infatti, Boyle, nell’affrontare tale problematica, manifestò un chiaro convincimento circa la struttura particellare della materia *“nell’aria, come in altri corpi fluidi, i piccoli corpi ... si muovano incessantemente”* [5].

Queste idee furono poi riprese da altri scienziati, come Bernoulli, che nel 1738 propose un modello atomistico dei gas, basato sull’ipotesi che fossero formati da minuscoli *corpuscoli che si muovevano eternamente e liberamente a velocità molto elevate* nel volume a loro disposizione, e che erano in grado di esercitare una pressione costante su tutte le pareti del recipiente nel quale erano rinchiusi a causa della *frequenza molto alta degli urti* che queste subivano. La comunità scientifica non accettò questo modello per oltre un secolo, perché rifiutava l’ipotesi del moto perpetuo delle particelle e, conseguentemente, la perfetta elasticità dei loro urti. Solo nel diciannovesimo secolo queste idee assunsero a una vera e propria teoria: *“La teoria cinetica dei gas ideali”*.

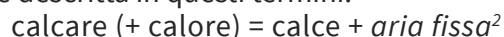
6. La raccolta dei gas

Fino alla metà del XVIII secolo si preferì considerare l’aria come un continuo caratterizzato da graduali variazioni di purezza, causate da contaminanti esterni, piuttosto che un insieme di sostanze aeriformi diverse [7]. In tale contesto, si inserì anche l’approccio

fisico di Boyle, che trattò *tutti* gli aeriformi come *aria*, più o meno contaminata, considerando l'aria *un corpo sottile, fluido, diafano, compressibile e dilatabile, nel quale respiriamo e nel quale ci muoviamo, che avvolge la Terra da tutte le parti*. Le differenti identità degli aeriformi poterono essere individuate solo grazie ad un approccio chimico, e non prima che si realizzasse quel passaggio cruciale costituito dall'introduzione di strumenti atti a contenerli e manipolarli, sulla scia di quelli utilizzati da Torricelli e Boyle. Infatti le scoperte di Torricelli e di Boyle furono possibili grazie all'invenzione di particolari dispositivi che permettevano di vedere l'aria, e di poterla osservare in modo talmente accurato da poterne misurare alcune proprietà. Lo strumento fondamentale è ovviamente quello di Torricelli che fu poi usato per racchiudere l'aria e di conoscerne la pressione semplicemente misurando un dislivello. Opportunamente modificato, lo strumento di Torricelli diventerà un secolo dopo, per tutto il Settecento, lo strumento fondamentale della chimica: l'equivalente del microscopio per la biologia e del cannocchiale per l'astronomia. Venne chiamato bagno pneumatico e in genere si utilizzava acqua al posto del mercurio. È uno strumento particolarmente banale, e probabilmente come dispositivo in sé era già conosciuto da molto tempo, ma diventò uno strumento scientifico significativo solo dopo che Torricelli l'ebbe usato per confermare le sue ipotesi e assurse al ruolo di "*microscopio*" della chimica, soltanto dopo che Hales iniziò ad utilizzarlo in modo insolito, per raccogliere le arie che si producevano in seguito a trasformazioni chimiche (Figura 8).



Ci vollero alcuni decenni per individuare un gas specifico, chimicamente diverso dall'aria e diventare consapevoli dell'esistenza di un terzo stato della materia (i gas), che nell'arco di 50 anni si popolò di diversi individui. Black, ad esempio, scoprì un'aria più pesante dell'aria atmosferica, incapace di mantenere la combustione e la respirazione e in grado di combinarsi chimicamente con gli alcali forti. La ottenne dalla decomposizione dei carbonati di magnesio e di calcio o più semplicemente dalla loro reazione con un acido: non era altro che diossido di carbonio. Black la chiamò "*aria fissa*", volendo così intendere quell'aria contenuta (*fissata*) nei carbonati. Quindi la decomposizione del calcare, dopo Black, venne descritta in questi termini:



John Mayow (1641 – 1679) fu il primo a raccogliere i gas entro recipienti capovolti su bacinelle piene d'acqua. In questa maniera, poté isolarli, confrontarne le proprietà, e condurre numerosi esperimenti: per esempio, posta una candela accesa all'interno di un bicchiere capovolto entro una bacinella piena d'acqua, notò che, quando la candela si spegneva, il livello dell'acqua all'interno del bicchiere si sollevava, segno visibile che parte dell'aria si era consumata durante la combustione. Lo stesso effetto si aveva se si introduceva nel bicchiere una cavia, che soffocava entro pochi minuti. Tuttavia, in nessun caso si riusciva a consumare tutta l'aria e a inondare completamente il bicchiere. Mayow concluse che solo una porzione dell'aria atmosferica consentiva la combustione e la respirazione (aria nitroaeriale), consumandosi in questi processi, mentre la rimanente parte, differente dalla precedente, non vi partecipava.

Nel 1724, il medico inglese Stephen Hales (1677 – 1761), formatosi a Cambridge sotto l'influenza delle teorie newtoniane, iniziò una serie di esperimenti sistematici sulla vegetazione e la respirazione delle piante, la circolazione della linfa al loro interno, e i fluidi elastici che da esse possono svilupparsi. I risultati furono comunicati alla Royal Society e pubblicati, nel 1727, in un trattato di fisiologia vegetale, dal titolo *Vegetable Staticks* [8], che ebbe subito vasta risonanza internazionale. Particolarmente interessante, è il capitolo 6, che occupa quasi metà del volume, dedicato all'analisi dell'aria, che Hales faceva sviluppare per riscaldamento o reazione, da parecchi vegetali, ma anche da sostanze animali o minerali, e che da queste poteva essere riassorbita.

² L'aria fissa venne chiamata anidride carbonica ottanta anni dopo, quando si capì che era un composto acido di carbonio ed ossigeno

A seguito delle accurate misurazioni quantitative, era evidente che volumi cospicui di aria erano assorbiti o liberati da volumi enormemente più piccoli di sostanze solide o liquide: per spiegare in chiave newtoniana perché queste non esplodessero, per l'enorme pressione interna, sulla base delle forze attrattive e repulsive tra le particelle d'aria e delle sostanze naturali, Hales avanzò l'ipotesi che le particelle d'aria potessero passare da uno stato di elasticità, caratterizzato da una grande forza repulsiva, a uno di anelasticità, caratterizzato da una grande forza attrattiva tra le particelle, che le avvicinava fino a occupare un volume molto piccolo, all'interno di solidi o liquidi. Per riscaldamento, o per reazione con acidi o altri opportuni reattivi, esse potevano riacquistare la propria elasticità, respingendosi reciprocamente, e, liberatesi dalle sostanze che le avevano contenute, occupando un volume sempre più grande. Hales distinse, perciò, gli aeriformi che riusciva a isolare, non in base alle loro caratteristiche chimiche, ma in base alla presunta elasticità delle loro particelle, attribuendo quelle meno elastiche agli aeriformi che più facilmente potevano fissarsi nei solidi o nei liquidi.

Oggi Hales è ricordato, soprattutto, per aver reso più efficiente il sistema di raccolta e manipolazione dei gas, di Boyle e di Mayow, realizzando un bagno idropneumatico, che, mezzo secolo dopo, permise a Priestley di isolare, differenziare e caratterizzare numerose nuove sostanze aeriformi. Per evitare che le particelle elastiche di aria che si sprigionavano dai corpi venissero a contatto con i fumi acidi e sulfurei, che le avrebbero reso immediatamente anelastiche, mise a punto un efficace sistema di lavaggio dell'aria, che consisteva nel farla passare attraverso l'acqua contenuta in una bacinella, dove si liberava dei contaminanti (grazie alla loro solubilità), convogliandola poi in un fiasco pieno d'acqua, capovolto e immerso nella bacinella, dove si raccoglieva nella parte superiore, spingendo l'acqua verso il basso, come in figura 8. Quando tutta l'acqua era defluita dal fiasco, questo era tappato e il gas in esso contenuto conservato per ulteriori esperimenti.

7. Conclusioni

L'aver accettato che l'aria avesse una consistenza materiale e, conseguentemente, l'aver isolato e caratterizzato chimicamente diverse sostanze aeriformi portò a includere l'aria e le "arie" tra i reattivi chimici, capaci di combinarsi con altre sostanze, di qualunque stato fisico. Questo passaggio fu fondamentale per la nascita e lo sviluppo della chimica moderna. La

chimica dell'aria e delle "arie" fu al centro dell'opera di Lavoisier, di Gay-Lussac, di Avogadro, di Dalton ... e secondo noi, dovrebbe essere tenuta maggiormente in considerazione in un corso di chimica di base, che abbia come finalità anche quella di introdurre i concetti fondamentali della disciplina, com'è per l'appunto il concetto di gas.

Bibliografia

- [1] B. Pascal, *Trattato sull'equilibrio dei liquidi*, Boringhieri, Torino, 1968, p. 84.
- [2] Otto von Guericke, *Experimenta nova*, Amsterdam, 1672, p. 16, citato da M. G. Ianniello, *La genesi storica del concetto di pressione atmosferica*, in «La didattica della fisica», La Nuova Italia, 1996.
- [3] J. B. Conant, *Robert Boyle's experiments in pneumatics* in J. B. Conant, L. K. Nash, *Harvard case histories in experimental science*, Harvard University Press, Cambridge, 1957, pp. 50-53.
- [4] C. Ramsauer, *Grundversuche in historischer Darstellung*, Berlin, Springer Verlag, 1953, p. 33.
- [5] R. Boyle, *New Experiments Physico-Mechanical*, 1661, Works, London 1777, I, 7-10. Experiment I.
- [6] I. Asimov, *Breve Storia della Chimica*, Zanichelli, Bologna, 1979, pp. 30-31.
- [7] M. Crosland, *Slippery Substances: Some Practical and Conceptual Problems in the Understanding of Gases in the Pre-Lavoisieran Era*, in F. L. Holmes, T. H. Levere, *Instruments and Experimentation in the History of Chemistry*, The MIT Press, Cambridge, 2000, pp. 79-104.
- [8] S. Hales, *Vegetable Staticks*, W. & J. Innys, Londra, 1727.

Roberto Soldà

✉ roberto.solda@libero.it

Un approccio alla complessità in ambito didattico per un approfondimento di elettrochimica

RIASSUNTO Alcuni anni fa, in due articoli [1-2] di questa rivista, è stata rilevata l'importanza ormai inderogabile di un approccio alla complessità anche in ambito didattico scientifico. In questo articolo viene proposto, a livello di chimica di base, una possibile introduzione alla complessità mediante un approfondimento di elettrochimica realizzabile sfruttando: (a) i soliti esperimenti relativi alle reazioni redox e alle pile e (b) le conoscenze di fisica e matematica elementari che vengono introdotte fin dalla scuola primaria e che pongono in particolare evidenza

la complementarità dei saperi. L'approfondimento in questione si riferisce all'origine della carica e del potenziale degli elettrodi di una pila che è un argomento non trattato nei programmi di chimica di base della scuola secondaria superiore.

Introduzione

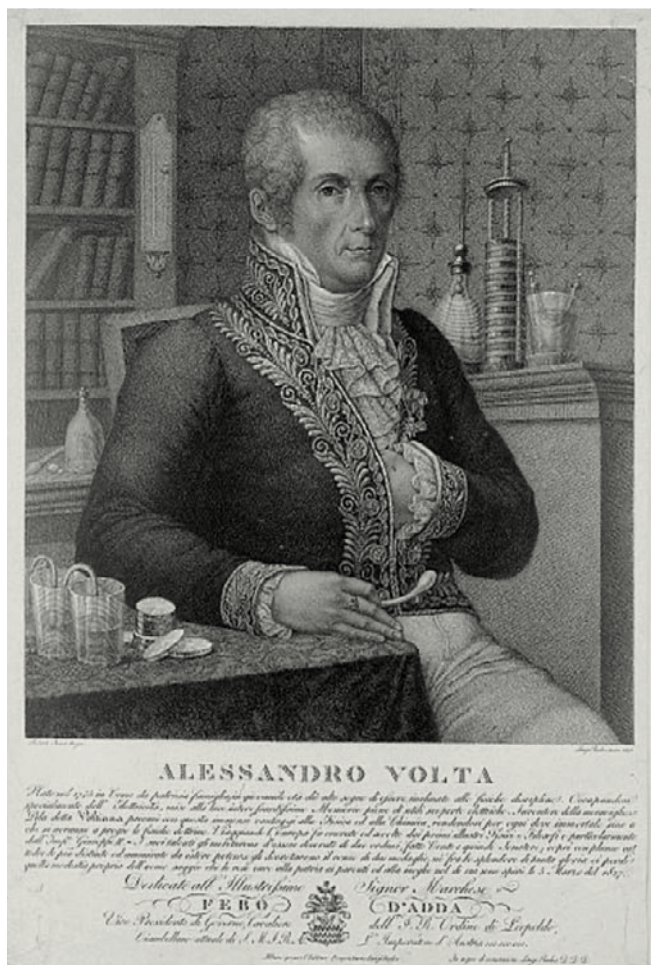
Senza dubbio, anche nell'ambito dell'insegnamento della chimica di base, l'approccio alla complessità in ambito didattico può essere utile per dare agli allievi un'immagine della realtà più credibile di quella offerta dal settarismo disciplinare. Ma la "sfida della complessità" è un incentivo pedagogico da perseguire con particolare discernimento tenendo sempre in grande considerazione, oltre alle capacità di apprendimento e alle conoscenze di fisica e matematica degli allievi, anche la loro curiosità e il loro interesse.

A questo scopo, per quanto riguarda l'elettrochimica di base, si è notato che, (dopo la definizione operativa di FEM, come differenza di potenziale elettrico misurata a circuito chiuso con $i = 0$), l'origine della carica e del potenziale di ciascuno elettrodo di una pila è un argomento che suscita molto interesse e curiosità da parte dei ragazzi.

Infatti, molti ragazzi pongono spesso le seguenti domande circa il funzionamento delle pile:

- La carica e il potenziale degli elettrodi di una pila esistono solo a circuito chiuso o anche a circuito aperto?
- Se la carica e il potenziale degli elettrodi di una pila esistono già nelle semipile a circuito aperto, da dove scaturiscono?

Ebbene, a mio parere, tale argomento (ritenuto forse di scarso significato culturale a livello di chimica di base) è invece alla portata delle capacità di apprendimento degli allievi e, inoltre, presuppone una trattazione in chiave multidisciplinare, particolarmente adeguata per "sviluppare il territorio



dell'interdisciplinarietà, della multidimensionalità, del reale e della complementarità dei saperi" del nuovo paradigma della complessità.

A tale proposito, per quanto riguarda l'approccio multidisciplinare, è ovvio che sarebbe auspicabile la collaborazione interdisciplinare con i colleghi di fisica e matematica. Ma, in ogni caso, anche con le conoscenze elementari di matematica e fisica pregresse e in corso di apprendimento, si può realizzare l'obiettivo che la "Conoscenza" nasce dall'integrazione delle discipline.

In particolare, poi, è opportuno considerare che, pur essendo ovviamente la distinzione tra potenziale chimico, potenziale elettrico e potenziale elettrochimico oltre gli obiettivi di approfondimento del presente lavoro, è possibile "guidare" i ragazzi ad un'interpretazione microscopica abbastanza rigorosa, dal punto di vista scientifico, dell'origine della carica e del potenziale elettrico degli elettrodi di una pila. Comunque, è evidente che l'approfondimento in questione deve essere realizzato tenendo in opportuna considerazione le capacità e le conoscenze dei propri allievi.

Di seguito viene proposto un possibile itinerario didattico che permette di sviluppare negli allievi anche una disposizione positiva verso il "nuovo e il complesso".

Obiettivi didattici

Gli obiettivi didattici che si intendono raggiungere sono:

1. un approccio alla complessità introducendo, nel contempo, alcuni concetti di elettrochimica relativi al modello del doppio strato elettrico
2. l'importanza di tale modello soprattutto per l'interpretazione dell'origine della carica e del potenziale degli elettrodi di prima specie di una pila, come quelli considerati nei loro esperimenti.

Prerequisiti teorici e pratici

Nozioni di fisica

- a. nozioni di base relative alle indicazioni curriculari della scuola secondaria di primo e secondo grado
- b. concetti elementari di scienze pregresse di elettricità e magnetismo relative a elettricità e magnetismo: elettrizzazione (come disquilibrio tra le cariche positive e negative nelle "sostanze"), potenziale elettrico, differenza di potenziale, circuito aperto e chiuso e definizione operativa di FEM

Nozioni di matematica (facoltativo, a meno che non si intenda introdurre anche l'equazione di Nernst)

- a. nozioni di base relative alle indicazioni curriculari della scuola secondaria di primo e secondo grado
- b. operazione di logaritmo e operazione inversa mediante l'uso della calcolatrice
- c. equazione della retta $y = mx + q$

Conoscenze e abilità di Scienze Integrate di Chimica

- a. struttura atomica
- b. forze atomiche e molecolari (in particolare il legame metallico con il modello dei cationi metallici immersi in un "mare" di elettroni)
- c. proprietà delle soluzioni
- d. reazioni chimiche ed energia
- e. cinetica
- f. equilibrio chimico
- g. elementi di termodinamica relativi agli aspetti energetici e termodinamici delle trasformazioni
- h. acidi e basi
- i. elettrochimica di base
- j. sapere prevedere la "tendenza ad avvenire" di una reazione redox utilizzando la tabella dei potenziali standard di riduzione
- k. sapere assemblare una pila e misurare la relativa FEM con tester digitale
- l. sapere individuare praticamente, mediante l'utilizzo adeguato del tester, l'anodo ed il catodo di una pila, le relative semireazioni di ossidazione e di riduzione e quindi dedurre la relazione tra tali semireazioni e la polarità di ciascun elettrodo di una pila.

Note per l'insegnante

È noto che, a livello di elettrochimica di base per la scuola secondaria di secondo grado, il funzionamento della pila viene affrontato senza introdurre il modello del doppio strato elettrico.

Invece, sfruttando le esperienze di laboratorio relative allo scambio di elettroni tra ioni in soluzione e metalli, alle reazioni redox ed energia chimica, alle reazioni redox con produzione di energia elettrica e all'allestimento di pile utilizzando alcune reazioni redox dell'esperienza precedente e misurando le corrispondenti FEM, è possibile un'introduzione al modello del doppio strato elettrico. Questo può essere fatto basandosi su conoscenze elementari di fisica e di chimica di base, usando in modo adeguato la stessa esperienza relativa alle pile e approfondendo adeguatamente alcuni concetti di elettrologia.

Come si è detto, è molto importante soprattutto tenere in grande considerazione le capacità dei propri

allievi, adattando l'insegnamento alle esigenze della classe riferibili, ad esempio, alla precedente formazione dei ragazzi, alle necessità della programmazione e alla disponibilità di tempo.

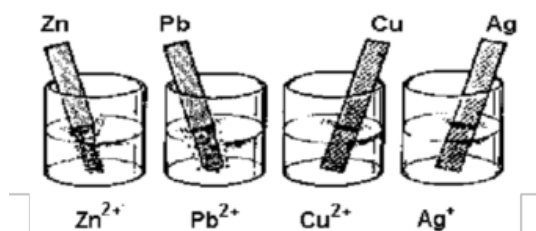
Strumentazione, reagenti, modalità operative e tempi

È ovvio che, se fosse disponibile un elettroscopio elettronico, si potrebbero rilevare le cariche statiche presenti negli elettrodi di una pila a circuito aperto, basandosi su un metodo elettrostatico (cioè elettrometrico con un elettroscopio condensatore) anziché elettrodinamico con un voltmetro.

Comunque, in ogni caso, l'esperienza è realizzabile utilizzando i reagenti e la strumentazione usata per l'esperienza relativa alle pile, facendo riferimento a quanto facilmente reperibile e riportato negli attuali testi e/o manuali di laboratorio in dotazione.

Infatti, sfruttando i dati relativi ottenuti sperimentalmente nelle consuete esercitazioni di laboratorio relative alle pile assemblate mediante le semipile sotto riportate, nelle quali i sali contengono il contro-ione nitrato

Zn/Zn²⁺ 1M Cu/Cu²⁺ 1M Ag/Ag⁺ 1M Pb/Pb²⁺ 1M



e tenendo presente fondamentalmente che:

- un "corpo" formato da una sostanza o più sostanze è neutro quando il numero delle cariche positive è uguale al numero delle cariche negative
- un "corpo" è elettrizzato quando il numero delle cariche positive non è uguale al numero delle cariche negative

gli studenti arrivano ad elaborare un'interpretazione microscopica "semplificata" dell'origine e della carica e del potenziale degli elettrodi di una pila.

Ciò perché, in questo caso, gli allievi intuiscono abbastanza facilmente che l'elettrizzazione della coppia metallo/soluzione non avviene per perdita o acquisto di elettroni come, ad esempio, per strofinio o altri metodi, ma per trasferimento di cationi dal reticolo metallico alla soluzione acquosa o viceversa.

E, in collegamento con le conoscenze relative alla cinetica e all'equilibrio, riescono poi a rendersi conto che la formazione del doppio strato diventa stazionaria quando la velocità con cui avviene "l'ossidazione"

del metallo diventa uguale a quella inversa di "riduzione" dello ione metallico, ossia quando la semireazione sotto indicata (in cui è omessa la partecipazione di H₂O) ha raggiunto l'equilibrio:



A tale proposito, si ritiene utile proporre agli allievi anche alcune domande "legittime" [3].

Tali domande sono infatti particolarmente importanti non solo per "guidarli" a trovare autonomamente le risposte, ma anche per trarre utili "informazioni" circa dubbi e difficoltà degli allievi e strategie da attuare al fine di favorire un apprendimento significativo e non mnemonico.

Conclusione

Ritengo che l'approfondimento proposto non sia di scarso significato culturale a livello di chimica di base, perché anzitutto consente all'insegnante di introdurre i suoi allievi alla complessità disciplinare senza rinunciare ad una rappresentazione corretta, anche solo qualitativa, di una realtà complessa; inoltre, permette agli allievi di poter elaborare un'interpretazione microscopica semplificata ma rigorosa relativamente al funzionamento di una pila.

Bibliografia

(a) Articoli in "La Chimica nella Scuola - CnS" su complessità e domande legittime

- [1] G. Villani, *La Chimica nella Scuola - CnS*, 2009, 2, 109.
- [2] P. Ambrogi, M. A. Floriano, E. Ghibaldi, *La Chimica nella Scuola - CnS*, 2009, 2, 140.
- [3] M. A. Carrozza, *La Chimica nella Scuola - CnS*, 2005, 1, 9.

(b) Testi

- [4] L. Antropov, *Theoretical Electrochemistry*, Mir Publishers, Mosca, 1972.
- [5] J. O' M. Bockris, A. K. N. Reddy, *Modern Electrochemistry*, vol. II, Plenum Press, New York, 1972.
- [6] G. C. Pimentel, R. D. Spratley, *Chimica Generale*, Zanichelli Editore, Bologna, 1975.
- [7] R. W. Parry, P. M. Dietz, R. L. Tellefsen, L. E. Steiner, *Chimica: fondamenti sperimentali*, Zanichelli Editore, Bologna, 1978.
- [8] M. Guardo, *Lezioni di Chimica Fisica 3°*, Zanichelli Editore, Bologna, 1991.
- [9] P. W. Atkins, *Chimica fisica*, Zanichelli Editore, Bologna, 1997.

Teresa Cecchi

ITT "G. e M. Montani", Fermo

✉ teresacecchi@tiscali.it

DAD sì ma in LAB! Un video pitch per l'analisi dell'acidità dell'olio

RIASSUNTO Il percorso didattico, sperimentato con gli studenti del quinto anno di un ITT articolazione Chimica e Materiali, è stato svolto con gli alunni in DAD al 100% e le docenti in laboratorio, in collegamento con essi mediante videochiamata su piattaforma Google Meet.

L'analisi dell'acidità dell'olio esemplifica un'azione didattica che ha come scopo la produzione, e non solo la riproduzione, della conoscenza. L'approccio "Inquiry based learning" e gli strumenti digitali della Google Classroom hanno reso gli studenti progettisti della procedura analitica, poi confrontata con quella ufficiale (Reg. CEE n. 2568/91), razionalizzando ogni passaggio. È emersa l'importanza della professionalità del chimico per garantire la legalità alimentare nella cornice dell'UDA di Educazione Civica. La sintesi del percorso è divenuta un video pitch di 2 minuti.

ABSTRACT The didactic path, experimented with chemists of the fifth class of an ITT, was carried out with all students in 100% "distance learning" and the teachers in the laboratory connected to Google Meet.

The analysis of the acidity of the oil exemplifies a didactic action that aims at the production and not just the reproduction of knowledge. The "Inquiry based learning" approach and the digital tools of the Google Classroom made the students designers of the analytical procedure, then compared with the official one (Reg. EEC no. 2568/91), rationalizing each step. The importance of the professionalism of the chemist in the food sector emerged, within the framework of the UDA for Civic Education. A 2 minute video pitch summarizes the didactic path.

Introduzione

Il percorso didattico proposto è stato sperimentato nel quinto anno dell'Istituto Tecnico Tecnologico "G. e M. Montani di Fermo", articolazione Chimica e

Materiali, nell'ambito della disciplina Chimica Analitica e Strumentale.

Si premette che tale attività è stata svolta con gli alunni in DAD al 100% e le docenti in laboratorio in collegamento con essi mediante videochiamata su piattaforma Google Meet.

Nonostante la DAD, non si è abbandonata la ferma convinzione che lo scopo della didattica sia quello di produrre, e non solamente riprodurre, conoscenza. Si è avuta chiara la consapevolezza che più è alto il livello delle domande poste e più è profondo il livello di ragionamento necessario per rispondere ad esse. La strategia didattica utilizzata ha cercato di sviluppare negli studenti non solo le LOTS (lower order thinking skills), ma anche le HOTS (higher order thinking skills) mediante brainstorming ed Inquiry based learning.

Il presente contributo ha lo scopo di condividere un esempio di percorso didattico di progettazione analitica, ossia l'analisi dell'acidità dell'olio extravergine di oliva (OEV), che permette di spiegare come rendere, anche in DAD, gli studenti autori della propria conoscenza e competenza.

1. Il percorso didattico introduttivo alla realizzazione dell'analisi

1.1 Fase motivazionale

Gli studenti, mediante brainstorming, immagini e discussioni di gruppo, sono stati sollecitati a riflettere: (i) sull'importanza dell'OEV nella cultura occidentale, a partire dall'effigie di Atena con ramoscello di olivo riportata sulla moneta storica da 100 lire; (ii) sullo status di "nutraceutico" dell'OEV, elemento fondamentale della dieta mediterranea, inserita nel 2010 dall'UNESCO nella lista dei patrimoni orali e immateriali dell'umanità. Infine, un video-stimolo sui 17 SDG dell'Agenda 2030 ha permesso di riconoscere l'importanza dell'uso dell'OEV per il raggiungimento del SDG n. 3 (Salute e benessere).

Il brainstorming è continuato con una cruciale domanda: *chi garantisce che un olio sia effettivamente OEVO?* Dopo ampia discussione con gli studenti è emersa la necessità di un metodo di classificazione oggettivo. Si è fatta emergere anche l'importanza della professionalità del chimico per garantire la legalità e smascherare eventuali frodi alimentari nella cornice dell'UDA di Educazione Civica, spiegando che l'analisi chimica è fondamentale per la classificazione degli oli e per garantire l'eventuale "status" di OEVO.

Si sceglie, con questo contributo, di condividere non tanto la mera applicazione della prassi analitica, ma la strategia didattica usata per progettare, insieme agli studenti, la metodica di analisi dell'acidità libera dell'olio e costruire un apprendimento significativo.

1.2 Verifica e consolidamento dei prerequisiti

Si è partiti in classe con la verifica del possesso dei seguenti prerequisiti, necessari per affrontare il modulo di analisi relativo agli oli, mediante brainstorming:

- concetto di acido grasso e trigliceride, composizione dell'olio di oliva
- reazioni di esterificazione ed idrolisi degli esteri
- principi dell'analisi volumetrica
- viraggio degli indicatori acido-base in ambiente non acquoso: variazione del pKa dell'indicatore in solvente organico ed effetto *red shift*

La domanda posta durante il brainstorming (*chi garantisce che un olio sia effettivamente OEVO?*) ha permesso di inquadrare il problema analitico anche dal punto di vista merceologico e legislativo, fornendo agli studenti, come ulteriore stimolo, il testo consolidato¹ del regolamento (CEE) n. 2568/91 che contiene le metodiche analitiche per la determinazione dei parametri chimici (Allegato II al testo) ed i limiti di legge (Allegato I al testo) dei vari parametri, e per la classificazione merceologica degli oli di oliva.

La lezione è proseguita con il consolidamento dei primi due prerequisiti mediante una paradossale domanda a risposta aperta, proposta tramite un Modulo Google, che aveva come scopo quello di far capire agli studenti la grande differenza fra gli acidi grassi liberi (oggetto dell'analisi) e quelli esterificati:

“è noto che i trigliceridi costituiscono fino al 99% della massa dell'OEVO ed il solo acido oleico può arrivare fino all'80% in un OEVO; dunque, come

mai il limite che la legislazione impone per il parametro “Acidità” corrisponde allo 0.8% in acido oleico?”

I ragazzi hanno avuto 5 minuti di tempo per scrivere le loro risposte, sulla base delle quali si è avviata una discussione, in modalità di apprendimento cooperativo, per giungere alla conclusione che il saggio analitico, oggetto della lezione teorica e pratica, riguarda solo gli acidi grassi liberi (che appunto non possono superare lo 0.8%), prodotti dalla reazione di idrolisi del trigliceride, in quanto quelli esterificati dal glicerolo non contribuiscono all'acidità.

Attraverso l'uso congiunto da parte di tutti gli studenti dell'applicazione Google Jamboard (che permette di disegnare a mano libera su una lavagna digitale condivisa e di conoscere l'identità di chi la sta editando istante per istante) si è chiesto di ipotizzare da quale reazione potessero derivare gli acidi grassi non esterificati che si sarebbero poi quantificati volumetricamente (la reazione di idrolisi dei trigliceridi ha permesso di ripassare concetti di chimica organica del quarto anno). Si è poi passati dalle schematizzazioni a mano libera su Jamboard all'interfaccia grafica del software Mopac[®] (un programma di chimica computazionale molto utile anche per disegnare le molecole) producendo lo schema che possiamo osservare in figura 1. È, infatti, importante che gli studenti si abituino ad utilizzare software specifici per disegnare in modalità digitale le molecole e le loro reazioni.

1.3 Progettazione dell'analisi da svolgere

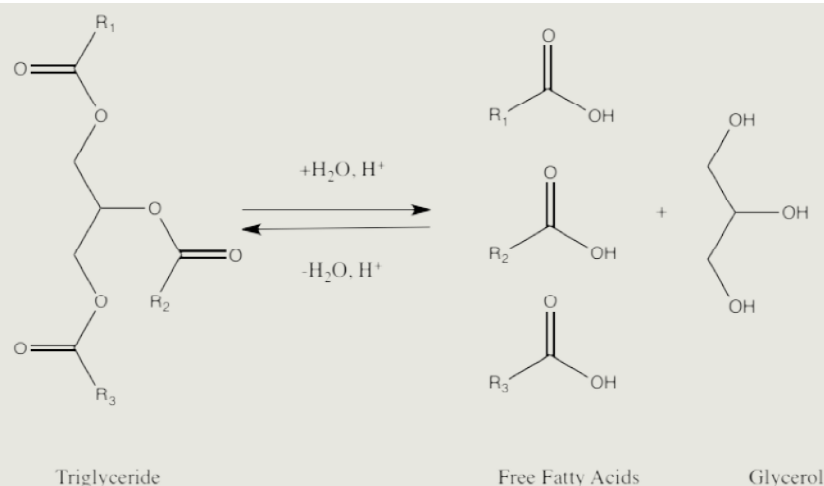
La normale pratica didattica prevederebbe la fornitura agli studenti della metodica analitica (Allegato II del regolamento CEE n. 2568/91), ma si è deciso di percorrere la strada dell'*Inquiry based learning*, non solo nella fase esplorativa e motivazionale precedentemente descritta, ma anche nella fase operativa analitica, per rendere gli studenti (in DAD) autori del loro apprendimento.

Le domande stimolo, somministrate, sia mediante Google Moduli che oralmente, sono state le seguenti:

1. *Quale tecnica analitica è adatta all'analisi dell'acidità dell'olio?*
2. *Quale solvente va scelto per sciogliere l'olio e condurre la titolazione?*
3. *Quale base va scelta per titolare l'acidità dell'olio e in cosa va sciolta?*
4. *Come osservare il punto di viraggio?*
5. *Come esprimere il risultato?*

¹ <https://eur-lex.europa.eu/legal-content/IT/TXT/HTML/?uri=CELEX:01991R2568-20161204&from=EN>

Fig. 1 Schema di idrolisi del trigliceride con formazione degli acidi grassi liberi



La discussione collettiva ha permesso di formulare ipotesi operative, testarle, e confrontarle poi con quanto la metodica ufficiale prescriveva.

Dalla discussione sulle variegiate risposte alle domande-stimolo indicate, sono emerse alcune evidenze che si riportano di seguito.

1. Tutti gli studenti hanno chiaramente individuato nell'analisi volumetrica la metodica più adatta per la quantificazione degli acidi grassi liberi nell'olio, dato che la reazione acido base soddisfa i criteri per tale tipo di analisi (reazione rapida, ben nota e stechiometrica, assenza di reazioni collaterali, possibilità di disporre della sostanza madre, possibilità di individuare facilmente il viraggio dell'indicatore).
2. A proposito della scelta ragionata del solvente da utilizzare per svolgere l'analisi volumetrica, si è giunti alla conclusione che esso non poteva essere l'acqua (che avrebbe creato un'emulsione con l'olio analizzato). Si doveva scegliere dunque un ambiente organico per svolgere l'analisi: le docenti hanno allora chiesto agli studenti in DAD di avanzare proposte sulla capacità di molti solventi, e delle loro miscele, di solubilizzare l'olio, verificandole esse stesse in diretta dal laboratorio. Da questa indagine varie miscele sono risultate adatte, compresa quella indicata nell'Allegato II del regolamento CEE n. 2568/91 (50:50 di etere etilico ed alcol etilico). Si è quindi verificata la ragionevolezza dell'uso della miscela prescritta dalla metodica ufficiale, caratterizzata anche da un basso costo e dalla facile reperibilità dei suoi componenti.
3. Per quanto riguarda la scelta ragionata del titolante, i ragazzi, abituati ad usare NaOH in soluzione acquosa nelle titolazioni degli acidi fin dal terzo anno, sono stati sollecitati a riflettere sul fatto che anche la base non potesse essere in soluzione acquosa, onde evitare lo scarso mescolamento

con la soluzione contenente il campione da titolare. La scelta dell'alcol etilico, indicato nell'Allegato II del regolamento CEE n. 2568/91, è stata considerata il giusto compromesso fra la necessità di avere il titolante in un ambiente organico, a bassa polarità, compatibile con l'olio da titolare, e la necessità di usare un solvente capace di sciogliere anche la base utilizzata. Per migliorarne la solubilità si è ragionato anche sul contro-ione dell'idrossido giungendo alla conclusione che, in base alla posizione nella Tavola Periodica, il KOH, di prima scelta nella metodica ufficiale, potesse essere più solubile nell'ambiente organico rispetto al comune NaOH (previsione ragionevole in base al concetto di hardness e softness dei cationi). Gli studenti alla fine sono giunti alla stessa conclusione riguardo alla scelta delle condizioni analitiche riportate nella metodica ufficiale.

4. Relativamente al meccanismo di viraggio, gli studenti avevano cooperativamente ricordato, durante la verifica dei prerequisiti, che l'indicatore di elezione per la titolazione di un acido debole con una base forte è la fenolftaleina. Il viraggio, con variazione del colore della soluzione da incolore (assorbimento nell'UV) a fucsia (assorbimento nel visibile) è dovuto alla ionizzazione di un -OH fenolico della fenolftaleina all'aumentare del pH durante la titolazione, ionizzazione che comporta appunto il fenomeno del "red shift". Tuttavia, poiché l'ambiente non è acquoso, andava testata l'ipotesi che una goccia di titolante in assenza dell'analita "olio" fosse in grado di far virare la fenolftaleina anche in ambiente organico. Aggiungendo una goccia di titolante (KOH 0.1N in etanolo) alla miscela solvente (etere/etanolo) si è potuto dunque osservare, anche da remoto, che il viraggio non avveniva; è stata quindi chiesta agli studenti la spiegazione per tale comportamento insolito e, mediante discussione collabo-

rativa, si è giunti alla seguente razionalizzazione del viraggio in ambiente organico: la deprotonazione, che causa la comparsa del colore fucsia attraverso il fenomeno del “*red shift*”, è sfavorita. Siccome la bassa costante dielettrica del mezzo non promuove la formazione di ioni, per portare la miscela solvente al punto di viraggio, si sono dovute aggiungere non una (come in ambiente acquoso) ma diverse gocce di titolante per favorire la deprotonazione, controllando di avere un colore rosa fucsia persistente per almeno 30 secondi. In altri termini, la pK_a della fenolftaleina in ambiente organico è più alta che in ambiente acquoso, quindi serve un pH maggiore per permetterne la deprotonazione, che avviene solo se $pH > pK_a$ (valore in soluzione acquosa). Il tutto è stato praticamente dimostrato dalle docenti in laboratorio mentre gli studenti interrogavano a distanza.

5. Per quanto riguarda infine l'espressione dei risultati che si sarebbero dovuti ottenere dall'applicazione della procedura progettata, si è costruito un foglio di calcolo, dopo aver evidenziato il fatto che, benché la legge richieda di esprimere il risultato in percentuale di acido oleico, il saggio eseguito non è selettivo per tale acido, dunque anche altri acidi grassi liberi, come ad es. l'acido palmitico o stearico etc., vengono quantificati come acido oleico.

2. Risultati e discussione

2.1 Esecuzione dell'analisi secondo la procedura progettata

Le docenti sono poi passate ad eseguire praticamente l'analisi dell'acidità dell'OEVO sotto la guida ed i suggerimenti degli studenti che, da remoto, contribuivano alla realizzazione di quanto avevano progettato, razionalizzando ogni passaggio presente nella metodica prevista dalla normativa.

Le figure 2, 3 e 4 indicano alcune fasi dell'analisi.

Le attività di laboratorio sono state filmate dalle docenti e il video realizzato è stato messo a disposizione degli studenti come elaborato digitale da conservare. Il video mostra le varie operazioni pratiche che gli alunni da casa in DAD non hanno potuto svolgere. Il filmato ha voluto essere un modo per farli sentire in laboratorio, anche se a distanza, e può essere qui visionato.

2.2 Valutazione delle HOTS

La fase della valutazione in DAD è stata uno stimolo per riprogettare la valutazione stessa e ci si è mossi

Fig. 2 Miscela solvente portata al punto di viraggio della fenolftaleina

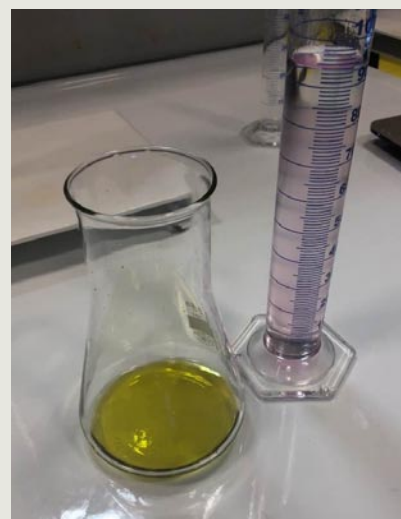
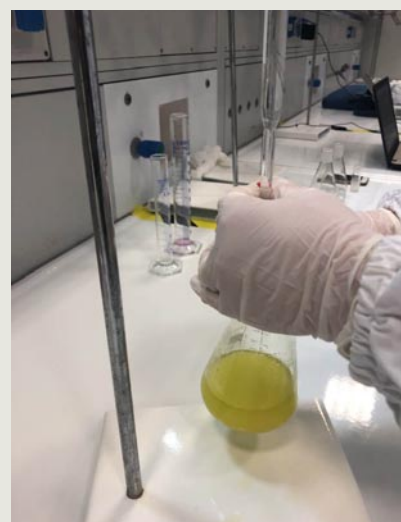


Fig. 3 Avvinamento della buretta con il titolante



Fig. 4 Inizio della titolazione



ispirati dallo stesso approccio usato durante la costruzione dell'apprendimento.

Invece di chiedere di nominare il materiale funzionale all'esecuzione dell'esperienza, o elencare i reagenti necessari per la titolazione, o descrivere la procedura, o definire la formula per il calcolo, per attivare le HOTS si sono usate espressioni e domande del tipo:

- *ipotizza una certa azione e prevedi l'effetto di tale azione*
- *spiega cosa succederebbe se...*,
- *suggerisci come evitare un certo errore, costruisci uno schema analitico alternativo,*
- *spiega se sei d'accordo su un miglioramento possibile,*
- *valuta se una certa variazione della procedura comporti un errore in eccesso o in difetto sul risultato finale...etc.*

Tali domande stimolano attività di analisi, comparazione, riflessione e sintesi; non solo permettono una valutazione affidabile anche a distanza, ma aiutano gli studenti a costruire quel sapere che è frutto di ragionamento, diventa stratificato nel pensiero e non necessita di recupero mnemonico.

Un esempio permette di essere più espliciti: gli studenti potranno dimenticare che il solvente da usare per tale saggio analitico sia alcol etilico ed etere etilico in miscela 50:50, ma il ragionamento che li ha portati alla scelta dell'ambiente organico potrà essere ricostruito ogni volta che sarà necessario, anche in situazioni diverse dall'analisi dell'acidità libera dell'olio.

Un'altra domanda che ha stimolato molto la riflessione è stata:

- *spiega cosa succederebbe se ti dimenticassi di portare la miscela solvente contenente fenoltaleina al punto di viraggio e procedessi come se l'ambiente fosse acquoso*

Gli studenti hanno, nella maggioranza dei casi, correttamente risposto che tale azione avrebbe comportato un errore in eccesso nella stima dell'acidità libera.

Le valutazioni sono state svolte sia mediante Google Moduli che oralmente.

Conclusioni

Ai ragazzi è stato permesso di avere a disposizione la metodica ufficiale durante la valutazione, dato che le risposte alle domande somministrate durante la fase valutativa prevedevano sempre una notevole rielaborazione personale della mera prassi laboratoriale.

Il percorso valutativo dell'esperimento didattico descritto in questo contributo ha permesso di cogliere, nel momento della crisi da pandemia, un'opportunità per migliorare la strategia di insegnamento laboratoriale teorico e pratico. Si è infatti messo a fuoco l'obiettivo principale dell'azione didattica: permettere al discente di produrre (e non solo riprodurre) il



Fig. 5 Laboratorio di Analisi Chimica dell'ITT "G. e M. Montani", Fermo

proprio sapere sfruttando la costruzione di ulteriori intuizioni basate sulla conoscenza pregressa.

Il corretto smaltimento dei rifiuti di laboratorio ha permesso infine di abituare gli studenti ad una pratica laboratoriale in linea con il raggiungimento degli obiettivi di sostenibilità dell'Agenda 2030.

In ultimo una considerazione: aver scelto di rimanere ad insegnare dal Laboratorio (Figura 5) in DAD ci ha fatto sentire meno la mancanza dei nostri ragazzi.

Ringraziamenti

Si ringrazia la Prof.ssa Nadia Fraticelli per la preziosa collaborazione pratica nella realizzazione di questa esperienza didattica. ■

Ilaria Fordyce,¹ Michela Massa,¹ Chiara Scala² e Nicole Vita¹

¹Dipartimento di Chimica e Chimica Industriale (DCCI), Università di Pisa; ²Dipartimento di Civiltà e Forme del Sapere (corso di laurea SFP), Università di Pisa

✉ i.fordyce@studenti.unipi.it; m.massa7@studenti.unipi.it; c.scala2@studenti.unipi.it;

n.vita1@studenti.unipi.it

Autore per corrispondenza: **Massa Michela**

I “Giardini Chimici” al Bright 2020: la divulgazione scientifica ai tempi della DAD

RIASSUNTO Nel seguente articolo verrà presentato il laboratorio “I Giardini Chimici”. Le attività di questo laboratorio, che erano state in parte proposte in precedenza sia in ambito museale sia durante la notte dei ricercatori e delle ricercatrici (Bright) nell’edizione 2019, sono state riadattate per adeguarsi alla modalità a distanza del Bright 2020, resa necessaria dalla particolare situazione sanitaria. Per i bambini è stato realizzato un percorso interattivo online (Padlet) tramite video semplici e giochi appositamente pensati, mentre per i più grandi sono stati creati degli altri video con un livello di spiegazione più tecnico. Ciò ha permesso di coinvolgere in questa particolare esperienza persone di differenti fasce di età e preparazione. Il laboratorio didattico rientra nella tipologia dei laboratori didattici in ambito non formale come quello museale. In questo caso particolare, il laboratorio faceva parte delle attività proposte dal Dipartimento di Chimica e Chimica Industriale dell’Università di Pisa.

ABSTRACT In the following paper we will present a laboratory activity, “The Chemical Gardens”. This project has been previously presented in museum based educational activities and in occasion of the researchers’ night (BRIGHT NIGHT), during the 2019 edition, and it has been subsequently modified for the 2020 edition, due to the current sanitary situation. An interactive and virtual educational project (Padlet) composed of simple videos and games has been realized for kids. Instead, short but slightly more informative YouTube videos have been realized for higher level target. The versatile structure of the educational project allowed us to involve a large audience from kids to adults. This laboratory activity and its structure is typical of non-formal contexts, such as that of Museums of Science. In this case, it has been proposed during an ‘Open Day’ as one of the on-line activities proposed by the Department of Chemistry and Industrial Chemistry at the University of Pisa.

*Meravigliarsi di tutto è il primo passo
della ragione verso la scoperta*
Louis Pasteur

Introduzione

Comprensione della chimica e rapporto tra chimica e società

Nel 1895 la Royal Society of Chemistry, l’istituzione scientifica britannica più prestigiosa, pubblicò un rapporto sulla “Comprensione della scienza da parte del pubblico” (Figura 1), in cui si metteva in evidenza la necessità di una maggiore comprensione generale della scienza, da parte di tutta la popolazione, a prescindere dalla loro professione [1].

Questo rapporto è più che mai attuale, come dimostra l’epidemia da COVID-19 che ha reso chiaro quanto sia complicato oggi comunicare la scienza. Con la rivoluzione digitale, infatti, chiunque può esprimersi senza che ci sia una minima verifica dei fatti. Questo fa sì che la popolazione, immersa in un mondo sempre più digitale, si ritrovi bombardata di notizie senza essere in grado di gestirle né di valutarne l’attendibilità [2].

Per questo è più che mai importante far sì che tutti abbiano una più ampia conoscenza delle scienze e del metodo scientifico, con i suoi vantaggi e i suoi limiti. Ciò migliorerebbe il processo decisionale della popolazione, portandola a compiere scelte più consapevoli, giuste o sbagliate che siano. Quindi, per comunicare in maniera corretta la scienza, è imprescindibile dare informazioni accurate, trasparenti e responsabili [3].

Le scienze, inoltre, sono spesso viste come discipline elitarie e troppo complicate; per questo si utilizza la divulgazione scientifica, il cui scopo è quello di avvicinare più persone possibili a queste materie, attraverso una comunicazione semplice e alla portata di tutti [4].

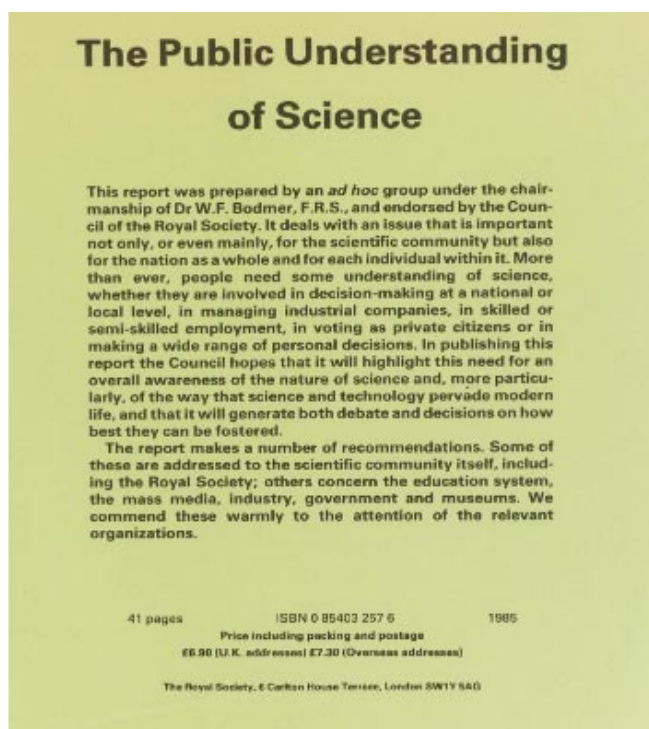


Fig. 1 Abstract del report della Royal Society of Chemistry

I contesti non formali di apprendimento delle scienze e della chimica

L'efficacia della divulgazione sta nelle modalità con cui essa si avvicina alle scienze. Esistono infatti più ambiti o contesti in cui il fruitore può essere formato (Figura 2): la scuola, l'università sono esempi di ambiti formali, mentre il festival della scienza, i musei, i centri culturali e le collezioni scientifiche sono esempi di contesti non formali.

I principi di quest'ultimo contesto si basano sul "lifelong learning", secondo il quale gli individui apprendono durante tutto il corso della vita e non solo nell'ambito scolastico o universitario. Inoltre, secondo questa idea di apprendimento, nei contesti

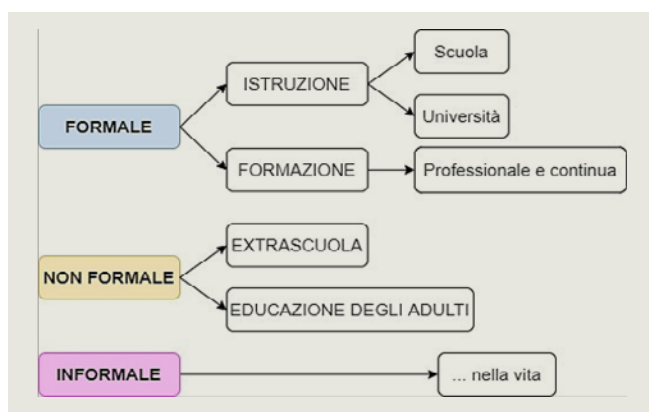


Fig. 2 Contesti di apprendimento formale, non formale e informale

non formali vengono forniti strumenti che aiutano a sviluppare competenze e abilità utili per tutti i campi e i momenti della vita di un individuo: si comprende in senso più ampio il ruolo della scienza e la sua influenza nella nostra vita, si sviluppa la curiosità e lo spirito critico. La formazione in ambito non formale risulta più fruibile ed efficace poiché l'approccio è diverso rispetto a quello scolastico. Le persone si avvicinano volontariamente all'iniziativa, spinte da una propria curiosità. L'attività laboratoriale, in queste occasioni, si pone come obiettivo principale quello di presentare argomenti scientifici che possano incuriosire e meravigliare. Si può concludere che tali contesti fanno sì che la divulgazione sia un mezzo per poter vedere la chimica, e la scienza in generale, calata nella realtà di tutti i giorni [5].

La divulgazione della chimica nei musei scientifici

La chimica è la scienza meno rappresentata nel contesto divulgativo, soprattutto nei musei della scienza. Uno dei motivi è sicuramente il problema della "pericolosità" dei reagenti stessi. Infatti, prodotti chimici per gli esperimenti devono essere non infiammabili, non corrosivi e non tossici, ma anche gli oggetti da maneggiare devono essere innocui, o comunque con una pericolosità ridotta al minimo. Quindi, soprattutto se si tratta di laboratori rivolti ai più piccoli significa, ad esempio, 'niente vetreria, niente piastre scaldanti, e ovviamente niente fiamme libere'. Questo è un grosso limite che riduce drasticamente il numero di reazioni da poter mostrare. Tuttavia, grazie al lavoro di molti educatori e appassionati di chimica, si trovano tanti esperimenti che possono essere realizzati in facilità e in totale sicurezza, spesso utilizzando come reagenti sostanze che troviamo comunemente in ambiente domestico (ad esempio l'estratto di cavolo rosso come indicatore acido-base, o il bicarbonato e l'aceto per fare una reazione chimica).

I musei (Figura 3) e le collezioni di chimica sono dei luoghi di grande importanza storica ed educativa. Al loro interno sono raccolti tantissimi oggetti, alcuni di valore storico inestimabile, come testimonianza dell'attività dei chimici dall'Ottocento alla prima metà del Novecento.

Inoltre, il museo ha un importantissimo ruolo nell'educazione scientifica in generale, e per la chimica in particolare. Esso, infatti, può essere un'occasione per stimolare la curiosità e l'approfondimento, avvalendosi anche di aspetti ludici e ricreativi [6].

In questo articolo verrà descritta l'esperienza svolta durante l'edizione 2020 della Notte dei ricercatori e



Fig. 3 Alcuni oggetti della collezione del Museo di Chimica situato presso il Dipartimento di Chimica e Chimica Industriale dell'Università di Genova (foto di V. Domenici)

delle ricercatrici, organizzata dall'Università di Pisa e svoltasi online il 27 novembre.

Di seguito verranno descritti:

- il contesto in cui il laboratorio è stato realizzato;
- i concetti chimici fondamentali presenti;
- la progettazione dell'attività e la sua realizzazione.

Infine, verranno fatte delle considerazioni sull'esperienza particolare del pensare un laboratorio a distanza.

Il contesto

La Notte dei Ricercatori e delle Ricercatrici

Proprio con l'obiettivo di diffondere la cultura scientifica e cercare di arginare questa paura nei confronti della chimica, ogni anno, sin dal 2005, in Europa viene promossa un'intera giornata dedicata ai ricercatori. Questa è un'occasione in cui, in un contesto informale, vengono svolte diverse attività (ad es. visite a musei scientifici, contest, conferenze e laboratori) al fine di avvicinare alla conoscenza delle scienze quante più persone possibili [7]. A questo evento partecipano enti e istituzioni da tutto il mondo con diversi progetti, ad esempio in Toscana prende il nome di "BRIGHT-NIGHT" (acronimo di *Brilliant Researchers Impact on Growth Health and Trust in Research*, unito alla parola NOTTE) [8]. A causa della pandemia in corso, non è stato possibile svolgere il Bright 2020 in presenza, per cui è stato riadattato alla modalità a distanza, con la creazione di un sito in cui inserire contenuti su diversi temi (<https://bright.dcci.unipi.it/>). In questo contesto, come ex studentessa del corso di "Fondamenti di didattica della Chimica", tenuto dalla professoressa Valentina Domenici, si è pensato di creare un laboratorio online con l'obiettivo di realizzare qualcosa

che fosse accessibile ai bambini, ai ragazzi e agli adulti [9].

Il laboratorio, intitolato "I Giardini Chimici" era già stato presentato nell'edizione 2019 del Bright. Questo progetto è nato dall'idea di far conoscere il mondo della chimica in un contesto non-formale. Si è partiti da un esperimento semplice ma efficace per far comprendere uno degli argomenti alla base della chimica stessa: le trasformazioni. Nel percorso, questo argomento è stato trattato per coinvolgere i partecipanti indipendentemente dalla loro preparazione scientifica, concentrandosi prevalentemente sui bambini della scuola primaria e sui ragazzi delle scuole secondarie. Il laboratorio, svolto in presenza è stato ideato, in modo che i ragazzi potessero svolgere tale esperimento in prima persona. Per far questo, ad ognuno di loro, sono stati forniti i materiali e le spiegazioni necessarie per poter creare in tutta sicurezza e autonomia il proprio giardino chimico, partecipando attivamente all'esecuzione dell'esperimento. Inoltre, la stessa esperienza era stata proposta in ambito museale all'interno di una serie di laboratori svolti al *Museo di Storia Naturale a Rosignano* (MuSNa) nel 2016 (Figura 4).

Per il Bright 2020, questo progetto, come descritto nel paragrafo precedente, è stato poi modificato per adeguarsi alle esigenze dovute all'emergenza da Covid-19.

Concetti fondamentali del laboratorio

Il concetto di trasformazione della materia viene generalmente presentato anche in ambito scolastico a partire dalla scuola primaria e secondaria di I grado, distinguendo le trasformazioni chimiche e le trasformazioni fisiche. Come evidenziato dalla letteratura, però, spesso i testi scolastici riportano delle definizioni non corrette, associando alle reazioni chimiche solo delle trasformazioni irreversibili (come



Fig. 4 Locandina dell'evento divulgativo al MuSNa



Fig. 5 Un esempio di giardino chimico e dei sali utilizzati



Fig. 6 Preparazione del giardino chimico

la combustione) e alle trasformazioni fisiche solo delle trasformazioni reversibili (come i passaggi di stato). Tuttavia, queste definizioni oltre a non essere corrette non tengono conto della complessità dei processi chimici, che, come i chimici ben sanno, possono essere sia irreversibili che reversibili. Un esempio di questi ultimi è dato dalla classe delle reazioni acido-base che a loro volta rientrano in una grande categoria di reazioni chimiche di equilibrio [10] [11] [12].

Le reazioni che sono alla base dei "giardini chimici" sono reazioni per lo più irreversibili, che, come vedremo, comportano la precipitazione di sali e la formazione di strutture molto varie e irregolari, simili ad alberi e piante (Figura 5).

Il chimico e alchimista tedesco Johann Rudolf Glauber fu il primo a proporre uno studio sui "giardini chimici" già nel 1646. Egli riteneva che per un chimico la parte più importante fosse quella sperimentale, sostenendo infatti che nel suo percorso accademico, il suo personale apprendimento era dovuto in modo particolare all'esperienza. Glauber aggiunse cristalli di cloruro ferroso ad una soluzione di silicato di potassio, noto oggi come 'vetro solubile'. Egli notò che i cristalli salini crescevano, dando delle strutture solide e molto colorate. Grazie alle conoscenze odierne, sappiamo che l'esperimento si basa sulla proprietà di molti silicati dei metalli di transizione di essere poco solubili in acqua e di formare composti che assumono colorazioni molto diverse in funzione delle proprietà elettroniche dei cationi [13].

Progettazione e preparazione delle attività

Programmazione del laboratorio

L'esperimento è stato proposto durante la giornata del Bright perché di semplice realizzazione: si tratta, infatti, di reazioni relativamente veloci, esteticamente

molto belle da vedere e la loro comprensione non richiede necessariamente di entrare troppo nel dettaglio della spiegazione chimica. Questo lo rende interessante sia per persone estranee all'argomento che, con opportuni approfondimenti, per persone che hanno una conoscenza scientifica maggiore.

Il metodo utilizzato nella preparazione del laboratorio didattico è stato quello proposto nel corso di "Fondamenti e metodologie didattiche per l'insegnamento della chimica" [5] e comprende vari step tipici della progettazione didattica laboratoriale: schema teorico dell'esperienza, definizione di target e obiettivi, definizione della scansione temporale, raccolta e descrizione dei materiali, simulazione e realizzazione delle esperienze, osservazione e descrizione dei fenomeni osservati, eventuale ripetizione di singoli esperimenti ed eventuale spiegazione più dettagliata e approfondita.

Per questo motivo, durante la preparazione dell'attività (Figura 6) sono state fatte diverse prove in laboratorio, annotando i cambiamenti e le differenze dei risultati. L'approccio utilizzato è il tipico metodo scientifico: raccolta dei materiali, formulazione di una teoria e dei relativi calcoli, annotazione dei fenomeni in corso, dovuti test per garantirne la validità e la sicurezza.

Preparazione degli esperimenti

Per la realizzazione degli esperimenti è stata diluita in un bechero una soluzione di silicato di sodio e acqua (anche già disponibile in commercio), in parti 1:1. Questa soluzione verrà utilizzata per tutti gli esperimenti in cui si vedrà la formazione dei cristalli di sali. In particolare, sono stati utilizzati: cloruri, solfuri e nitruri di metalli di transizione o di metalli alcalini: in figura 7 è riportato un esempio di questi sali.

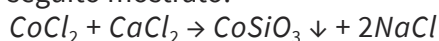
Partendo dal sale bianco, cloruro di calcio ($CaCl_2$) e procedendo in senso orario si osserva il cloruro di



Fig. 7 Foto dei sali metallici utilizzati nell'esperimento

cobalto ($CoCl_2$), sale blu, il cloruro di ferro ($FeCl_3$), di colore arancio, il solfato di Cobalto ($CoSO_4$), rosso, e il solfato di nichel ($NiSO_4$) color verde acqua.

Chimicamente, nella reazione tra il sale e il silicato, avviene una reazione di doppio scambio (metatesi), ossia un processo basato sullo scambio di due o più ioni fra due sostanze composte, che formeranno altrettante specie distinte, diverse dai reagenti, come di seguito mostrato:



Nella reazione sopracitata il sale del metallo si scioglie nella soluzione di silicato. I cationi di cobalto Co^{2+} , reagiscono con l'anione silicato SiO_3^{2-} , formando come prodotto il silicato di cobalto ($CoSiO_3$), che risulta insolubile in acqua. Si forma in questo modo, attorno ai cristalli, una membrana semipermeabile, simile ad una pellicola, che può essere attraversata solo da molecole d'acqua (H_2O). La forza ionica della soluzione all'interno della membrana, legata alla concentrazione totale degli ioni di cobalto, è maggiore di quella della soluzione di silicato che è all'esterno della membrana. Questo crea una differenza di pressione osmotica tra interno ed esterno della membrana, e questo porta ad un processo di diffusione dell'acqua da una parte all'altra. Tale processo incrementa la pressione interna fino a causare la rottura della pellicola. I cationi di cobalto entrano così, nuovamente, a contatto con gli anioni silicato in soluzione, formando nuovo solido insolubile su cui si riformerà la membrana semipermeabile, permettendo così la ripetizione del processo. Dal punto di vista macroscopico vediamo la formazione e la crescita dei cristalli, attraverso strutture filiformi simili a fogli e alberelli (Figura 8).

Possiamo notare che il colore del solido dipende dalla configurazione elettronica del metallo usato. I metalli di transizione, infatti, hanno colorazioni molto vivaci e tendono a dare strutture molto caratteristiche con colori intensi, al contrario i metalli alcalini, i cui sali sono in genere opachi o bianchi, e tendono a dare strutture trasparenti. Osservando la crescita di questi filamenti, è possibile notare che le forme solide che si formano tendono a crescere verso l'alto. Questo dipende sia dalla pres-



Fig. 8 Alcuni dei giardini chimici realizzati durante l'esperimento

sione (infatti sul fondo del recipiente essa è maggiore rispetto a quella che si ha in superficie) sia dalla densità del fluido che si forma all'interno della membrana che risulta, di norma, inferiore rispetto alla densità del fluido circostante. Dopo che la crescita è cessata, è possibile mantenere queste strutture andando a sostituire alla soluzione di silicato di sodio dell'acqua, con un'aggiunta a velocità molto lenta [14] [15] [16].

Progettazione attività online

Uno dei principali scopi della chimica è lo studio delle trasformazioni della materia. Per far comprendere questo concetto, è possibile utilizzare diversi approcci di insegnamento. Nel nostro caso abbiamo scelto di combinare da un lato un approccio storico e dall'altro un approccio laboratoriale dimostrativo. Gli approcci utilizzati permettono sia un parallelismo tra l'evoluzione storica dei concetti, della conoscenza e dell'apprendimento, sia una parte laboratoriale, che risulta essere di estrema importanza per la comprensione dei concetti stessi.

Durante la fase di preparazione sono stati realizzati dei video per documentare l'esperienza della crescita dei giardini chimici. Essi poi sono stati rielaborati in modo che l'esperienza potesse essere esposta a target diversi.

I video che mostravano la reazione sono stati realizzati per due target differenti: uno è stato pensato per i bambini (Figura 9) che si trovano all'inizio del loro percorso scolastico, mentre l'altro è stato realizzato per dei ragazzi più grandi e di conseguenza con conoscenze più approfondite.

Per i più piccoli è stato anche creato un *Padlet* personalizzato (Figura 10) *'Bright per piccoli scienziati'*: ossia è stato generato uno spazio online, condiviso tramite il seguente link: <https://padlet.com/chiss31498/nn24394h7d1e52gg>.

All'interno della piattaforma è stato possibile ideare un percorso interattivo costituito da diversi elementi (video, quiz e giochi). L'idea di riadattare questo la-



Fig. 9 Estratto del video realizzato per i bambini

laboratorio nasce dalla volontà di far sì che anche i più piccoli possano divertirsi a scoprire la chimica con i suoi colori e la bellezza dei suoi cristalli, creando analogie e collegamenti con elementi già conosciuti dell'ambiente che li circonda.

Nei video pensati per i più grandi, è stato utilizzato invece un linguaggio tecnico specifico della chimica (Figura 11). Si è dato per scontato che esso sia familiare con i concetti di base della chimica e per questo si è fatto uso di un linguaggio più appropriato. Si è tenuto conto che i ragazzi più grandi, avendo di sicuro qualche esperienza in più con le scienze rispetto ai bambini, siano in grado di ricercare individualmente informazioni e attività su argomenti di loro interesse. I video sono stati comunque creati in modo che possano affascinare grandi e piccoli e catturare la loro attenzione. Ecco perché è fondamentale a questo livello che in esso siano presenti sia gli aspetti più tecnico-scientifici (come le brevi descrizioni su ciò

che sta succedendo nell'esperimento) che gli aspetti più accattivanti dal punto di vista visivo.

La descrizione dettagliata dell'aspetto didattico, per le scuole primarie, di questo laboratorio sarà trattata in maniera più approfondita in un successivo articolo in un prossimo numero di questa rivista. Verrà data particolare attenzione all'ambito dell'inclusività utilizzato nella realizzazione del progetto.

I video realizzati sono poi stati caricati online nel canale YouTube "Brevi lezioni di chimica per tutti" gestito dalla professoressa Valentina Domenici (<https://www.youtube.com/watch?v=iSpGNx8KJvg>) e condivisi su una pagina creata appositamente per il Bright 2020 (<https://bright.dcci.unipi.it/bright-2020/giardini-chimici.html>).

Svolgimento dell'attività durante la giornata del Bright

Il laboratorio era inserito in un progetto più ampio realizzato per il Bright 2020, svoltosi online il 27 novembre scorso. Tale giornata è stata pubblicizzata nei giorni precedenti tramite il sito istituzionale dell'Università di Pisa. Il link all'evento è stato inoltre inviato alle scuole e condiviso su vari canali social per permetterne un'ampia diffusione. I bambini e i ragazzi interessati hanno potuto collegarsi autono-

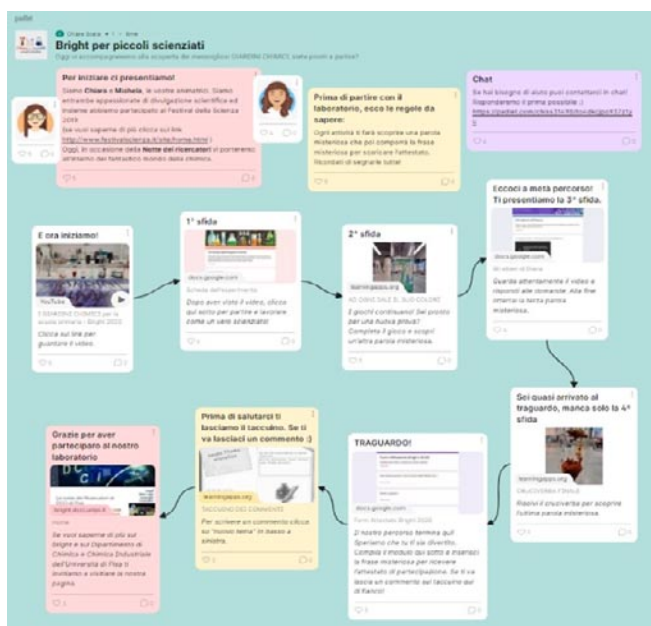





Fig. 10 Schermata iniziale del Padlet

Reagenti:

$H_2O \rightarrow$ Acqua deionizzata

$Na_2SiO_3 \rightarrow$ Silicato di Sodio

$CuSO_4 \rightarrow$ Solfato di Rame

$NiSO_4 \rightarrow$ Solfato di Nichel

Reazione:

$2H_2O + Na_2SiO_3 + CuSO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + CuSiO_3 \cdot 2H_2O$

Reagenti:

$H_2O \rightarrow$ Acqua deionizzata

$Na_2SiO_3 \rightarrow$ Silicato di Sodio

$CoCl_2 \rightarrow$ Dicloruro di Cobalto

Reazione:

$5H_2O + Na_2SiO_3 + CoCl_2 \rightarrow 2Na_2Cl + CoSiO_3 \cdot 5H_2O$

Reagenti:

$H_2O \rightarrow$ Acqua deionizzata

$Na_2SiO_3 \rightarrow$ Silicato di Sodio

$FeCl_3 \rightarrow$ Tricloruro di Ferro

Reazione:

$nH_2O + 3Na_2SiO_3 + 2FeCl_3 \rightarrow 6NaCl + Fe_2(SiO_3)_3 \cdot nH_2O$

Fig. 11 Alcune slide realizzate per il video dedicato ai ragazzi più grandi

mamente durante il corso dell'intera giornata e hanno svolto il laboratorio grazie ai video e alla piattaforma del Padlet. Le animatrici in questo caso hanno svolto un ruolo di mediatori, rimanendo a disposizione per eventuali domande e chiarimenti.

Considerazioni Finali

Il laboratorio descritto in questo articolo è stato pensato come progetto di divulgazione, per far avvicinare quante più persone possibili alla chimica. Dividerlo in due target diversi ha permesso sia ai bambini che ai ragazzi più grandi di partecipare, ognuno con il proprio livello di conoscenza. Per i piccoli scienziati è stato pensato un percorso più strutturato grazie all'utilizzo del Padlet, mentre per i ragazzi più grandi sono stati caricati dei video sulla pagina web ufficiale del BRIGHT del Dipartimento di Chimica.

L'esperienza è stata sicuramente molto diversa rispetto al laboratorio svolto nell'edizione Bright 2019 in presenza, ma comunque positiva. Nonostante tutto, il progetto ha permesso di stimolare la curiosità nei confronti della chimica (Figura 12). Il laboratorio ha destato inoltre l'interesse di alcune insegnanti della scuola primaria e per questo è stato poi rielaborato come percorso didattico.

Come già citato precedentemente, il percorso didattico dedicato alle scuole primarie, come introduzione alla scienza chimica attraverso le affascinanti reazioni dei giardini chimici, è stato anch'esso pensato e realizzato con attività a distanza e sarà oggetto di un lavoro successivo. ■

Bibliografia

- [1] Royal Society of Chemistry, *The public understanding of science*, Londra, 1895.
- [2] D. Bressanini, *Consigli non richiesti per giovani divulgatori*, 2013. [Online]. Available: <http://bressanini-lescienze.blogautore.espresso.repubblica.it/2013/06/21/consigli-non-richiesti-a-giovani-scientiati-aspiranti-divulgatori/> [Consultato il giorno 29 Giugno 2021].
- [3] C. Iasillo, R. Villa, *La comunicazione della scienza in un periodo di emergenza tra incertezza e responsabilità*, *ApreMagazine, Rivista d'informazione sulla ricerca e l'innovazione europea*, n. 13, pp. 26-28, 2020.
- [4] M. Di Rosa, G. Carrada, *La nuova frontiera della comunicazione della scienza*, *ApreMagazine, Rivista d'informazione sulla ricerca e l'innovazione europea*, n. 13, pp. 22-25, 2020.
- [5] V. Domenici, *Insegnare e apprendere la chimica*, capitolo 9, Mondadori Education, 2018.
- [6] V. Domenici, *Tesi di Master: l'immagine della chimica dai musei alle collezioni di chimica in Italia*, 2006.

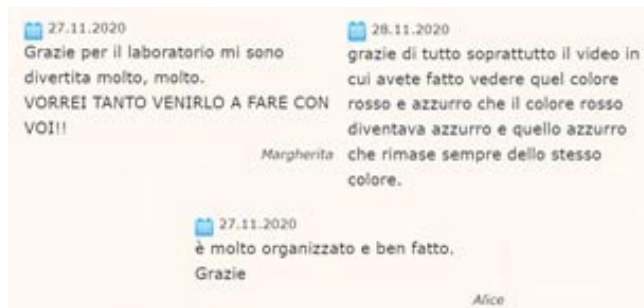


Fig. 12 Alcuni commenti lasciati all'interno del Padlet

- [7] Notte Europea dei Ricercatori in Italia, [Online]. Available: <https://www.nottedeiricercatori.it/> [Consultato il giorno 29 Giugno 2021].
- [8] Bright Notte dei ricercatori in Toscana, [Online]. Available: <https://www.bright-night.it/in-toscana/> [Consultato il giorno 29 Giugno 2021].
- [9] Dipartimento di Chimica e Chimica Industriale - Università di Pisa, *I giardini chimici*, [Online]. Available: <https://bright.dcci.unipi.it/bright-2020/giardini-chimici.html> [Consultato il giorno 1 Luglio 2021].
- [10] V. Domenici, *Insegnare e apprendere la chimica*, capitolo 2, Mondadori Education, 2018.
- [11] E. Roletto, *Trasformazioni fisiche e trasformazioni chimiche: una distinzione senza senso?/1*, *Didattica delle Scienze*, n. 259, pp. 47-52, Gennaio 2009.
- [12] E. Roletto, *Trasformazioni fisiche e trasformazioni chimiche: una distinzione senza senso?/1*, *Didattica delle Scienze*, n. 260, pp. 39-43, Febbraio 2009.
- [13] J. Dittmar, S. Müller, I. Eilks, *Inquiring into the mysterious chemical garden*, *Chemistry in Action*, pp. 32 - 36, 2015.
- [14] Garkonda, *Chimica: Creiamo il giardino*, 2014. [Online]. Available: <http://ww.garkonda.altervista.org/joomla/22-varie/462-chimica-creiamo-il-giardino>.
- [15] Chimichiamo, *Il giardino chimico*, 12, 09, 2018. [Online]. Available: <https://www.chimichiamo.org/tutto-chimica/il-giardino-chimico/>. [Consultato il giorno 10 07 2021].
- [16] Media INAF, *Giardini chimici nello spazio*, 20, 07, 2018. [Online]. Available: <https://www.media.inaf.it/2018/07/20/giardini-chimici-nello-spazio/>. [Consultato il giorno 10 07 2021].

Rinaldo Cervellati

Gruppo Nazionale Fondamenti e Storia della Chimica

✉ rinaldo.cervellati@unibo.it

Cecilia Helena Payne-Gaposchkin

(1900-1979)

RIASSUNTO Questo articolo riporta la biografia di Cecilia Payne-Gaposchkin, astronoma, esperta di spettroscopia di emissione. Nel 1925 (cioè meno di 100 anni fa) dimostrò che il Sole era costituito in massima parte da idrogeno e elio. Per quattro anni non fu creduta perché gli astrofisici ritenevano che il Sole e le altre stelle avessero un core solido, simile a quello della Terra. Nel 1929 Henry Russell dimostrò che Payne aveva ragione, ma il suo contributo è rimasto poco noto.

ABSTRACT This article reports the biography of Cecilia Payne-Gaposchkin, astronomer, expert in emission spectroscopy. In 1925 (i.e., less than 100 years ago) she proved that the Sun was made up mostly of hydrogen and helium. For four years she was not believed because astrophysicists assumed that the Sun and other stars had a solid core, similar to that of the Earth. In 1929 Henry Russell proved Payne right, but her contribution remained little known.

Cecilia Payne, la donna che ha scoperto la materia di cui è composto l'universo, non ha ricevuto più di una targa commemorativa. Qualsiasi studente delle superiori conosce bene la figura di Isaac Newton e la sua scoperta della gravità, conosce Darwin e la sua Teoria dell'evoluzione, ed Einstein e la Relatività. Ma quando si avvicina alla composizione dell'universo, i testi spiegano solo che l'elemento più abbondante nell'universo è l'idrogeno. E nessuno ricorda Cecilia e la sua scoperta.

Jeremy Knowles, professore a Harvard

Cecilia Helena Payne (dopo sposata aggiunse il cognome del marito, Gaposchkin), fu un'astronoma e astrofisica americana di origine britannica; nella sua tesi di dottorato del 1925 propose che le stelle fossero composte principalmente da idrogeno ed elio,¹ conclusione in quell'anno rivoluzionaria poiché gli astronomi ritenevano che non ci fossero

differenze significative fra la composizione del Sole e quella della Terra [1].

Cecilia Helena Payne nacque il 10 maggio 1900 in una famiglia di classe alta nella città di Wendover, in Inghilterra. Suo padre era il poliedrico Edward John Payne, musicista di talento, membro dell'Università di Oxford, scrittore, avvocato e giudice. Morì annegato in un incidente quando Cecilia aveva quattro anni. Prima della disgrazia, trasmise a sua figlia l'amore per la musica, suonandole scale dall'età di due anni. Sua madre era Emma Leonora Helena nata Pertz, un'esperta artista, proveniente da una famiglia tedesca accademicamente affermata. Donna piuttosto severa, crebbe da sola i suoi tre figli, dei quali Cecilia era la primogenita.

La madre si assicurò che i suoi figli fossero ben istruiti: suo figlio diventò un archeologo e l'altra figlia un architetto.

All'età di otto anni Cecilia decise di diventare uno scienziato. Ciò accadde dopo che riconobbe una pianta descritta in precedenza solo da sua madre: l'orchidea delle api.

All'età di sei anni iniziò a frequentare una scuola femminile vicino a casa, a Wendover. Era gestita dalla signorina Elizabeth Edwards, che diceva nelle sue lezioni che le donne erano il sesso più forte. Edwards dirigeva la scuola con una disciplina stile militare. Piuttosto che camminare, le ragazze marciavano. Cecilia imparò a leggere e divenne un'avidissima lettrice. C'erano frequenti esercizi di aritmetica mentale. Edwards richiedeva alle sue ragazze di imparare a memoria lunghe poesie, Cecilia disse che ciò la aiutò nel successivo lavoro scientifico perché sviluppò la sua memoria a un livello molto alto. Quando lasciò questa piccola scuola, Cecilia aveva imparato il latino di base e sapeva parlare francese e tedesco. Aveva studiato geometria, sapeva l'algebra fino alle equazioni quadratiche e le era stato insegnato come usare una bilancia di precisione.

¹ Oggi è comune parlare in termini di *astrochimica*, lo studio dell'abbondanza degli elementi e delle reazioni delle molecole nell'Universo e della loro interazione con la radiazione. La disciplina è una sovrapposizione di astronomia e chimica. La parola "astrochimica" può essere applicata sia al Sistema Solare sia al mezzo interstellare.

All'età di 12 anni si trasferì a malincuore con la sua famiglia a Londra. Abituata alla libertà di vivere in una piccola città con molto spazio, campi e colline vicini, odiava la grande città fumosa.

A Londra frequentò il St. Mary's College, ma lo trovò inferiore alla scuola di Wendover. C'erano troppe funzioni religiose che lasciavano meno tempo per altre materie, non c'era scienza nel primo anno, il tedesco non veniva insegnato e la sua materia preferita, la matematica, era indietro rispetto alle sue conoscenze. Al St. Mary si riteneva che scienza e religione fossero in conflitto e la religione veniva preferita. Cecilia compensò con gli unici due libri scientifici che possedeva: un testo di botanica in francese e tedesco, che tradusse in inglese, e il capolavoro di Isaac Newton, i *Principia* (1687). Più tardi trovò *Chemistry, Physics, Philosophy* di Swedenborg (1688-1772) e i *Collected Essays* di Thomas Huxley (1825-1895). Credeva che Huxley le avesse donato il suo spirito scientifico.

Cecilia studiò da sola calcolo e geometria analitica. Poco prima del suo diciassettesimo compleanno la scuola le disse che non poteva fare di più per lei.

Trascorse gli anni della senior high school alla St Paul's Girls' School di Londra e questo era tutto ciò che avrebbe potuto sperare. Fu incoraggiata ad amare la scienza ed ebbe come insegnante di musica il famoso compositore Gustav Holst². Suonò nell'orchestra della scuola e Holst le insegnò anche a dirigere, esortando Cecilia a diventare una musicista, ma nel suo cuore era decisa a diventare uno scienziato.

L'ambizione di Celia Payne era di studiare scienze all'Università di Cambridge. Fortunatamente raggiunse questo formidabile obiettivo, vincendo l'unica borsa di studio abbastanza generosa da coprire tutte le spese.

All'età di 19 anni, nel settembre 1919, iniziò a studiare per una laurea in botanica al Newnham College di Cambridge. Insistette per seguire il corso di fisica, una scelta insolita per un'aspirante botanica, ma Ernest Rutherford³ era il responsabile del Cavendish Laboratory e Payne voleva partecipare alle lezioni del grande uomo. La nota Agnes Arber⁴ le insegnò botanica ma Payne cominciò a rendersi conto che era più interessata alle scienze fisiche. Lavorando al

Cavendish Laboratory entrò in contatto con diversi vincitori di premi Nobel, tra cui lo scopritore dell'elettrone, J. J. Thomson (1856 - 1940), e lo stesso Rutherford. Le lezioni cui assistette sulla teoria atomica furono tenute da Niels Bohr⁵ in persona.

Non riuscì a dormire per tre notti dopo aver assistito a una conferenza di Arthur Eddington⁶ sulla teoria della relatività generale. Ebbe quasi un esaurimento nervoso pensando con eccitazione al suo significato, alle sue conseguenze e al modo in cui aveva cambiato la sua percezione del mondo.

Decise di specializzarsi in fisica, in particolare studiò in chimica la spettroscopia di emissione degli elementi, e iniziò anche a frequentare lezioni di astronomia. Studiò avidamente i libri di astronomia e dopo aver fatto alcune osservazioni astronomiche si avvicinò ad Arthur Eddington, che fu felice di affidarle il suo lavoro di ricerca da svolgere su base informale. Ciò la portò a scrivere un articolo sul corretto movimento delle stelle, pubblicato dalla Royal Astronomical Society. Mentre svolse questo lavoro, imparò a non vergognarsi mai di ammettere di non aver capito qualcosa.

Trascorse molti giorni e molte notti a lavorare a progetti di astronomia quando avrebbe dovuto perfezionarsi in fisica. Lasciò Cambridge con un diploma con lode di seconda classe. Il diploma non fu rilasciato ufficialmente perché solo dal 1947 l'Università di Cambridge iniziò a conferire diplomi alle donne.

Dopo aver appreso che l'unica possibilità di carriera a lei aperta nel suo paese era insegnare nelle scuole femminili, decise di andare negli Stati Uniti per intraprendere un dottorato e diventare un'astronoma.

Nell'autunno del 1923, all'età di 23 anni, Cecilia Payne (Figura 1) arrivò negli USA, a Cambridge, nel Massachusetts.

Finanziata da una borsa di studio per donne dell'Osservatorio di Harvard, Payne si affiliò al Radcliffe College, un college femminile che oggi fa parte dell'Università di Harvard. Viveva in una stanza condivisa nel dormitorio dei laureati di Radcliffe.

Harlow Shapley⁷, direttore dell'Osservatorio di Harvard, era il suo supervisore di dottorato. Payne lo aveva in-

² Gustav Theodore Holst (1874-1934), compositore, arrangiatore e insegnante inglese. Molto noto per la sua suite orchestrale *The Planets*, compose molte altre opere in diversi generi.

³ Ernest Rutherford (1871-1937), fisico neozelandese, divenne noto come "padre della fisica nucleare". Premio Nobel per la chimica 1908, è considerato dall'Enciclopedia Britannica "il più grande sperimentatore dai tempi di Michael Faraday".

⁴ Agnes Robertson Arber (1879-1960), britannica, morfologa e anatomista delle piante, storica della botanica e filosofa della biologia.

⁵ Niels Henrik David Bohr (1885-1962), fisico danese, diede contributi fondamentali alla comprensione della struttura atomica e della teoria quantistica, per la quale ricevette il Premio Nobel per la fisica nel 1922.

⁶ Arthur Stanley Eddington, Sir (1882-1944), astronomo, fisico e matematico inglese, diede la prima dimostrazione della teoria della relatività generale di Einstein. Fu anche un filosofo e divulgatore della scienza.

⁷ Harlow Shapley (1885-1972), scienziato americano, direttore dell'Harvard College Observatory dal 1921 al 1952 e attivista politico durante il New Deal e il Fair Deal.



Fig. 1 Cecilia Payne da giovane

contrato per la prima volta a Londra, dove le aveva fatto una grande impressione con la sua conferenza su “The Universe”. Shapley presentò Payne al suo supervisore di dottorato, il famoso astronomo Henry Norris Russell⁸ della Princeton University. Russell era stato il supervisore del dottorato di Shapley e i due erano rimasti in contatto.

Payne si rese presto conto che l’influenza di Russell sull’astronomia americana era così potente che contraddirlo sarebbe stato un suicidio professionale. Se Russell non avesse approvato un articolo, non sarebbe stato pubblicato.

Ci vollero solo due anni perché Payne ottenesse un dottorato di ricerca, per una delle tesi più notevoli mai scritte da uno studente di astronomia. Prima di iniziare la sua ricerca, gli scienziati sapevano che il nostro sole e altre stelle contenevano idrogeno, elio e molti altri elementi chimici.

Subito dopo il suo arrivo in America, Payne iniziò il lavoro all’Osservatorio di Harvard con l’obiettivo di calcolare l’abbondanza degli elementi nelle stelle per via spettroscopica. Shapley le mise a disposizione l’enorme libreria di spettri di Harvard. Per prima cosa sviluppò un modo per quantificare l’intensità delle linee di assorbimento. Quindi trascorse un anno lavorando tutto il giorno e gran parte della notte analizzando gli spettri di centinaia di stelle, cercando di

ricavare principi generali dalle sue osservazioni. Il silicio divenne uno dei suoi elementi chimici preferiti quando scoprì come le intensità di assorbimento del silicio e dei suoi ioni Si , Si^+ , Si^{2+} e Si^{3+} variavano con la classe spettrale di una stella. La classe spettrale di una stella è definita dal grado di ionizzazione degli elementi nella sua atmosfera, che è strettamente correlata alla sua temperatura.

Dopo due anni di incessante impegno, Payne costruì una scala di temperatura per le stelle rispetto alla loro intensità di assorbimento, che le permise di calcolare l’abbondanza degli elementi chimici contenuti. Scoprì che:

indipendentemente dal tipo spettrale, tutte le stelle avevano composizioni simili;
le abbondanze di idrogeno e di elio in tutte le stelle erano enormi, molto maggiori di quelle di tutti gli altri elementi messi insieme.

Sfortunatamente, il suo supervisore Shapley e l’influente Russell dissero che era impossibile che l’idrogeno e l’elio potessero sminuire la presenza di tutti gli altri elementi e le consigliarono di non affermarlo nella sua tesi di dottorato. Poiché la parola di Russell era legge, Payne seguì il suo consiglio. La sua tesi mostrava che il Sole era quasi interamente composto di idrogeno ed elio, ma tentava di spiegare perché questo non poteva essere possibile piuttosto che esplorarne le implicazioni. Tuttavia, Shapley fece stampare la sua tesi in un libro, *Stellar Atmospheres* [2], che fu ampiamente lodato. Scrive Cecilia Payne in *Stellar Atmospheres* [2]:

Il fatto che così tante stelle abbiano spettri identici è di per sé un fatto che suggerisce un’uniformità di composizione; e il successo della teoria della ionizzazione termica nel prevedere i cambiamenti spettrali che si verificano da una classe all’altra è un’ulteriore indicazione nella stessa direzione.

Otto Struve, Direttore del National Radio Astronomy Observatories, disse del lavoro di Payne in astronomia: “È senza dubbio la tesi di dottorato di ricerca più brillante mai scritta in astronomia”.

Nella rivista *Physical Review*, John Quincy Stewart, uno dei colleghi di Russell, descrisse *Stellar Atmospheres* come: “... degno di un posto in fisica, come in ogni biblioteca astronomica.”

Per essere onesti con Russell, l’idea che le stelle fossero fatte di idrogeno, elio e molto poco altro sembrava bizzarra. Il risultato di Payne era stato ottenuto utilizzando un metodo che nessuno aveva usato

⁸ Henry Norris Russell (1877-1957) fu un famoso astronomo americano che, insieme ma indipendentemente a Ejnar Hertzsprung, sviluppò, nel 1910, il diagramma temperatura – luminosità delle stelle, detto appunto di Hertzsprung – Russell.



Fig. 2 Cecilia Payne al telescopio

prima⁹. Affinché gli astronomi comprendessero un'idea del genere, era necessario un importante cambiamento di paradigma, un cambiamento completo nel modo in cui pensavano alle stelle e all'universo stesso.

Nel 1929, il lavoro di Russell convalidò i risultati di Payne [3]:

La più importante determinazione precedente dell'abbondanza degli elementi con mezzi astrofisici è quella di Miss Payne, che ha determinato... l'abbondanza relativa di diciotto degli elementi più importanti. [Confrontando i nostri risultati si ottiene] un accordo molto gratificante, soprattutto se si considera che i risultati di Miss Payne sono stati ottenuti con un metodo teorico diverso, con strumenti di tipo completamente diverso... e anche su stelle diverse.

In questo articolo Russell riconosce con ammirazione il lavoro e la scoperta precedenti di Payne; tuttavia, è a lui che viene spesso attribuito il merito delle conclusioni a cui lei arrivò per prima.

Questo fu il punto di svolta. Gli astronomi iniziarono a costruire le loro teorie sul fatto che le stelle fossero costituite principalmente da idrogeno. Oggi sappiamo che il 91,00% degli atomi del sole sono idrogeno e l'8,87% sono elio. Gli atomi di altri elementi costituiscono solo lo 0,13%.

⁹ Payne fu in grado di correlare accuratamente le classi spettrali delle stelle alle loro temperature effettive applicando la teoria della ionizzazione sviluppata dall'astrofisico indiano Meghnad Saha (1893-1956). Dimostrò quindi che la grande variazione nelle righe di assorbimento stellari era dovuta a quantità differenti di ionizzazione a temperature differenti, non a quantità differenti di elementi.

¹⁰ Serghej Gaposchkin (1889-1984) lavorò sulle stelle variabili. Le sue specialità erano le binarie eclissanti che insieme a quelle visibili avrebbero permesso di determinare le masse delle singole stelle. Sebbene talvolta oscurato dalla moglie più brillante, Gaposchkin pubblicò numerosi articoli su variabili individuali, e inventò il "flyspanker", uno strumento per stimare le masse di variabili quando mancavano stelle di confronto adeguate. Gaposchkin fu anche un artista di talento, lavorando principalmente con la matita e acquerelli; i suoi schizzi di profili erano eccezionalmente buoni insieme ai piccoli paesaggi e le meticolose cartoline di Natale.



Fig. 3 Cecilia Payne-Gaposchkin nel suo studio

Dopo il dottorato, Payne studiò stelle di alta luminosità per comprendere la struttura della Via Lattea. Successivamente esaminò tutte le stelle più luminose della decima magnitudine. Studiò poi le stelle variabili, effettuando oltre 1.250.000 osservazioni con i suoi assistenti. Questo lavoro fu successivamente esteso alle Nubi di Magellano, aggiungendo ulteriori 2.000.000 di osservazioni di stelle variabili (Figura 2).

Questi dati sono stati utilizzati per determinare i percorsi dell'evoluzione stellare. Pubblicò le sue conclusioni nel suo secondo libro, *The Stars of High Luminosity* (1930). Payne divenne cittadina americana nel 1931 (Figura 3).

Nel 1933 tornò in Europa per una visita ai principali osservatori.

A Göttingen incontrò l'astronomo Sergei Gaposchkin¹⁰, di origine russa, che stava tentando di fuggire dalla Germania nazista, dove la vita per uno scienziato russo stava diventando molto complicata. Hitler aveva assunto il potere e aveva iniziato una campagna d'odio per ebrei e russi. Rientrata negli Stati Uniti, Cecilia si adoperò per far ottenere un visto a Gaposchkin. Nel marzo del 1934 Cecilia e Sergei si sposarono, Cecilia cambiò il suo cognome in Payne Gaposchkin, stabilendosi nella città di Lexington (Massachusetts),

a breve distanza da Harvard. Continuò i suoi studi con il marito, per il quale aveva ottenuto un incarico all'osservatorio. All'inizio comunicavano interamente in tedesco perché era l'unica lingua che entrambi parlavano correntemente. Dopo il matrimonio, svolsero insieme la maggior parte del loro lavoro di ricerca. Le osservazioni e analisi delle stelle variabili, effettuate con suo marito, gettarono le basi per tutti i successivi lavori su tali oggetti.

Payne-Gaposchkin rimase scientificamente attiva per tutta la vita, trascorrendo l'intera carriera accademica ad Harvard. Quando iniziò alle donne era vietato diventare professore ad Harvard e, quindi, trascorse anni facendo lavori di ricerca importanti ma poco pagati [4].

Tuttavia, il suo lavoro produsse diversi libri [5-7]. Shapley fece degli sforzi per migliorare la sua posizione e nel 1938 le fu dato il titolo di "Astronomo". Su richiesta di Payne, il suo titolo fu successivamente cambiato in Phillips Astronomer. Fu eletta Fellow dell'American Academy of Arts and Sciences nel 1943. I suoi corsi non furono registrati nel catalogo dell'Università di Harvard fino al 1945.

Quando, nel 1954, Donald Menzel divenne direttore dell'Harvard College Observatory, cercò di migliorare l'incarico di Payne e, così, nel 1956 divenne la prima donna ad essere promossa professore ordinario all'interno della Facoltà di Arti e Scienze di Harvard. Successivamente, con la sua nomina alla direzione del Dipartimento di Astronomia, divenne anche la prima donna a dirigere un dipartimento ad Harvard. Fra i suoi studenti si includono Helen Sawyer Hogg, Joseph Ashbrook, Frank Drake, Harlan Smith e Paul W. Hodge, che diedero tutti importanti contributi all'astronomia. Fu supervisore anche di Frank Kameny, che diventò un importante sostenitore dei diritti degli omosessuali.

Payne-Gaposchkin si ritirò dall'insegnamento attivo nel 1966 e successivamente fu nominata professore emerito di Harvard (Figura 4).

Continuò la sua ricerca come membro dello staff dello Smithsonian Astrophysical Observatory, oltre a curare le riviste e i libri pubblicati dall'Harvard Observatory per vent'anni.

Ebbe tre figli: Katherine e Peter divennero astronomi mentre Edward divenne neurochirurgo.

Cecilia Payne-Gaposchkin morì nel sonno, all'età di 79 anni, di cancro ai polmoni a Cambridge, Massachusetts, il 7 dicembre 1979. Sua figlia Katherine notò che le sigarette erano l'unico vizio di sua madre. Cecilia lasciò il suo corpo alla scienza, dopodiché fu sepolta a Tewksbury, nel Massachusetts, nel cimitero della Tufts Medical School. ■



Fig. 4 Cecilia Payne-Gaposchkin in età matura

Opere consultate

Cecilia Payne-Gaposchkin. "Famous Scientists". Famous-scientists.org. 7 settembre 2018. www.famous-scientists.org/cecilia-payne-gaposchkin/

T. Hockey (Ed.), *The Biographical Encyclopedia of Astronomers*, Springer Science, 2007, pp. 876-878 e 405-406.

Cecilia Payne-Gaposchkin, https://en.wikipedia.org/wiki/Cecilia_Payne-Gaposchkin

M. Antonacci, Cecilia Payne, una donna eccezionale e dimenticata, *The Light Canvas*, Torino Nightlife, <https://www.thelightcanvas.com/cecilia-payne-una-donna-eccezionale-e-dimenticata/>

APS NEWS, <https://www.aps.org/publications/apsnews/updates/cecilia.cfm>

Bibliografia

[1] H. N. Russell, *Science*, 1914, **39**, 791-794.

[2] C. H. Payne, *Stellar Atmospheres*. In H. Harlow Ed., *Harvard Observatory Monographs No. 1*, The Observatory Cambridge, Massachusetts, 1925.

[3] H. N. Russell, *Astrophysical Journal*, 1929, **70**, 11-60.

[4] C. Payne-Gaposchkin, *Proceedings of the National Academy of Sciences*, 1936, **22**, 332-336.

[5] C. Payne-Gaposchkin, S. Gaposchkin, *Variable stars*, Cambridge, Mass., The Observatory, 1938.

[6] C. Payne-Gaposchkin, *Variable stars & galactic structure*, University of London, Athlone Press, 1954.

[7] C. Payne-Gaposchkin, *Introduction to astronomy*, New York, Prentice-Hall, 1954.

Franco Calascibetta

Gruppo Nazionale di Fondamenti e Storia della Chimica

✉ franco.calascibetta@uniroma1.it

Tra storia e didattica – Metodi per la determinazione sperimentale del numero di Avogadro

RIASSUNTO *La determinazione del valore numerico della costante di Avogadro fu un'opera che coinvolse molti scienziati, fisici e chimici, a partire dagli ultimi decenni del XIX secolo. Dal punto di vista didattico, la ricostruzione storica dei vari eventi di questa vicenda può risultare complessa perché complesse furono le impostazioni teoriche e le misure sperimentali necessarie ad arrivare ad un valore sempre più preciso da attribuire a tale costante. L'articolo propone qualche riflessione sulla possibilità di inserire comunque tale trattazione nell'insegnamento della Chimica, anche se necessariamente in forma semplificata e parziale.*

ABSTRACT *The determination of the numerical value of the Avogadro constant was a work that involved many scientists, physicists and chemists, starting from the last decades of the nineteenth century. From the didactic point of view, the historical reconstruction of the various events of this story can be complex because the theoretical approaches and experimental measures, necessary to arrive at an increasingly precise value to be attributed to this constant, were themselves complex. The article proposes some reflections on how to include this discussion in the teaching of Chemistry, even if necessarily in a simplified and partial form.*

Introduzione

Come noto, fu Jean Perrin (1870-1942) nel 1909 [1] a proporre di chiamare “costante di Avogadro” il numero invariabile N che indica quante molecole sono contenute in una mole di una qualsiasi sostanza.¹ Questo certamente doveroso riconoscimento allo scienziato italiano Amedeo Avogadro (1776 - 1856) non deve però far dimenticare che questi, nell'ipotizzare che per qualsiasi gas il numero di molecole in un ugual volume alle stesse condizioni di pressione e temperatura fosse lo stesso, non si pose assolutamente il problema di determinare o stimare il valore di tale numero. Del resto, non gli sarebbe stato possibile visto il contesto teorico dell'epoca storica in

cui operò. Fu solo a partire dalla seconda metà dell'Ottocento che alcuni scienziati cercarono approcci teorici e sperimentali che permettessero di determinarlo. Tra questi, si ricorda Johann Josef Loschmidt (1821 - 1895), James Clerk Maxwell (1831 - 1879), Johannes Diderik van der Waals (1837 - 1923). Ad essi si aggiunsero, ai primi del Novecento, ricercatori quali, ad esempio, Albert Einstein (1879 - 1955), il già citato Jean Baptiste Perrin, Max Plank (1858 - 1947) e Domenico Pacini (1878 - 1934). Grazie al lavoro loro e di altri, N arrivò ad essere stimato con valori sempre più vicini a quello oggi fissato. Notiamo, però, che gli scienziati citati erano tutti fisici e che dietro l'elaborazione dei modelli che essi adottarono, a partire da diversi dati sperimentali, c'era quella che è stata definita [2] “una fisica a volte oscura e spesso meravigliosa”, per mezzo della quale essi poterono spingersi “in un territorio inesplorato”. Detto in altri termini, la piena comprensione dei loro articoli, per di più scritti con un linguaggio e una simbologia non certi usuali per un lettore moderno, richiederebbe comunque una robusta base fisico-matematica, non posseduta dagli studenti che oggi affrontano un corso di chimica generale a livello di scuola secondaria di secondo grado, o anche di primo anno dell'università.

Poiché, in effetti, il mio obiettivo era di provare a costruire una trattazione didattica che ripercorresse la strada attraverso cui si è arrivati a determinare il valore di N , ho innanzi tutto effettuato una ricerca bibliografica per trovare come il mio problema fosse stato affrontato negli anni in cui si cominciò ad operare una prima trasposizione dei risultati della ricerca scientifica nell'insegnamento.

In questa ricerca sono stato colpito in particolare da un articolo del 1929 sul *Journal of Chemical Education* dal titolo “Some Methods of Determining Avogadro's Number” [3]. Il fatto che in una nota nella prima pagina l'autore dedicates addirittura alcune righe a presentare la notazione scientifica in

¹ In realtà il termine utilizzato all'epoca da Perrin nel 1909 fu grammolecola, termine che è stato accantonato dalla comunità chimica a partire dagli anni '60 del XX secolo.

potenze di 10, giudicando che alcuni studenti potessero “non avere dimestichezza con questo metodo per rappresentare numeri molto grandi o molto piccoli”, mi ha fatto capire che l’articolo non richiedesse per la sua lettura una matematica meno che elementare. Nel paragrafo seguente ne illustrerò quindi i contenuti. Premetto che il percorso didattico descritto dall’autore può presentare qualche spunto interessante, ma certamente, come mostrerò, anche debolezze ed incongruenze. Più che altro, il tutto mi servirà per riflettere e far riflettere su quanto sia lecito e fino a quale limite, per un insegnante, soprattutto se vuole seguire un approccio storico nella presentazione di un argomento, operare una ricostruzione semplificata, approssimata e rielaborata dell’effettivo succedersi degli eventi.

Prima di proseguire nel discorso, penso sia necessario fare un’altra premessa: nel citare i contenuti dell’articolo e della letteratura scientifica coeva alla base della trattazione dell’autore, mi capiterà di utilizzare un contesto formale, in termini di definizioni e di unità di misura adottate, lontano dalla correttezza e dal rigore con cui tali argomenti vengono affrontati ai giorni nostri. Per questo aspetto rimando a contributi pubblicati in anni recenti, anche su questa rivista, che affrontano il tema in maniera chiara, esaustiva e ampiamente documentata [4, 5, 6].

Alcune notizie su Arthur A. Sunier

L’autore dell’articolo non è particolarmente conosciuto. Si tratta di Arthur A. Sunier, nato nello Iowa nel 1899. Studiò all’Università di Chicago e la sua tesi di dottorato fu sulla separazione degli isotopi del cadmio. Qualche anno dopo, divenne professore all’Università di Rochester, da dove pubblicò l’articolo di cui stiamo trattando e che fu la sua sede universitaria per tutto il resto della carriera. Rochester è una città dello stato di New York che all’epoca contava circa 300 mila abitanti. L’Università, che godeva e gode di una più che buona fama, era stata fondata nel 1850 e in essa Arthur A. Sunier insegnò e fece ricerche nel campo della chimica-fisica. Si trovano suoi articoli, non particolarmente numerosi, soprattutto sul *Journal of American Chemical Society* e sul *Journal of Physical Chemistry*. Essi trattano principalmente di misure di solubilità di alcune sostanze in vari solventi, anche dell’oro e dell’argento nel mercurio. Un articolo, più o meno degli stessi anni in cui pubblicò il contributo che stiamo esaminando, presentava suoi studi su metodi fisici per separare miscele a punto di ebollizione costante. Questo tema fu anche trattato nell’altro solo suo

contributo per il *Journal of Chemical Education*, dal titolo “The Separation of Constant-Boiling Mixtures; A Problem for Students of Physical Chemistry” [7]. Tale articolo è evidentemente rivolto all’insegnamento universitario e la cosa non desta meraviglia, mentre può in parte stupire che per lo stesso livello sia pensato l’articolo dedicato ai metodi per la determinazione del Numero di Avogadro, vista la già citata digressione sulla notazione scientifica in potenze di 10. D’altro canto, già nelle prime righe l’autore sottolineava la sorpresa che per sua esperienza gli studenti di fisica e chimica provavano nel considerare l’enorme grandezza del numero di molecole presenti in una mole e l’inimmaginabile piccolezza delle dimensioni molecolari. È un ostacolo concettuale del quale anche oggi si tiene conto nell’insegnamento della chimica e che si prova a superare con esemplificazioni che cercano di aumentare, non si sa con quanto successo, la consapevolezza degli studenti, come affermare che “un granello di sabbia contiene più atomi di quante siano tutte le stelle della nostra galassia”.² Sunier proponeva anche lui un paragone di questo tipo, affermando che, per contare il numero di molecole presenti “in a thimbleful of air” (un dito d’aria), tutti gli abitanti degli Stati Uniti (all’epoca circa 125 milioni), se fossero stati in grado di contare una molecola al secondo, avrebbero impiegato circa 10 mila anni per completare l’opera.

Un primo metodo per arrivare a stimare approssimativamente N

L’autore passava, quindi, a proporre un primo semplice metodo per trovare il numero di Avogadro. Egli partiva da alcune riflessioni su quanto potesse essere grande un atomo. Riuscire a valutare anche se approssimativamente il suo volume, insieme al valore del volume occupato da una mole di atomi, avrebbe portato, attraverso una elementare divisione, al numero di atomi contenuti in una mole. Dati a disposizione relativi allo spessore minimo di lastre metalliche, a partire anche da lontane esperienze di Michael Faraday (1791 - 1867), davano valori corrispondenti a circa 10^{-7} cm. Più recentemente, alcuni ricercatori avevano osservato che, nella deposizione elettrolitica di un film uniforme di argento su rame, la superficie mostrava la comparsa delle proprietà proprie dell’argento e la scomparsa di quelle del rame per uno spessore dello strato di circa 5×10^{-8} cm. Nell’ipotesi che si fosse ottenuto uno strato uniforme monoatomico e dando agli atomi una forma sferica, 5×10^{-8} cm poteva essere assunto in

² Questo esempio, fra i tanti che si possono trovare, l’ho tratto dal seguente link: http://www1.unipa.it/flor/materiale_spais/Molecole.pdf

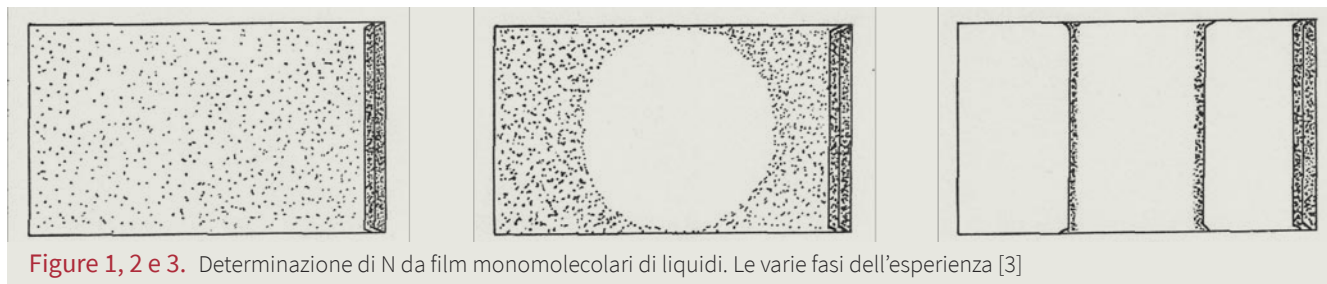


Figure 1, 2 e 3. Determinazione di N da film monomolecolari di liquidi. Le varie fasi dell'esperienza [3]

prima approssimazione come il diametro dell'atomo; da esso, utilizzando la ben nota formula del volume della sfera, si arrivava a un volume dell'atomo pari a $6,54 \times 10^{-23} \text{ cm}^3$. D'altro canto, una mole di argento corrispondeva a 107,8 grammi ed il suo volume molare, essendo la densità di questo metallo pari a $10,49 \text{ g/cm}^3$, risultava pari a $8,65 \text{ cm}^3$.³ Dividendo il volume di una mole di atomi per quello di un singolo atomo si otteneva per N il valore di $1,32 \times 10^{23}$.⁴ Tale valore, anche se rispettava l'ordine di grandezza, era comunque consistentemente diverso dal valore di $N = 6,06 \times 10^{23}$ che l'autore riportava come accettato all'epoca dalla comunità scientifica. L'illustrazione del metodo seguito per ricavarlo era però utile a Sunier in un passaggio successivo nel quale lo utilizzò, a partire però stavolta da dati un po' meno arbitrari.

Film monomolecolari di liquidi

Se, infatti, era abbastanza difficile ottenere uno strato di un metallo che potesse con certezza essere ritenuto monoatomico, era invece sperimentalmente più agevole preparare un film liquido monomolecolare. Sunier passava quindi a illustrare un metodo che si rifaceva agli studi condotti a cavallo tra il XIX e il XX secolo prima da John William Strutt Rayleigh (1842 - 1919) [8], poi da Henry Devaux (1862 - 1956) [9], ed infine da Irving Langmuir (1881 - 1957) [10]. È un metodo che tuttora viene utilizzato in esperienze didattiche per la determinazione di N ⁵ e che esporrò brevemente, seguendo la descrizione fatta da Sunier.

Un recipiente rettangolare era scrupolosamente pulito e poi riempito per metà con acqua appena distillata. Polvere di talco fine era setacciata (attraverso un panno di lino a maglia fine) sulla superficie dell'acqua. Si utilizzavano delle strisce di carta per spingere tutte le particelle di talco a un'estremità del recipiente.

Si ripeteva questa procedura alcune volte per assicurarsi che la superficie dell'acqua fosse del tutto pulita. La superficie dell'acqua era quindi ancora una volta ricoperta di fine talco in polvere. L'aspetto del recipiente era illustrato schematicamente in figura 1.

Si faceva quindi cadere una quantità pesata di soluzione all'uno per cento di acido oleico (disciolto in etanolo) al centro del recipiente: era importante che la quantità di olio fosse piccola rispetto alla superficie dell'acqua; si osservava subito che le particelle di talco erano respinte e che la superficie del recipiente appariva come in figura 2. Si utilizzavano le strisce di carta per dare allo straterello d'olio una forma rettangolare come si vede in figura 3. La forma rettangolare aveva lo scopo di permettere una determinazione più semplice della superficie, anche se si doveva evitare una compressione della stessa, che avrebbe reso non più certo il fatto che il film di olio fosse monomolecolare. Il procedimento di calcolo era poi simile all'esperienza precedente. Se, ad esempio, si erano utilizzati 10 mg di una soluzione all'1% di acido oleico in etanolo, $1,0 \times 10^{-4}$ erano i grammi di acido oleico utilizzati, che corrispondevano ad un volume di $1,12 \times 10^{-4} \text{ cm}^3$, essendo la densità dell'acido oleico pari a $0,89 \text{ g/cm}^3$.

Poiché l'area del rettangolo misurata nell'esperienza era di 900 cm^2 , si ricavava facilmente uno spessore dello straterello pari a $1,25 \times 10^{-7} \text{ cm}$. Qui però ci sarebbe da fare una riflessione in più, che solitamente nelle esperienze didattiche è presente, ma che Sunier nel 1929 omise. Se un atomo può anche essere visto di forma sferica, che relazione c'è fra lo spessore dello straterello assunto come monomolecolare e il volume della molecola di acido oleico? Detto in altri termini, a quale forma tridimensionale conviene assimilare la molecola di acido oleico in fase liquida (Figura 4)?

³ I dati numerici riportati nell'articolo non erano esenti da imprecisioni e refusi (fu pubblicato anche un errata corrige nelle pagine del fascicolo successivo della rivista). Per chiarezza di lettura ho preferito in questo caso rifare i calcoli utilizzando anche i valori di densità e di massa atomica attualmente riportati in letteratura.

⁴ All'epoca non era stata codificata la distinzione tra costante di Avogadro (espressa in mol^{-1}) e numero di Avogadro N (adimensionale e numericamente coincidente con la costante). L'autore si riferisce per tutto l'articolo a N.

⁵ Si veda, ad esempio, http://www.iapht.unito.it/stagefisica/2012/Tavolo1_2012.pdf

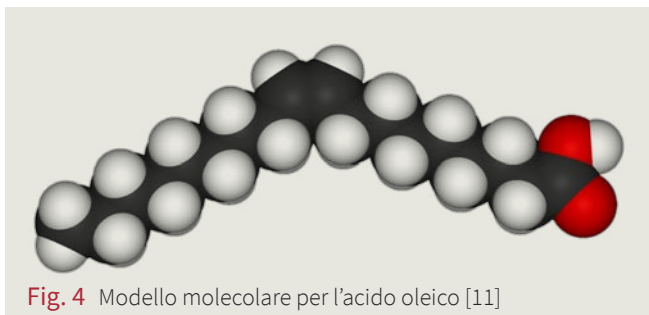


Fig. 4 Modello molecolare per l'acido oleico [11]

A seconda della forma geometrica utilizzata come modello, si calcolerebbe corrispondentemente il volume molecolare e, dal rapporto tra volume molare e volume molecolare si arriverebbe, anche in questo caso, al valore di N . Sunier non diceva se e come avesse affrontato e risolto il problema, ma si limitava a dire che, eseguendo un calcolo simile a quello fatto per l'argento, si trovava un valore per N pari a 6×10^{23} .

Decadimenti radioattivi e N

Il successivo metodo per la determinazione di N che Sunier affrontava nel suo articolo si rifaceva alla scoperta del decadimento radioattivo del radio e, in particolare, alle esperienze condotte sull'argomento da Ernest Rutherford (1871 - 1937) e da suoi vari collaboratori nei primi anni del '900. Il fisico inglese aveva mostrato che ciascun atomo di radio, decadendo, emetteva una particella alfa, che, acquisendo due elettroni, si trasformava in un atomo di elio. Se fosse stato possibile trovare un modo per contare le particelle alfa emesse in un dato intervallo di tempo e ugualmente si fosse potuto misurare il volume di elio formatosi in quello stesso tempo da una fissata quantità di radio, si poteva avere un mezzo per calcolare il numero di Avogadro. A questo punto Sunier esponeva, in maniera semplificata ma con un certo dettaglio, le ricerche e i risultati ottenuti, riassumendo in forma didatticamente comprensibile, l'articolo del 1908 di Rutherford insieme a Hans Geiger (1882 - 1945) [12].

Innanzitutto, veniva illustrata una prima maniera per contare le particelle alfa emesse sfruttando la loro proprietà di generare un lampo di luce, ogni volta che una di esse urtava una sottile pellicola di solfuro di zinco depositata su una superficie di vetro.

In linea di principio il metodo di rivelazione poteva, quindi, essere semplicemente un microscopio a bassa potenza e l'apparato poteva esser schematizzato come in figura 5.

Il campione di radio era posto nel punto P a una distanza nota dall'apertura A . Z e M rappresentavano rispettivamente lo schermo ricoperto da solfuro di zinco e il microscopio. Sunier riportava, quindi, i dati di un particolare esperimento di Rutherford in cui 67 milligrammi di radio erano posti nel punto P ad una distanza di 200 cm dall'apertura A . Questa aveva un diametro di 0,0615 cm. In un minuto erano state rilevate 30 particelle alfa emesse dal campione che avevano attraversato l'apertura A ed avevano urtato lo schermo Z . Tenendo conto che erano solo una piccola frazione di quelle emesse a partire dal punto P (frazione calcolabile dal rapporto tra l'area della sfera di centro P e l'area della apertura A) si arrivava a determinare il numero di particelle che 1 grammo di radio avrebbe emesso in un secondo. Il valore medio trovato da Rutherford in diversi esperimenti come quello descritto era $3,4 \times 10^{10}$ emissioni per secondo. Sunier non trascurò di dare dettagli maggiori nella sua trattazione come, ad esempio, descrivere l'effettivo metodo alla fine utilizzato da Rutherford per contare le particelle emesse, basato non su una diretta osservazione dei lampi di luce al microscopio, ma sulla loro conversione in un segnale elettrico. Tralasciò invece, limitandosi ad accennarne in una breve nota, il fatto che in realtà la trattazione teorica avrebbe dovuto tener conto di una complicazione: non solo il radio emetteva particelle alfa, ma anche altri prodotti del suo decadimento radioattivo quali, ad esempio, il radon. È interessante a tale proposito notare che, in un articolo decisamente più vicino ai nostri giorni, viene invece illustrata una proposta didattica che utilizza la cinetica di queste catene di decadimento per costruire concreti problemi rivolti a studenti universitari di chimica [13]. A Sunier, piuttosto, importava confrontare il dato del numero di particelle alfa emesse con il numero di molecole monoatomiche di elio che si ottenevano dopo l'acquisto di due elettroni da parte delle particelle alfa. Per questo egli fece riferimento ai dati successivi di James Dewar (1842 - 1823), che era riuscito a determinare il piccolo volume di elio

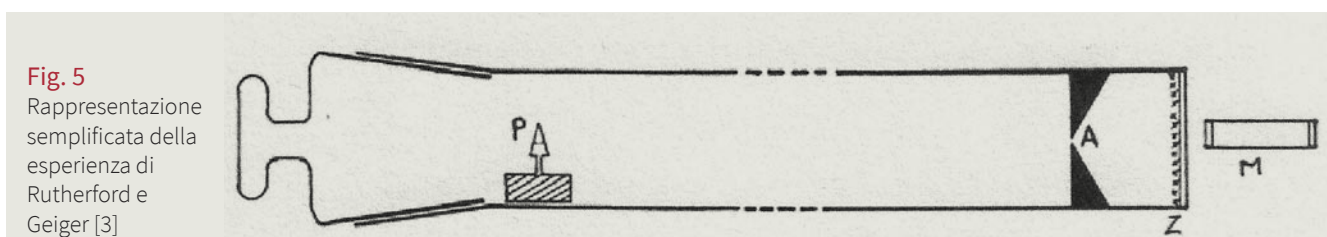


Fig. 5 Rappresentazione semplificata della esperienza di Rutherford e Geiger [3]



Fig. 6 Schematizzazione dell'esperienza di Millikan [3]

che si era sviluppato in 9 mesi dall'emissione di 70 milligrammi di cloruro di radio [14]. Per tale risultato, come Sunier sottolineava, erano state necessarie pompe tali da ottenere un vuoto molto spinto e apparecchiature per misurare pressioni estremamente basse. Dai dati di Dewar era stato possibile calcolare che 1 grammo di radio portava alla formazione in un anno di 39 mm^3 di elio misurato a condizioni normali. D'altro canto, come scritto sopra, 1 grammo di radio emetteva $3,4 \times 10^{10}$ particelle alfa in 1 secondo e conseguentemente $1,07 \times 10^{18}$ particelle in un anno. Visto che da ogni particella alfa si sviluppava 1 atomo di elio, si deduceva che in 39 mm^3 misurati in condizioni normali c'erano $1,07 \times 10^{18}$ molecole monoatomiche. Con una semplice proporzione si ricavava poi che in un volume di 22414 cm^3 , che, come noto, è il volume occupato da 1 mole di qualsiasi gas a comportamento ideale in condizioni normali, gli atomi di elio dovevano essere $6,14 \times 10^{23}$, ritrovando quindi per una strada del tutto diversa il valore numerico di N.

Carica di un elettrone, costante di Faraday e N

Un ultimo metodo ricordato da Sunier per mostrare come arrivare didatticamente a determinare N, da lui definito il più preciso, era basato sulla quantità di carica elettrica di un singolo elettrone e sulla quantità di elettricità, da tempo nota, definita come Faraday. Il fisico inglese, infatti, già nella prima metà dell'Ottocento, aveva mostrato sperimentalmente come la stessa quantità di elettricità fornita a differenti celle elettrolitiche produceva agli elettrodi quantità diverse di sostanza, comunque sempre proporzionali ai rispettivi equivalenti elettrochimici. Ad esempio, per ripetere le parole di Sunier, una definita quantità di carica in grado di depositare 107,8 grammi di argento (metallo univalente) da una soluzione di nitrato di argento, depositava corrispondentemente $63,57/2$ g di zinco (metallo bivalente) da una soluzione di nitrato di zinco. Questa quantità di elettricità era ed è indicata come F, costante di Faraday. Il suo valore, prendendo quello accettato all'epoca di Sunier, era pari a 96500 coulomb; questa era la carica complessiva da associare a una mole di elettroni.

La determinazione di N, in maniera analoga a quanto visto nel caso del volume di una mole di molecole e

del volume di una singola molecola, sarebbe stata possibile dividendo la carica di una mole di elettroni, cioè il Faraday, per la carica di un singolo elettrone. La determinazione di questa ultima grandezza era stata affrontata con successo da Robert Andrews Millikan (1868 - 1953), un fisico statunitense che, attraverso profonde modifiche di approcci tentati precedentemente da altri, mise a punto ed ottimizzò tra il 1909 e il 1913 un metodo da lui chiamato "balanced-droplet method" (metodo della goccia bilanciata). Sunier nell'articolo esponeva una sommaria e semplificata illustrazione del metodo corredando l'articolo con lo schema riportato in figura 6.

Il punto nero al centro della figura 6 rappresentava una piccola goccia d'olio tra le due piastre di un condensatore. Se le piastre del condensatore non erano cariche, la goccia d'olio sarebbe caduta a causa della gravità, secondo la ben nota legge di Stokes.

Quando lo spazio tra le piastre metalliche era sottoposto a una radiazione (ad esempio, raggi X), le goccioline di olio acquisivano una carica negativa. Una fonte di luce, posta ad angolo retto rispetto a un microscopio ottico, illuminava le goccioline d'olio e permetteva di osservarne la caduta. La massa di una singola goccia carica poteva essere calcolata osservando la velocità con cui cadeva. Regolando la differenza di potenziale tra le piastre metalliche, era possibile aumentare o diminuire la velocità di movimento della goccia; quando la quantità di forza elettrica verso l'alto era uguale alla forza gravitazionale nota verso il basso, la goccia carica rimaneva stazionaria. La quantità di tensione necessaria per mantenere sospesa una goccia veniva utilizzata insieme alla sua massa per determinare la carica elettrica complessiva sulla goccia.

L'autore, pur definendo i calcoli per determinare la carica dell'elettrone "piuttosto semplici", non entrava in dettaglio, limitandosi a riportare in nota il riferimento ad un celebre testo dello stesso Millikan [15]. Sunier e Millikan, quest'ultimo sia nel testo citato sopra che nel principale dei suoi articoli precedenti [16], riportavano la carica dell'elettrone non in coulomb ma in e.s.u. ($1 \text{ C} = 3,00 \times 10^9 \text{ e.s.u.}$). Portando il valore del Faraday e quello della carica elementare trovato da Millikan in e.s.u. (rispettivamente $2,89 \times 10^{14}$ e $4,77 \times 10^{-10} \text{ e.s.u.}$) si arrivava al seguente valore di N:

$$2,89 \times 10^{14} / 4,77 \times 10^{-10} = 6,06 \times 10^{23}$$

Considerazioni finali da parte di Sunier ... e del sottoscritto

Il paragrafo conclusivo dell'articolo di Sunier intitolato "Comparazione dei risultati", si apriva con una Tabella (vedi figura 7) in cui l'autore riportava "una

Observer	Method	Molecules per gram-molecule
	Mean free path of a molecule	$5 \text{ to } 6 \times 10^{23}$
Perrin	Brownian movement of colloids	6.8
Svedberg	Intensity of Brownian motion	6.2
Brillouin	Intensity of Brownian motion	6.9
Fletcher	Rate of fall of oil drops in air	6.03
King	Scattering of solar radiation	6.2
Pacini	Scattering of solar radiation	5.7
Rutherford	Charge on an alpha particle	6.0
Millikan	Determination of unit electric charge	6.06 ± 0.01
Planck	Radiation laws	6.06
Perrin	Angular displacement of a colloidal particle	6.5
Boltwood	Alpha particles in helium from radium	6.3
Curie	Alpha particles from polonium	6.5
Rutherford	Kinetic energy of an alpha particle	6.2
Westgren	Change of distribution of colloidal particles	6.09

Fig. 7 Tabella dei principali metodi per determinare N proposti tra XIX e XX secolo [3]

lista dei più importanti metodi per la determinazione del Numero di Avogadro, con l'indicazione degli osservatori e dei valori ottenuti".

Sunier usciva quindi dal ristretto campo in cui si era fin qui mosso e ricordava, oltre ai pochi ricercatori il cui lavoro aveva esaminato nei primi paragrafi del suo articolo, i molti altri che si erano cimentati, nei decenni precedenti, nel problema di determinare con sempre maggior precisione il valore numerico di N. Nella lista ritroviamo i fisici a cui abbiamo accennato nell'introduzione. Qualche decina di anni fa, un chimico della Purdue University [17] propose una distinzione concettuale tra le determinazioni di N dei fisici che si erano occupati dell'argomento negli anni a cavallo tra XIX e XX secolo e quelle di ricercatori quali Rutherford e Millikan. I primi non potevano, per ovvi motivi dati gli anni in cui operano, compiere delle determinazioni dirette di proprietà molecolari. Essi potevano ricavare solo proprietà macroscopiche e i valori per N che essi giunsero a indicare provenivano da catene di speculazioni e ragionamento deduttivo. Erano, in altri termini, metodi indiretti e, come già detto nell'introduzione, basati su un impianto teorico complesso, soprattutto dal punto di vista della elaborazione matematica. In maniera diversa, sia il metodo di Rutherford che quello di Millikan erano basati su una determinazione diretta di una proprietà individuale di un singolo atomo o molecola. Da questo punto di vista, anche la più recente e precisa maniera di arrivare a N, la determinazione, mediante raggi X, della densità dei cristalli (XRCD), sostanzialmente confronta il volume di una cella elementare con il volume di un intero cristallo, e il quoziente è ancora una volta il numero di Avogadro [18].

Ovviamente le esperienze che debbono essere condotte per arrivare ai dati necessari sono tecnologicamente assai complesse. Su questo aspetto, l'esper-

sione didattica dei metodi di Rutherford o di Millikan deve certamente operare tagli e semplificazioni. Ma, una volta accettato questo, la maniera di ricavare con precisione N dai dati tabulati, è, come abbiamo visto, relativamente semplice.

Riflettendo su quanto scritto mi verrebbe da suggerire da un punto di vista didattico un percorso analogo a quello immaginato da Sunier. Si potrebbe partire da considerazioni sugli strati monomolecolari (anche ricorrendo alla collaudata esperienza basata sull'acido oleico citata sopra) e poi far riferimento ai metodi seguiti da Rutherford e da Millikan. Da que-

sti, semplificando opportunamente gli aspetti tecnologici per giungere ai dati necessari, non è molto complicato, a mio parere anche per studenti di una scuola secondaria di secondo grado o matricole universitarie, comprendere le procedure seguite. Nel caso del metodo basato sull'elettrolisi, mettendo in relazione la costante di Faraday e la carica elementare, sono anche descritte in letteratura esperienze didattiche, piuttosto semplici da riprodursi. Occorre, comunque, notare e far notare che tali esperienze invertono l'ordine storico perché in effetti esse partono come dato dalla conoscenza del valore della carica di un elettrone e misurano la carica che passa, ad esempio, nel circuito durante un'elettrolisi di una soluzione lievemente alcalina di NaCl, effettuata con anodo di rame, e determinano la corrispondente perdita in peso dell'anodo [19].

Non mancherei ovviamente di citare le complesse e mirabili strade utilizzate dai fisici per dare un valore a N, prima ancora delle misure dirette di proprietà individuali di atomi o molecole, ma rimanderei una loro adeguata trattazione a corsi universitari più specialistici.

Vorrei ora concludere con una chiosa alle ultime righe dell'articolo di Sunier. Egli chiudeva il suo articolo con queste considerazioni a commento della tabella sopra riportata:

"Sembra notevole che questi valori si accordino così bene tra loro, tanto più se si considera la grande varietà di metodi impiegati. A partire da misurazioni di sottilissime lamine d'oro, o sottili pellicole di olio, dallo studio di materiali radioattivi, al colore del cielo azzurro nelle Alpi, noi troviamo che questa importante costante della Natura, il numero di Avogadro, ricorre continuamente. C'è da sperare che i lettori, studiando i vari metodi per determinare il numero di Avogadro, non prenderanno alla leggera questo notevole fatto che ci

conferma come ovunque intorno a noi c'è un quasi infinito numero di atomi e di molecole”.

Mi sembra interessante confrontare queste righe con un passo della Lecture [20] che Perrin pronunciò in occasione della consegna del premio Nobel per la Fisica, a lui attribuito nel 1926, solo tre anni prima rispetto all'articolo di Sunier. Per brevità accorcerò un pochino la citazione:

“Nonostante la varietà delle condizioni sperimentali e delle tecniche, lo studio delle emulsioni mi ha dato per il numero di Avogadro un valor medio di 64×10^{22} . Ricordo qui che d'altra parte, considerando i gas come costituiti da molecole che diffrangono la luce (Rayleigh, Smoluchovski, Einstein) è stato possibile ottenere il numero di Avogadro mediante misure relative all'opalescenza critica (Keesom: 75×10^{22}) e all'azzurro del cielo (Bauer e L. Brillouin, poi Fowler: 65×10^{22}). La teoria della radiazione del corpo nero, dove il ragionamento è simile a quello della teoria cinetica, restituisce lo stesso valore (64×10^{22}). Lungo altre linee, le misurazioni delle cariche elettriche condotte da Millikan (1909) portano allo stesso risultato (61×10^{22}). Infine, la radioattività che permette di contare uno per uno gli atomi che formano una data massa di elio, ha dato in maniera del tutto diversa prove della discontinuità della materia imponendo ancora una volta lo stesso valore (da 62×10^{22} a 70×10^{22}) per il numero di Avogadro.

Una tale accordo di dati attraverso i quali la struttura molecolare è portata al livello delle nostre osservazioni crea una certezza almeno uguale a quella che attribuiamo ai principi della termodinamica. La realtà oggettiva delle molecole e degli atomi, messa in dubbio vent'anni fa, può oggi essere accettata come un principio le cui conseguenze possono sempre essere dimostrate”.

Come noto, il chimico tedesco Wilhelm Ostwald (1853 - 1932), a partire da considerazioni di tipo filosofico, secondo cui la materia era solo una manifestazione di energia, ed anche in base ad un rifiuto di concetti teorici che non fossero strettamente fondati su basi empiriche, per circa 15 anni a cavallo tra XIX e XX secolo rifiutò l'atomismo. Analoga fu in quegli anni la posizione di altri scienziati quali Ernst Mach (1838 - 1916) e Pierre Duhem (1861 - 1916). Furono proprio i dati che Perrin ricorda nel passo sopra riportato che convinsero Ostwald, a partire dal 1908, a recedere dalla sua posizione affermando che tali risultati e la convergenza del numero di Avogadro trovato in decine di esperimenti del tutto differenti verso un unico valore, “consentivano anche allo scienziato più cauto di parlare dell'esistenza di

prove sperimentali per la costituzione atomistica della materia” [21].

Questo dibattito di una ventina di anni prima è ben presente ed efficacemente ricordato nelle parole di Perrin del 1926. Sunier è meno efficace e direi più criptico nella sua chiusura e quasi dà l'idea, ma forse è solo una mia impressione, di non aver pienamente apprezzato il vero e più profondo significato di questa convergenza di dati, preso troppo, magari, dalla sua preoccupazione di far cogliere in primo luogo l'inimmaginabile grandezza del numero in sé. Oppure potremmo pensare che a venti anni di distanza dal dibattito energetisti-atomisti, un chimico di una nuova generazione (Sunier era nato nel 1899) considerasse il dibattito stesso del tutto superato e anacronistico, avendo evidentemente accettato ormai senza riserve la realtà microscopica di atomi e molecole. ■

Bibliografia

- [1] J. Perrin, *Ann. Chim. et Phys.*, 1909, **18** (s. 8), 5-114.
- [2] A. Pais, *Subtle is the Lord: The Science and the Life of Albert Einstein*, Oxford University Press, New York 2005, pag. 84.
- [3] A. A. Sunier, *J. Chem. Ed.*, 1929, **6**, 299-307.
- [4] C. J. Giunta, *J. Chem. Ed.*, 2015, **92**, 1593-1597.
- [5] G. Moretti, *CnS La Chimica nella Scuola*, 2016, **38(5)**, 13-27.
- [6] G. Moretti, I. Pettiti, *CnS La Chimica nella Scuola*, 2019, **41(5)**, 13-20.
- [7] A. A. Sunier, *J. Chem. Ed.*, 1928, **5**, 879-884.
- [8] Lord Rayleigh, *Phil. Mag.*, 1890, **30** (s. 5), 386-400.
- [9] H. Devaux, *J. Phys. Théor. Appl.*, 1904, **3(1)**, 450-453.
- [10] I. Langmuir, *J. Am. Chem. Soc.*, 1917, **39**, 1848-1906.
- [11] <https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Oleic-acid-3D-vdW.png#/media/File:Oleic-acid-3D-vdW.png>
- [12] E. Rutherford, H. Geiger, *Proc. R. Soc.*, 1908, **81-A**, 141-161.
- [13] I. A. Leenson, *J. Chem. Ed.*, 1998, **75**, 998-1003.
- [14] J. Dewar, *Proc. R. Soc.*, **83-A**, 404-408.
- [15] R. A. Millikan, *The Electron: Its Isolation and Measurement and the Determination of Some of Its Properties*, University of Chicago Press, Chicago 1917.
- [16] R. A. Millikan, *Phys. Rev.*, 1913, **2** (S. 2), 109-143.
- [17] R. M. Hawthorne Jr., *J. Chem. Ed.*, 1970, **47**, 751-755.
- [18] P. Becker, H. Bettin, *Phil. Trans. R. Soc. A*, 2011, **369**, 3925-3935.
- [19] M. Fanfoni, M. Tomellini, *Didattica delle Scienze*, 2006, **244**, 38-41.
- [20] <https://www.nobelprize.org/prizes/physics/1926/perrin/lecture/>
- [21] A. Pais, vedi [2], pag. 103.

Giovanni Pellegrino

Studiante del terzo anno di Medicina e Chirurgia presso l'Università di Bari

✉ g.pellegrino21@studenti.uniba.it

Oncologia “a scatto”

RIASSUNTO Una terapia basata sulla chimica a scatto è entrata in un Trial Clinico di Fase 1 ed è capace di colpire specificamente le cellule tumorali, salvaguardando quelle sane. È la prima volta che una reazione a scatto viene condotta nel corpo umano.

ABSTRACT A click chemistry-based therapy, able to tailor tumor cells while sparing healthy ones, has got in a Phase 1 Clinical Trial. It's the first ever time that a click reaction has been carried out in the human body.

S chiena dritta, testa in su, inarca le labbra e sorridi! Scatto. Flash. Foto.

Quanto c'è voluto? Meno di un secondo, un tempo apparentemente banale ma che può dare spazio a eventi inimmaginabili, persino a reazioni chimiche dalla resa del 100%: è la frontiera della *click chemistry* [1] o all'italiana, della *chimica a scatto*. Il termine è stato coniato nel 2004 dal chimico americano Barry Sharpless, classe 1941 e premio Nobel per la Chimica nel 2001 [2], a indicare lo studio di reazioni a completo svolgimento, cioè in cui tutta la quantità di reagenti si trasforma in prodotti, e superveloci; finora, ha ricevuto la mera attenzione della Sintesi Organica, ma recentemente ha visto la sua prima applicazione in Medicina come base di un'innovativa terapia oncologica [3].

Tutto il merito è di Shasqi, un'azienda biotecnologica di San Francisco, il cui metodo è basato sulla *doxorubicina*, detta anche *adriamicina*. Si tratta di un farmaco chemioterapico che rappresenta un tassello notevole della storia della Chimica italiana in quanto è stato scoperto a cavallo fra gli anni Cinquanta e gli anni Sessanta grazie al lavoro alacre di un gruppo di ricerca, coordinato dal prof. Federico Arcamone, dei laboratori di Farmitalia “Carlo Erba” [4]. In particolare, tale molecola è un esempio non indifferente di farmaco intercalante [5], ovvero di sostanza in grado di interporsi nella doppia elica del DNA, rendendo inutilizzabile il DNA stesso; il DNA è alla base della vita delle cellule per cui, senza DNA, le cellule muoiono. La doxorubicina, purtroppo, non è in grado di far differenza fra le cellule sane e le cellule

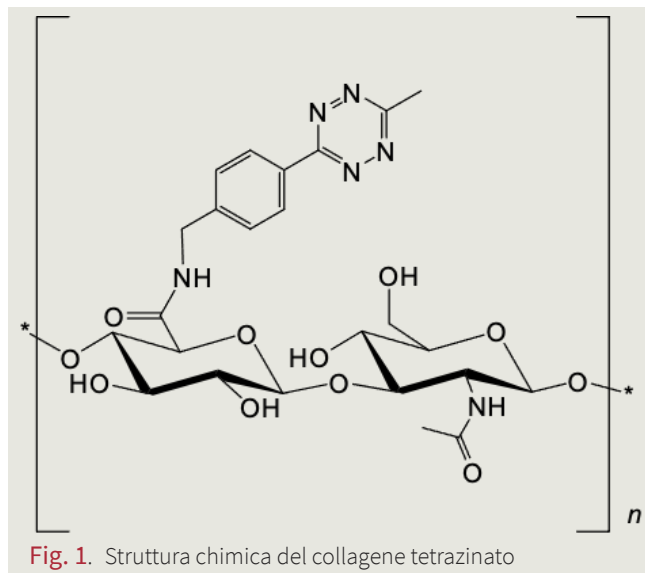


Fig. 1. Struttura chimica del collagene tetrazinato

tumorali, uccidendo entrambe, il che determina gravi effetti collaterali: lo scopo di Shasqi è proprio quello di ovviare tali conseguenze e, così, rendere la chemioterapia più sicura.

La terapia ideata è piuttosto semplice: il giorno 1, il tumore del paziente viene localizzato e, in esso, viene iniettata una soluzione di acido ialuronico modificato con anelli di *tetrazina*, che, per semplicità, chiameremo T (Figura 1).

Il giorno 2, quindi, si provvede a cinque infusioni giornaliere di doxorubicina legata covalentemente a un anello di *trans - cicloottene* che, per migliore comprensione, chiameremo TCO (Figura 2).

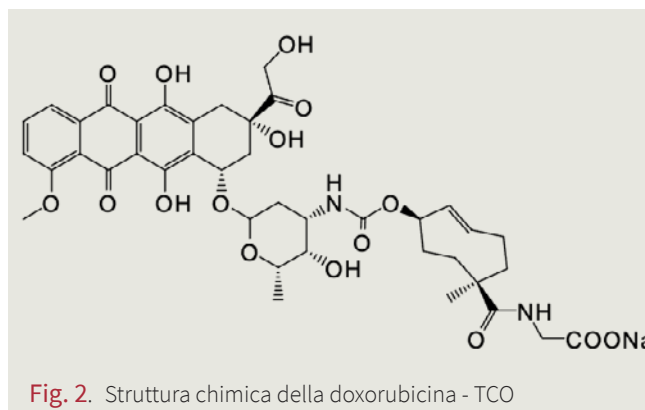


Fig. 2. Struttura chimica della doxorubicina - TCO

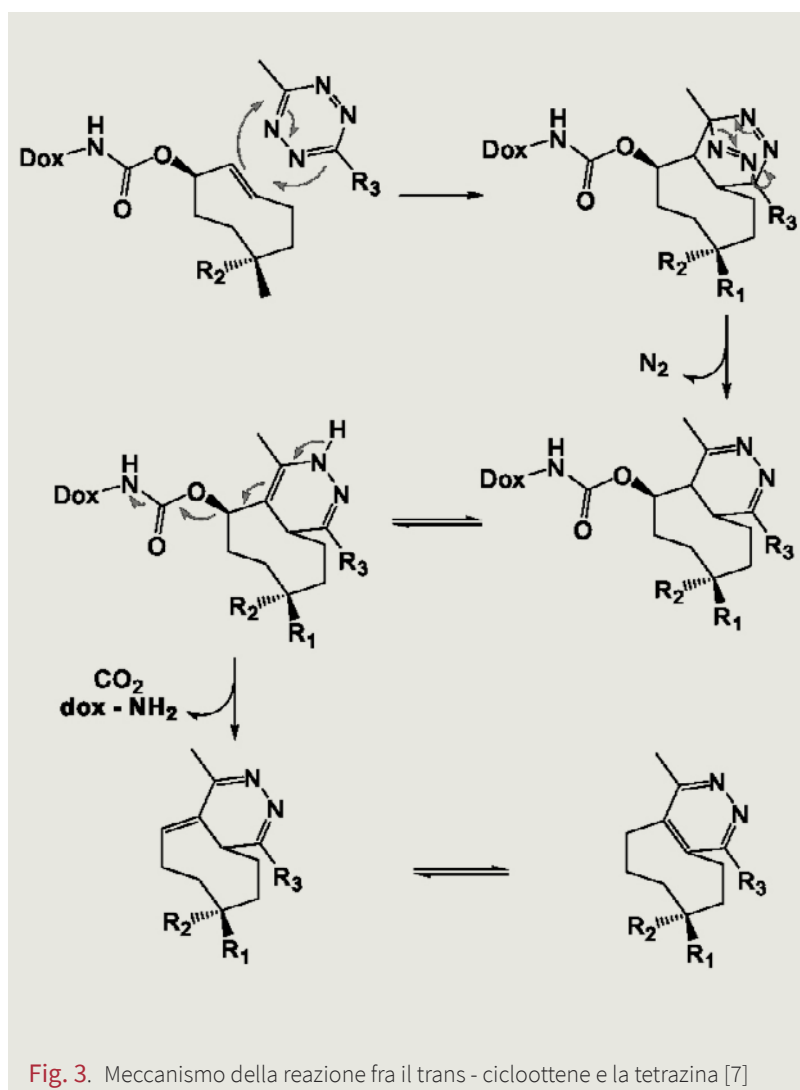


Fig. 3. Meccanismo della reazione fra il trans - cicloottene e la tetrazina [7]

Perché utilizzare tutte queste sostanze chimiche dai nomi astrusi? Non bastavano i farmaci sinora a disposizione? La risposta è no perché è su questi che si gioca la rivoluzione. La doxorubicina – TCO, infatti, è ottanta volte meno tossica della doxorubicina “normale” tanto che circola nel sangue senza destare particolari disagi [6]; in corrispondenza del tumore, però, il farmaco incontra l’acido ialuronico iniettato il giorno prima cosicché T reagisca con TCO. Il meccanismo, come mostrato in figura 3, è parecchio complesso ma ciò non impedisce alla reazione di avvenire efficacemente e di liberare doxorubicina in situ: in altre parole, la molecola “attiva” viene liberata solo dove c’è il tumore, distruggendo quest’ultimo e salvaguardando il tessuto sano che è lì presente; insomma, grazie alla tecnologia di Shasqi, il farmaco agisce selettivamente nei confronti del tumore, liberando il paziente da un peso enorme e garantendo il massimo per la sua salute [8]. La procedura descritta, finora, è stata testata solo sui topi, dando risultati eccellenti; essa è appena entrata in un Trial Clinico di Fase 1, cioè in esperi-

mento estremamente controllato su un insieme di pazienti, con la speranza che si possa ripetere quanto dimostrato sugli animali.

In un futuro non molto lontano, questa tecnica diverrà realtà e sarò io, o anche tu, a star dritto, sorridere e trattenere le lacrime. Scatto. Vivo, vivi: il peggio è passato. ■

Riferimenti bibliografici

- [1] H. C. Kolb, M. G. Finn, K. B. Sharpless, Click chemistry: diverse chemical function from a few good reactions, *Angewandte Chemie International Edition*, 2001, **40**, 2004-2021.
- [2] K. B. Sharpless – Facts. nobelprize.org <https://www.nobelprize.org/prizes/chemistry/2001/sharpless/facts/>
- [3] K. Wu, et al., Click activated prodrugs against cancer increase the therapeutic potential of chemotherapy through local capture and activation, *Chemical Science*, 2021, **12**, 1259-1271 (and correction).
- [4] F. Arcamone, et al., Adriamycin (14-hydroxydaunomycin), a novel antitumor antibiotic, *Tetrahedron letters*, 1969, **10**, 1007-1010.
- [5] S. Srinivasan, et al., SQ3370 Activates Cytotoxic Drug via Click Chemistry at Tumor and Elicits Sustained Responses in Injected and Non-Injected Lesions, *Advanced Therapeutics*, 2021, **4**, 2000243.
- [6] R. J. Youngman, E. F. Elstner, On the interaction of adriamycin with DNA: investigation of spectral changes, *Archives of biochemistry and biophysics*, 1984, **231**, 424-429.
- [7] M. L. Blackman, M. Royzen, J. M. Fox, Tetrazine ligation: fast bioconjugation based on Inverse-electron-demand Diels–Alder reactivity, *Journal of the American Chemical Society*, 2008, **130**, 13518-13519.
- [8] R. M. Versteegen, et al., Click to release: instantaneous doxorubicin elimination upon tetrazine ligation, *Angewandte Chemie*, 2013, **125**, 14362-14366.

Domenico Misiti e Giovanna Cancelliere

Dipartimento di Chimica e Tecnologie del Farmaco, Sapienza Università di Roma

✉ domenico.misiti@uniroma1.it

Il caso Talidomide ... un'occasione per parlare di chiralità

RIASSUNTO *L'articolo ripropone dopo circa 60 anni il caso del farmaco Talidomide che per mancati controlli sia medici che chimici fu causa di una tragedia generazionale. Accanto alle conseguenze dannose del farmaco, che fa parte della categoria dei farmaci chirali, vengono illustrati a scopo didattico la peculiarità della sua struttura chimica e i principi che sono alla base della chiralità molecolare, scoperta e descritta per la prima volta da Louis Pasteur.*

ABSTRACT *The article re-proposes, after about 60 years, the case of the Drug Thalidomide which caused a generational tragedy due to lack of both medical and chemical checks. Alongside the harmful consequences of the drug, which is part of the category of Chiral Drugs, the peculiarity of its chemical structure and the principles underlying Molecular Chirality, discovered and described for the first time by Louis Pasteur, are illustrated for educational purposes.*

Introduzione

La storia del Talidomide è la storia di un farmaco che al momento della sua immissione in commercio era stato giudicato positivamente dalle Autorità Sanitarie per i suoi effetti benefici, genericamente come sedativo, ma che celava però effetti disastrosi per una “particolare” generazione di nati. Nel presente articolo viene esposta succintamente questa storia rimandando il lettore a fonti più autorevoli per una conoscenza approfondita; vengono, comunque, raccontate le mancanze, colpevoli della “rovina” di tante giovani vite, dovute a una somma di errori, indotti certamente da una sperimentazione insufficiente e piena di gravi carenze, ma indirettamente anche per aver trascurato una singolarità chimica di questo farmaco che fa parte della categoria dei “farmaci chirali”.

La storia

Nella storia della medicina gli anni '50 del secolo scorso furono caratterizzati da studi sul comportamento e sui disturbi psicotici. La *Psicofarmacologia*, nota anche come *Farmacologia Comportamentale*, in quel periodo suscitò un grande interesse e molti farmaci sintetici o di origine naturale furono sperimentati ottenendo effetti positivi sul sistema nervoso centrale (CNS). Sono gli anni in cui sono stati immessi in commercio farmaci indirizzati a curare *disordini* del comportamento, diversificati in terapia come antidepressivi, ansiolitici, tranquillanti, ipnotici, anticonvulsivanti, antiemetici, ecc. Fra la moltitudine di farmaci di questa classe terapeutica grande successo ebbero le *benzodiazepine* presenti in tante specialità come il Valium, il Librium, il Diazepam, lo Xanax, il Lexotan, il Tavor solo per citare i più noti. Il vantaggio di questa categoria di farmaci era rappresentato dalla presenza di effetti collaterali non gravi e tali da farli considerare migliori rispetto a quelli dei tradizionali farmaci *barbiturici* largamente usati negli anni precedenti.

Il farmaco Talidomide, prodotto per sintesi in base ad una presunta analogia con i farmaci con struttura benzodiazepinica, è stato inventato, saggiato e infine messo in commercio dalla Industria tedesca “*Chemie Grunenthal*” nella metà degli anni '50 del secolo scorso, essenzialmente come sedativo con proprietà sia anti-nausea che ipnotiche, anche se quest'ultime presenti in minor misura. Date queste caratteristiche terapeutiche la somministrazione del farmaco si presentava come particolarmente idonea per le donne in gravidanza che generalmente accusano senso di nausea e vomito, specialmente nei primi mesi di gestazione. Il farmaco riscosse un grande successo perché giudicato migliore in base ad una valutazione dei rischi rispetto ad altri farmaci con lo stesso tipo di indicazione terapeutica e molte altre Industrie europee ed anche extra europee si affrettarono a estendere la sua diffusione. Fu diffuso



Fig. 1 Pubblicità del Contergan (Chemie Grunenthal) nei giornali del tempo

come specialità con molte denominazioni fra le quali una delle più comuni è stata quella di *Contergan* (Figura 1).

Il farmaco della *Chemie Grunenthal* nasce come prodotto di sintesi chimica con *formula elementare*, $C_{13}H_{10}N_2O_4$.¹ Ha un nome chimico assai complicato, anche per noi chimici se si seguono le regole della nomenclatura IUPAC,² reso però più accessibile dalla denominazione semplificata *N-ftalimmido-glutarimide*

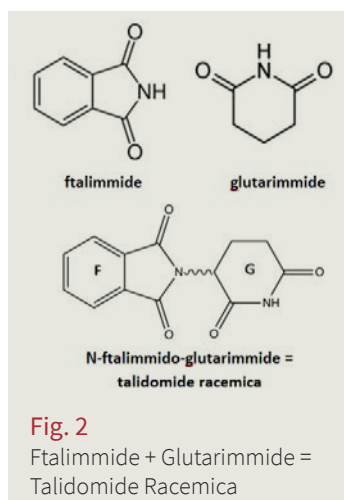


Fig. 2 Ftalimide + Glutarimide = Talidomide Racemica

data dalla *ftalimide* (F) legata alla *glutarimide* (G) e la cui formula di struttura viene di seguito rappresentata (Figura 2). Il farmaco era stato saggiato mediante una lunga sperimentazione su animali, non in gravidanza, non riscontrando casi di tossicità di alcun tipo. Soltanto alla fine degli anni '50 e nei primi anni '60 del

¹ La formula elementare detta anche brutta indica il numero di atomi degli elementi (carbonio, idrogeno, azoto e ossigeno) presenti nella molecola.

² IUPAC è l'acronimo di International Union for Pure and Applied Chemistry, associazione internazionale che stabilisce le regole per definire in modo univoco le sostanze chimiche.

³ La parola *teratogenesi* letteralmente indica "creazione di creature deformi" con etimologia dal greco *tèratos* = *deformità* e *genesis* = *generazione*.

⁴ Il termine *focomelia* esprime una malformazione con mancato sviluppo degli arti inferiori e superiori come nella specie dei pinnipedi (es. le foche), con etimologia dal greco *phoke* = *foca* e *mélos* = *arto*.

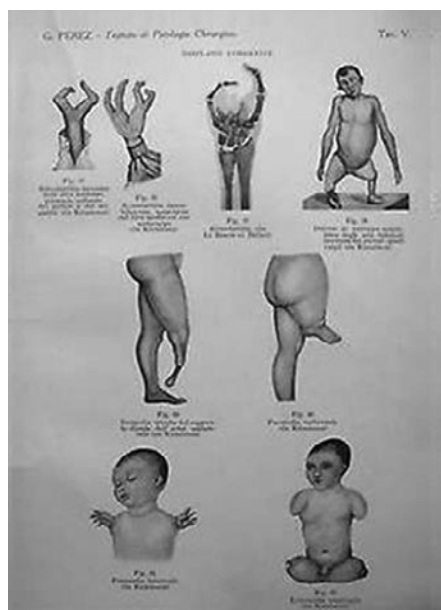


Fig. 3 Esempi di focomelia

In realtà alcuni casi di *teratogenicità* su animali erano già stati riscontrati in anni precedenti, ma purtroppo tali effetti furono sottovalutati o non presi in considerazione. Una grave negligenza che se approfondita avrebbe sicuramente evitato i gravi danni messi in luce successivamente. In effetti, studi successivi su animali in gravidanza confermarono senza dubbi un rapporto di causa/effetto e le evidenti responsabilità della *Chemie Grunenthal* furono denunciate e condannate. Gli effetti genotossici su innocenti creature in quel periodo furono devastanti e in tutto il mondo si registrarono più di diecimila casi di *focomelia*⁴ con nascite di feti con gravi mutilazioni essenzialmente a carico degli arti superiori e inferiori (Figura 3).

Nonostante le malformazioni più comunemente osservate interessavano gli arti, anche altre malformazioni su organi sia esterni che interni furono attribuite, a volte con qualche dose di presunzione, alla assunzione di Talidomide da parte di donne in gravidanza. Il Talidomide fu inoltre giudicato responsabile di malformazioni all'apparato oculare, a quello auricolare e muscolare e per quanto riguarda gli organi interni gravi danni furono accertati a carico di apparati vitali quali il cardiocircolatorio, il digerente e anche l'urinario e il genitale. Studi approfonditi, allo scopo di interpretare il meccanismo

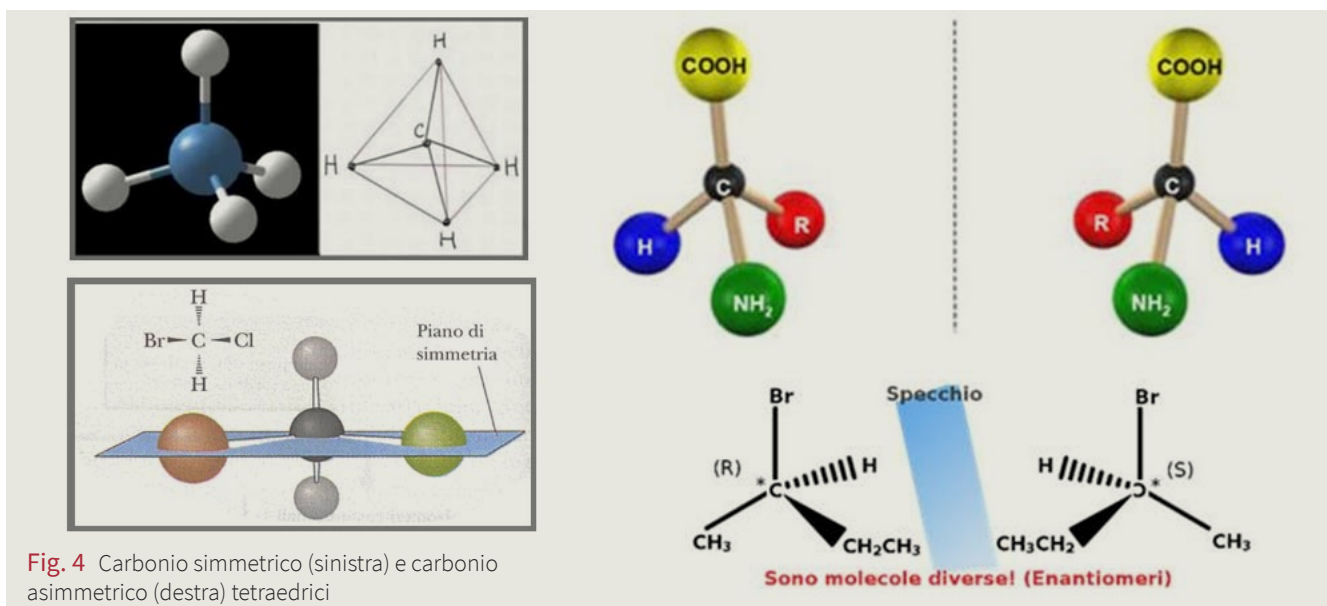


Fig. 4 Carbonio simmetrico (sinistra) e carbonio asimmetrico (destra) tetraedrici

d'azione del farmaco, avevano fra l'altro messo in relazione il tipo di danno procurato al neonato con la fase di gravidanza nella quale era avvenuta l'assunzione del farmaco da parte della madre. Lo stretto rapporto di causa effetto ha fortunatamente permesso alla medicina di escludere una propagazione generazionale dei danni procurati dal Talidomide. Va osservato infine che alcune malformazioni, in particolare quelle interne, furono diagnosticate anche diversi anni dopo la nascita dei così detti "figli del Talidomide" generando discussioni ed incertezze sugli sviluppi della teratogenesi.

Gli effetti disastrosi del Talidomide furono oggetto di ulteriori indagini e promossero ricerche per stabilire quanto agenti esterni, nel caso specifico un farmaco, potessero influenzare la biologia dello sviluppo del feto partendo dalla difesa dell'embrione che si riteneva fosse sufficientemente protetto all'interno dell'utero materno. Fu messo sotto esame l'intero processo farmacodinamico e la spiegazione più accreditata è stata che il danno genetico procurato dal Talidomide derivasse dal fatto che esso si inserisse nella catena del DNA modificandolo profondamente. In effetti la particolarità della molecola del Talidomide può mimare, per somiglianza strutturale, alcune delle basi azotate che compongono la parte nucleotidica del DNA (guanina e adenina). Una tale interferenza sul DNA altera il processo di formazione di proteine fondamentali per lo sviluppo di organi essenziali quali, ad esempio, gli arti.

L'interpretazione delle varie patologie e degli effetti, a volte messi anche in discussione, diedero luogo a numerose rivendicazioni da ambedue le parti in causa, da una parte le vittime e dall'altra la componente industriale. Seguirono inchieste e processi che si sono prolungati nel tempo, dal 1961 il farmaco

fu via via ritirato in tutti i Paesi, in Italia avvenne nel novembre del 1962. La *Chemie Grunenthal* chiese scusa ufficialmente per gli errori commessi e in molti paesi fu riconosciuto un risarcimento alle vittime di questo disastro terapeutico; anche l'Italia nel 2009 ha aderito a questo provvedimento.

La chimica

Fin qui la medicina, parliamo ora di chimica cercando di usare un linguaggio possibilmente il più semplice: come è già stato detto il Talidomide è un prodotto realizzato per sintesi dai chimici della *Chemie Grunenthal*. Nella formula di struttura sopra riportata l'atomo di azoto della *ftalimide* (F) è legato ad un atomo di carbonio della *glutarimide* (G) che è sostituito con 4 sostituenti diversi fra loro (in particolare un legame con l'azoto, uno con un atomo di idrogeno e gli altri 2 con 2 atomi di carbonio diversi fra loro) (Figura 2). In una visione tridimensionale, come si deve considerare nella maggior parte delle strutture chimiche, l'atomo di carbonio tetraivalente ha la struttura geometrica del tetraedro con l'atomo di C al centro e con i 4 sostituenti ai vertici del tetraedro stesso. Se i 4 sostituenti sono diversi fra loro, come nel nostro caso, si genera la possibilità di avere due strutture speculari fra loro, cioè una immagine speculare dell'altra, e non sovrapponibili fra loro. Si

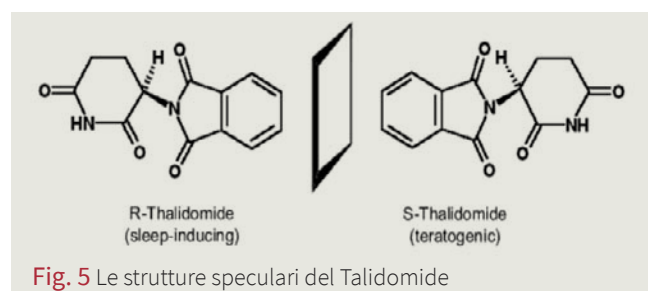


Fig. 5 Le strutture speculari del Talidomide



Fig. 6 Le mani, i piedi, lo specchio

può anche dire che l'atomo di carbonio in questione non presenta un piano di simmetria e di conseguenza quell'atomo di carbonio viene definito *carbonio asimmetrico* che rappresenta un *centro stereogenico*, capace di rendere possibili le 2 strutture speculari riportate di seguito. Se invece almeno 2 dei 4 sostituenti sono uguali il carbonio presenterà un piano di simmetria e potrà essere definito come *carbonio simmetrico* (Figura 4).

In base a queste considerazioni si possono scrivere perciò per il Talidomide due *strutture* che sono una l'immagine speculare dell'altra non sovrapponibili fra loro (Figura 5).

È stato introdotto in questo modo il concetto di simmetria e di asimmetria molecolare che ha una parte assai interessante nella storia della chimica, di quella chimica che si occupa della disposizione delle molecole nello spazio tridimensionale che prende perciò il nome generale di *stereochimica*.



Fig. 7 Chirality Medal e alcuni esempi di chiralità nell'arte e nella natura

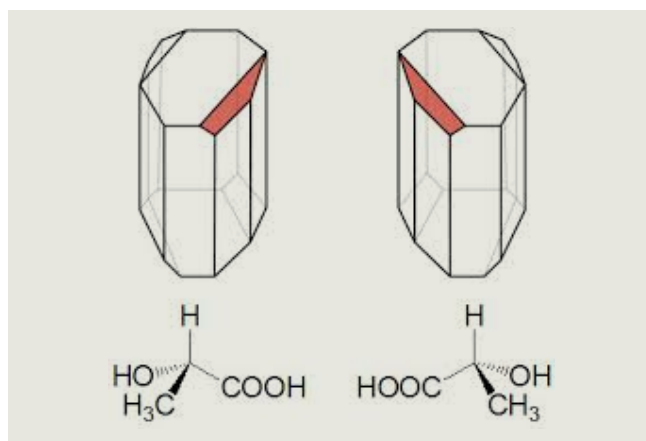


Fig. 8 I cristalli di Pasteur: le formule speculari dell'acido tartarico

Sin dall'antichità si è sempre affermato che ognuno di noi nello specchio non vede se stesso, ma solo la propria immagine speculare che non si può definire identica dato che non è a lei sovrapponibile. L'esempio più usato, anzi abusato, è quello delle nostre mani,⁵ o dei nostri piedi che sono speculari, ma non sovrapponibili; è, infatti, impossibile fare indossare il guanto destro alla mano sinistra e viceversa, o calzare la scarpa destra con il piede sinistro. In maniera corretta, perciò, il concetto di identità di due entità è strettamente legato alla loro sovrapponibilità (Figura 6).

Esistono numerosi esempi che hanno somiglianza con le mani, presenti nel mondo animale e vegetale e anche nell'arte. Agli Autori piace ricordare che insieme al loro gruppo di ricerca crearono in un convegno internazionale, tenuto a Roma nel 1991, la "Chirality Medal" per premiare ricercatori che avessero dato un contributo originale agli studi sulla *chiralità*.

E come simbolo per la medaglia d'oro furono scelte 2 conchiglie "chirali" che una giovane interna disegnò sul modello di quelle che esistono in natura anche se una delle 2 è assai più comune (Figura 7).

Ritornando al caso del Talidomide possiamo perciò dire che per la sua caratteristica strutturale lo si può definire un *farmaco chirale*. Vedremo in seguito più in dettaglio quali sono le conseguenze riscontrate per questa categoria di farmaci e non solo.

Il merito della scoperta della *chiralità* spetta a Louis Pasteur che, a dispetto della sua fama di studioso di vaccini, scoperse per primo l'esistenza di *enantiomeri* mediante l'osservazione di cristalli di *sali dell'acido tartarico* (Figura 8).

⁵ Abbiamo parlato dell'esempio delle mani e proprio da questo esempio è derivato il nome *chirale* dal greco *cheir* = *mano* e *chiralità molecolare* è quel settore della chimica, principalmente organica, che si occupa delle caratteristiche chimico-fisiche di queste molecole.

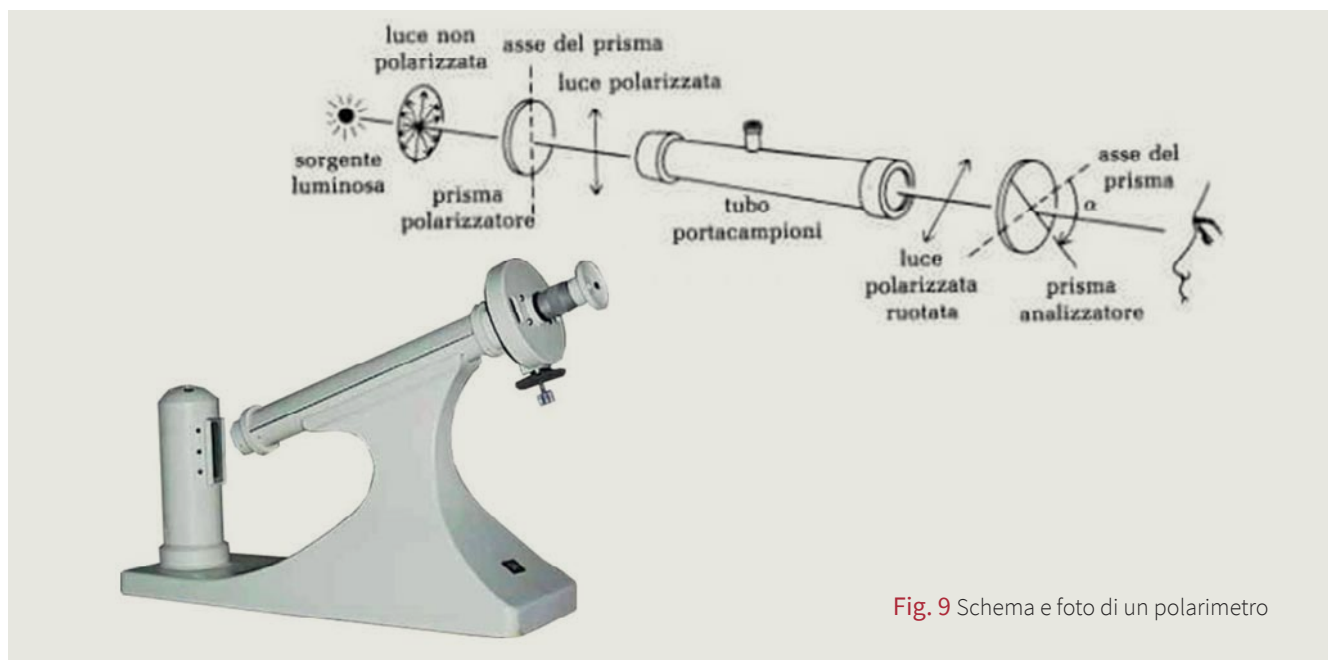


Fig. 9 Schema e foto di un polarimetro

Lo scrittore Sam Kean nel suo delizioso saggio “Il cucchiaino scomparso” descrive così la scoperta di Pasteur:

“Nel 1849, a ventidue anni, fu incaricato da un produttore di vino di occuparsi dell'acido tartarico, un innocuo sottoprodotto del processo di vinificazione creato dalla reazione tra l'uva fermentata e i lieviti presenti nel mosto, che si deposita sotto forma di cristalli sul fondo delle botti. L'acido tartarico ha una curiosa proprietà: se lo sciogliete in acqua e fate passare un fascio di luce polarizzata uscente da una fenditura verticale attraverso la soluzione, il piano di polarizzazione verrà deviato dalla verticale in senso antiorario - un po' come se ruotaste il quadrante di un orologio. Questo solo nel caso in cui l'acido sia derivato da un processo naturale, perché se è prodotto industrialmente non si comporta così e il piano di polarizzazione resta verticale. Solo esaminando i cristalli al microscopio si accorse che quelli dell'acido naturale erano tutti girati nella stessa direzione. mentre quelli dell'acido industriale si presentavano girati in entrambe le direzioni, con una miscela di destrogiri e levogiri. Pasteur si mise a separare a mano i cristalli con un paio di pinzette, dividendoli in due mucchietti a secondo della loro chiralità. disciolse poi in acqua i due campioni e li

sottopose al fascio di luce: ... i cristalli naturali provocano una deviazione in senso orario, quelli destrogiri in senso antiorario, esattamente dello stesso angolo”.

La scoperta di Pasteur fu perfezionata dal suo maestro, il fisico Jean-Baptiste Biot, che per primo aveva osservato il fenomeno della luce deviata. Diversi anni dopo (nel 1874) i chimici Le Bell e van't Hoff, il primo francese e l'altro olandese, perfezionarono ulteriormente le conclusioni di Pasteur attribuendo l'attività ottica all'atomo di carbonio asimmetrico e ipotizzando per la sua tetravalenza la struttura geometrica tridimensionale del tetraedro come si è già accennato in precedenza.

La scoperta di Pasteur ha dato modo di evidenziare alcune caratteristiche fondamentali per lo studio della *chiralità*. In effetti l'esperienza di Pasteur dimostra che esistono due forme di acido tartarico uguali per formula elementare e formula di struttura (*uguale connettività*) ma di differente senso di rotazione. Le due forme di acido tartarico hanno differente *stereoisomeria*⁶ e si definiscono 2 *enantiomeri* che hanno *configurazione* speculare e differente senso della rotazione, indicata con le lettere minuscole

⁶ Da Google Wikipedia: L'**Isomeria** (dal greco *isomerès*, composto da *isos*, “uguale” e *méros*, “parte”) è quel fenomeno per cui sostanze diverse per proprietà fisiche e spesso anche per comportamento chimico hanno la stessa *formula bruta*, cioè la stessa *massa molecolare* e la stessa composizione percentuale di atomi. **Isomeri costituzionali** (o **strutturali**), se hanno *formula bruta* identica, ma diversa *connettività*. Sono composti aventi la stessa *formula molecolare*, ma diversa *formula di struttura*. Ciò implica differenti proprietà fisiche e chimiche, dovute ai legami differenti degli elementi che compongono la molecola. **Stereoisomeri**, se hanno *formula bruta* identica, stessa *connettività*, ma la diversa *orientazione spaziale* degli atomi rende loro non sovrapponibili: **enantiomeri** se sono immagini speculari, **diastereoisomeri** se non sono immagini speculari (i diastereoisomeri sono stereoisomeri con più di un centro stereogenico).

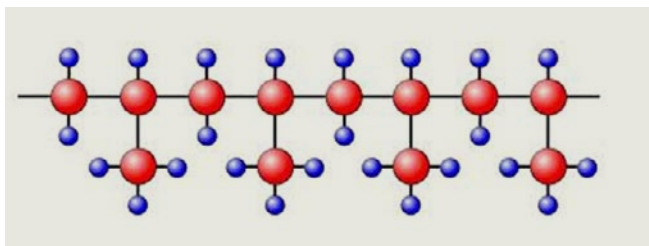


Fig. 10 Polipropilene isotattico di Natta

$d(+)$ (destrogiro) e $l(-)$ (levogiro), mentre il valore della rotazione viene definito *potere rotatorio*.

In aggiunta, la miscela in parti uguali dei 2 *enantiomeri* costituisce un *racemo* o *miscela racemica*, le molecole che fanno deviare il piano della luce polarizzata si definiscono *otticamente attive*, possiedono cioè *attività ottica*, mentre le miscele racemiche non deviano il piano della luce e non sono otticamente attive. Vale la pena di segnalare che le tante molecole che non hanno centri chirali, dette perciò *achirali*, non deviano il piano della luce.

Attualmente il rudimentale apparecchio usato da Pasteur e Biot per le misure ottiche è oggi il moderno polarimetro che permette misure di potere rotatorio automatizzate con grande esattezza e in tempi assai ristretti (Figura 9).

L'esperienza di Pasteur mise in luce anche un'altra caratteristica: il processo naturale aveva prodotto uno solo dei due *enantiomeri* mentre la "sintesi industriale" aveva prodotto i 2 *enantiomeri* come miscela in parti uguali. Più in generale si può affermare che la "Natura", in senso lato, genera molecole chirali (con *stereocentri*) otticamente attive (*enantiomeri* o *diastereoisomeri*) al contrario di quanto succede nella tradizionale sintesi organica (*miscela racemica*). Come è stato già detto i due *enantiomeri* sono *stereoisomeri*,⁶ con uguale *costituzione* ma diversa *configurazione* ed hanno identiche caratteristiche chimico-fisiche come il punto di fusione per i solidi o il punto di ebollizione e la densità se sono liquidi, la solubilità e anche le caratteristiche spettroscopiche (spettro IR, spettro NMR, spettro MS, ecc) e differiscono essenzialmente nel *potere rotatorio* che risulta identico ma di segno contrario.

La maggior parte delle molecole "biologiche", come nell'esperienza di Pasteur, sono otticamente attive e deviano, ovviamente con valori differenti, il piano della luce polarizzata, così per esempio gli *ammino-*

acidi che costituiscono le *proteine*, gli *zuccheri* (chiamati anche *carboidrati*) e le numerose sostanze naturali di origine vegetale o marina risultano generalmente otticamente attive. Come si è già detto, i chimici quando realizzano la sintesi di molecole con uno o più centri di asimmetria ottengono miscele racemiche, otticamente non attive, che devono necessariamente essere "*risolte*" per ottenere i singoli *enantiomeri* puri. Nel corso degli anni i chimici hanno sperimentato e sviluppato metodologie diverse per isolare o ottenere composti puri otticamente attivi come, ad esempio, i metodi di separazione mediante la cristallizzazione differenziata di *sali diastereoisomerici*,⁷ o mediante la sintesi asimmetrica in presenza di *catalizzatori chirali* o di *enzimi* (le così dette *sintesi stereospecifiche*). Un esempio illustre di sintesi industriale sono i *polimeri stereo-ordinati* di Natta (il *poliprene isotattico*) che gli valsero il premio Nobel per la Chimica nel 1963 e ancora le tante sostanze naturali sintetizzate con complesse sintesi asimmetriche. Parallelamente alla sintesi sono stati sviluppati numerosi metodi analitici chiamati *enantioselettivi* come le tecniche cromatografiche su colonne con supporti chirali, la risonanza NMR in presenza di reagenti chirali, ecc.⁸ Da quanto detto risulta chiaramente che le molecole chirali riconoscono solo *reagenti chirali* e capita spesso che ognuno dei 2 *enantiomeri* interagisca con il reagente in modo differente dall'altro (Figura 10). Come considerazione generale possiamo osservare che la Natura ama il sistema bipolare con dei materiali di destra o di sinistra, così come canta Gaber nella sua indimenticabile canzone Destra-Sinistra.

Il caso del Talidomide scosse profondamente il mondo scientifico e le Industrie Farmaceutiche. Le marcate differenze in attività biologico-terapeutica degli *enantiomeri* (con diversa *chiralità*) di una stessa sostanza diventarono oggetto di approfondite ricerche allo scopo di comprendere l'interazione con la *chiralità del recettore*, primo atto della interazione Enzima-Substrato.

Una considerazione di tipo nozionistico va aggiunta per definire e distinguere la chiralità degli *enantiomeri* (assegnazione della *configurazione*). Una terminologia convenzionale adottata agli inizi dello scorso secolo, basata sulle proiezioni di Fischer, ha assegnato

⁷ Se ad una miscela racemica si aggiunge un reagente chirale puro si possono formare 2 entità differenziate (*diastereoisomeri*) che a differenza degli *enantiomeri* possono essere separate, ad esempio per cristallizzazione.

⁸ Per esperienza diretta degli Autori, infine, vale la pena ricordare metodi di *separazione enantioselettivi* basati su tecniche cromatografiche HPLC "chirali" non solo a scopo analitico ma anche su scala preparativa. HPLC è l'acronimo convenzionale per High Pressure Liquid Chromatography per indicare un tipo di cromatografia ad elevata risoluzione con colonne nelle quali l'eluizione è sottoposta ad una forte pressione.

agli zuccheri *configurazioni* denominate con le lettere **D** o **L**. In base a tale convenzione agli zuccheri naturali fu assegnata l'appartenenza alla famiglia **D** (D-glucosio, ecc.). Tale convenzione è stata anche estesa per assegnare la configurazione agli amminoacidi e gli amminoacidi naturali, presenti nelle proteine, appartengono alla serie **L** (L-alanina, ecc.). Una tale assegnazione, legata ad un sistema convenzionale, risulta perciò una "configurazione relativa" e, pur se ancora usata per gli zuccheri e gli amminoacidi, non può essere adottata per definire la configurazione di altre classi di molecole chirali. Per definire la "configurazione assoluta" più recentemente (1956) è stata adottata dai chimici R.S. Cahn, C. Ingold e il Nobel V. Prelog una classificazione più sofisticata, di conseguenza usata quasi esclusivamente dai Chimici, che utilizza i simboli **R** (rectus) e **S** (sinister) per definire la configurazione di ogni singolo centro di asimmetria mediante una interpretazione univoca. L'amminoacido naturale L-alanina con un solo stereocentro ha configurazione assoluta **S**. Per gli zuccheri con più stereocentri la situazione è più complicata dato che ad ognuno di essi va assegnata la configurazione **R** o **S**. Lo zucchero D-Glucosio, con 4 stereocentri, ha configurazione assoluta 2R,3S,4R,5R. In ogni caso va chiarito che non esiste alcuna correlazione fra i simboli **L** e **D** o **S** e **R**, che definiscono la configurazione, e il senso di rotazione della luce polarizzata **d(+)** e **l(-)** (Figura 11).

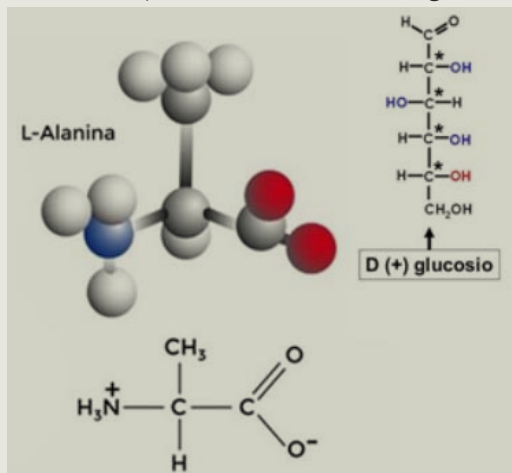


Fig. 11 L(-) (S)Alanina (sinistra) e D(+)(2R,3S,4R,5R)Glucosio

L'esempio del Glucosio e degli zuccheri in genere mostra che moltissimi composti chirali hanno più centri di asimmetria nella loro molecola e ognuno di quei centri chirali avrà una sua configurazione particolare. La stereochimica di questi composti risulta più complessa rispetto a quella del singolo enantiomero e in questo articolo gli Autori si riferiranno principalmente a molecole con un solo centro di asimmetria con riferimento specifico al caso del Talidomide.

L'esigenza di produrre forme enantiomericamente pure o fortemente arricchite dell'enantiomero desiderato per la sua attività terapeutica costituì una formidabile sfida ed attivò un grandissimo interesse sia in campo accademico che industriale. Ne derivò un rapido sviluppo di metodologie avanzate per la produzione di principi attivi chirali nella forma enantiomerica desiderata (*eutomero*), libero dalla presenza di quello indesiderato (*distomero*).

Molti sono i farmaci presenti nelle nostre Farmacie che contengono "principi attivi" naturali ottenuti principalmente per estrazione o per fermentazione (ad es. antibiotici) che risultano otticamente attivi e a questi si accompagnano farmaci con principi attivi di sintesi otticamente attivi opportunamente preparati in forma enantiomericamente pura. Attualmente i farmaci prima di entrare in terapia sono sottoposti ad una serie di test e di controlli con anni di costose sperimentazioni ed è poco probabile che si verifichino mancanze macroscopiche come quelle verificatesi nel caso del Talidomide. Va anche ricordato che un farmaco anche dopo la sua immissione in commercio è oggetto di una scrupolosa *farmacovigilanza* per assicurare che il rapporto rischio/beneficio nella sua assunzione sia in assoluto favore del beneficio.

Come esempio di iniziative e di interventi agli Autori piace riportare alcune testimonianze reperibili su Google/Wikipedia.

La farmacologa Frances Oldham Kelsey rifiutò di concedere l'autorizzazione della Food & Drug Administration (FDA) alla commercializzazione del Talidomide negli USA richiedendo studi clinici supplementari. Questi evidenziarono che il farmaco superava la barriera placentare producendo deformazioni nei feti. L'insistenza della Kelsey evitò agli USA i drammi legati al Talidomide e per questo fu premiata (President's Award for Distinguished Federal Civilian Service) da J. F. Kennedy nel 1962.

La vicenda del Talidomide spinse J. F. Kennedy a pronunciare il 15 marzo 1962 un discorso al Congresso in cui presentò il progetto per i quattro diritti fondamentali dei consumatori: "the right to be informed, the right to choose, the right to safety, and the right to be heard". Questo emendamento al Federal Food, Drug and Cosmetic Act (FD&C Act) rivoluzionò lo sviluppo dei farmaci e diede alla FDA nuovi poteri per agire. Pian piano tante altre Autorità Sanitarie Nazionali, compresa quella Europea, si adeguarono, specialmente dopo che le Nazioni Unite le fecero proprie formulando le Linee Guida per la Difesa dei Consumatori.

Gli aspetti etici e didattici di un farmaco tristemente famoso

Alcune differenze significative sono state riscontrate in alcuni farmaci o in sostanze naturali che vengono di seguito riportate a scopo esemplificativo:

S-Penicilamina/antiartritico	R-Penicilamina/estremamente tossico
S-Propanololo/ β -bloccante	R-Propanolo/inattivo
S-Prilocaina/anestetico locale	R-Prilocaina/emotossico
S-Limonene/odore di limone	R-limonene/odore di arancio
S,S(D)Etambutolo/antitubercolare	R,R(L)Etambutolo/poco attivo
S,S(L,L)-Aspartame/dolcificante	R,R(D,D)-Aspartame/amaro
L-Dopa/anti Parkinson	D-Dopa/inattivo
R-Asparagina/dolce	S-Asparagina/amara

Un'ultima considerazione va fatta a proposito del Talidomide: una volta constatato che uno solo dei due enantiomeri aveva effetti tossici fu provato a somministrare l'enantiomero "buono" isolato, ma, per un "destino" sicuramente sfavorevole a questo farmaco, una volta somministrato nell'organismo l'*eutomero* subiva il processo della *racemizzazione* per il quale l'enantiomero isolato si trasformava in miscela racemica generando al 50% di nuovo l'isomero "cattivo". Decisamente il Talidomide è stato un farmaco disgraziato, ciononostante dopo diversi anni dal suo ritiro dal commercio come sedativo, alla fine degli anni 1990 fu riammesso nella terapia di alcune patologie dermatologiche. Le Autorità Sanitarie Americane, ad esempio, ne approvarono l'impiego come farmaco anti-lebbra, e ne autorizzarono la sperimentazione per la cura dell'HIV e di alcune forme tumorali sfruttando i suoi effetti sul sistema immunitario. La storia del Talidomide con i suoi tragici danni e le sue mancanze ha avuto il merito, se di merito si può parlare, di evidenziare la necessità di un ampliamento delle conoscenze promuovendo sperimentazioni più approfondite in campo sia bio-medico che chimico, campi fra loro strettamente connessi, pur non trascurando tutte le altre discipline che possano concorrere ad una sempre migliore sicurezza sanitaria. ■

Fonti consultate

- [1] <https://it.wikipedia.org/wiki/Talidomide>, con le numerose referenze ivi citate
- [2] <http://www.stsbc.ch/Archivio/2010/Bandi/LAM/Lavori/MartinaCaldelari%20M%20-%20La%20Talidomide.pdf>. Una lettura consigliata: Una tesi di maturità del 2010 in un Liceo di Lugano
- [3] <https://www.alamy.it/fotos-immagini/contergan.html>
- [4] <https://prezi.com/egjv6ifpiv6p/2015contergan>
- [5] [https://it.m.wikipedia.org/wiki/Chiralità_\(Chimica\)](https://it.m.wikipedia.org/wiki/Chiralità_(Chimica))
- [6] <http://www.educhimica.it/Organica/Dispensa%20stereochemica.pdf>
- [7] <https://unpodichimica.wordpress.com/2013/03/10/molecole-allo-specchio>
- [8] http://www.ilsussidiario.net/News/Scienze/2008/11/24/Chimica/Un_mondo_allo_specchio_la_sorprendente_scelta_compiuta_delle_nostre_molecole
- [9] <http://www.chimicare.org/curiosita/la-chimica-dei-sensi/molecole-allo-specchio>
- [10] <https://ilblogdellasci.files.wordpress.com>
- [11] S. Kean, *Il Cucchiaino Scomparso*, Adelphi Edizioni 2013, cap. 10 e 11.
- [12] <https://www.chimica-online.it/>
- [13] J. D. Dunitz, *Stereochimica, Enciclopedia del Novecento*, Vol. VII, pagg.162-172; Istituto della Enciclopedia Italiana 1984.
- [14] Capitolo "Stereochimica" nei principali Testi Universitari di Chimica Organica.

Domenico Misiti

Dipartimento di Chimica e Tecnologie del Farmaco - Sapienza Università di Roma

✉ domenico.misiti@uniroma1.it

Domenico Marotta: un chimico che pensava in grande, ... una testimonianza fra lo storico e il personale

RIASSUNTO *La figura del Prof. Domenico Marotta, fondatore e Direttore dell'Istituto Superiore di Sanità (ISS) e promotore della Società Chimica Italiana (SCI), viene descritta attraverso la testimonianza personale dell'Autore nel periodo 1957-1974.*

ABSTRACT *The figure of Prof. Domenico Marotta, founder and Director of the Italian Institute of Health (ISS) and promoter of the Italian Chemical Society (SCI), is described through the personal testimony of the Author during the period 1957-1974.*

Se avete occasione di percorrere Viale Regina Elena a Roma proprio di fronte a uno degli ingressi dell'Università romana Sapienza avrete la possibilità di imbattervi in un grandioso complesso che è la sede dell'Istituto Superiore di Sanità (ISS), una prestigiosa e gloriosa Istituzione che è stata creata in anni lontani come organo tecnico del Ministero della Sanità (attualmente Ministero della Salute) per occuparsi dei molteplici aspetti tecnico-scientifici della sanità pubblica. Ma non intendo soffermarmi sulle funzioni e sulla storia di questa istituzione, peraltro ottimamente illustrata dagli articoli di lettura nei "suggerimenti per saperne di più" in coda a questo articolo, ma desidero piuttosto far conoscere una testimonianza personale su chi questo Istituto ha creato nel lontano 1935 e poi diretto sino al 1962. La personalità a cui è dedicato questo ricordo è Domenico Marotta.

Domenico Marotta (1886-1974) è ed è stato sempre ricordato in molte opere e commemorato in molti eventi come protagonista straordinario della Chimica Italiana e come lungimirante organizzatore della Ricerca Scientifica Italiana. In effetti, il suo contributo è stato determinante per lo sviluppo della Società



Domenico Marotta

Chimica Italiana (SCI) con l'acquisizione, fra gli altri innegabili meriti, della pregevole sede situata in Viale Liegi a Roma e la sua incredibile tenacia gli ha consentito di essere artefice ed efficace gestore del prestigioso Istituto Superiore di Sanità di cui fu instancabile Direttore per buona parte della sua vita (1935-1961).

Parlando di Marotta in verità gli aggettivi elogiativi sono d'obbligo soprattutto per chi ha avuto il privilegio di conoscerlo e di apprezzarne il lato umano e lo stile dei suoi rapporti. Per chi scrive tutto cominciò all'inizio dell'estate del 1957. Mi ero laureato in Chimica a luglio dell'anno precedente alla Sapienza con una tesi in Chimica Organica e stavo trascorrendo il primo anno del dopo laurea nei laboratori dell'Istituto di Chimica Farmaceutica sotto la guida del Prof. Giordano Giacomello.

Lo stesso Giacomello mi chiamò in quel caldo pomeriggio di luglio nel suo studio all'ultimo piano di quello che diventerà in seguito l'Istituto di Genetica per presentarmi il Prof. Domenico Marotta a lui legato da profonda stima e amicizia. Il Prof. Marotta aveva in programma di "arruolare" una piccola squadra di "giovani promesse" nella chimica da inserire nel Laboratorio di Daniele Bovet, formalmente costituito nel 1947, all'interno dell'Istituto Superiore di Sanità. Il Laboratorio di Bovet si chiamava Laboratorio di Chimica Terapeutica ed aveva come valore aggiunto lo scopo formativo di far interagire a stretto

contatto chimici e farmacologi in un vicendevole scambio di conoscenze. Bovet con la moglie Filomena Nitti, figlia dello statista Francesco Saverio, veniva da Parigi e aveva intenzione di ricostruire in Italia il prestigioso "Laboratoire de Chimie Therapeutique" del Pasteur parigino.

Marotta da chimico si era assunto l'incarico di selezionare



Giordano Giacomello

quella che lui scherzosamente definiva la “truppa di combattimento”. Fu una intesa a prima vista, mi colpì subito l'affabilità di quel “monumento nazionale” con la quale si rivolgeva a un giovane timido e insicuro come me. Era sempre molto elegante di un'eleganza classica, lo avevo notato sin dal nostro primo incontro nella seduta di laurea nel suo doppio petto in candido lino bianco, parlava lentamente con tono di voce profondo quasi roco rivelando l'origine di siciliano erudito, era dotato di innata simpatia e di *humor* che se non avessi saputo la sua origine mediterranea avrei definito di stile anglosassone. Mi disse subito che avevamo due cose in comune, il nome e le iniziali, e questo per lui era già un punto a mio favore e inoltre che si ricordava di me perché aveva assistito al mio esame di laurea l'anno precedente. In effetti Marotta era spesso presente in Sala Parravano all'Istituto di Chimica quando si discutevano le tesi di Laurea in Chimica, ma dubito che si ricordasse veramente della discussione della mia tesi. Ovviamente fui al settimo cielo e chiesi al Prof. Giacomello che mi aveva accolto dopo la laurea, il suo parere che formulò con generosità in senso positivo.

Dopo qualche mese, varcai la soglia dell'Istituto Superiore di Sanità e fui introdotto nell'austera Direzione dell'Istituto alla presenza del mio “mentore”.



Fu un incontro piacevole quasi affettuoso come se fossimo amici di vecchia data, mi chiese tante cose sui miei studi, sulla mia famiglia, sulle mie ambizioni e poi mi parlò a lungo dell'Istituto e in quella occasione capii che l'Istituto era per lui la casa e i suoi ricercatori la sua famiglia. Mi resi conto che era un Direttore assai amato da tutte le categorie di personale che molti chiamavano affettuosamente “Don Mimì”, dell'Istituto conosceva tutto nei particolari e ne curava con impegno quasi ossessivo ogni dettaglio di forma e di contenuti. Più tardi mi dissero che, la sera terminato l'orario e anche la mattina della domenica, facesse una visita accurata nei vari piani dell'Istituto, ispezionando perfino le *toilettes* per



I coniugi Bovet (1957)

vedere se tutto era in ordine. Interruppe il nostro colloquio per accompagnarmi dal Prof. Bovet nel suo Laboratorio nel “mitico sesto piano” dell'Istituto.

Quel giorno ho conosciuto i Bovet, così tutti li chiamavano perché si trattava di una coppia sempre unita sia nel lavoro che nella vita. Marotta probabilmente aveva in anticipo tessuto con loro le mie lodi, secondo me esagerando, e per questo mi accolsero in modo che giudicai perfino troppo lusinghiero. Madame Bovet mi disse subito che oltre ad essere l'ultimo arrivato ero anche l'elemento più giovane, quasi una mascotte, e dovevo essere “tenuto” con cura e attenzione. Terminato l'incontro mi chiesi se il Prof. Marotta tenesse lo stesso comportamento con ogni nuovo assunto e seppi in seguito che quello era il suo stile abituale perché considerava l'assunzione di un nuovo elemento come l'entrata nella sua grande famiglia. Ripeteva spesso con enfasi che si doveva occupare della sua famiglia composta da poco più di 200 ricercatori assicurando loro i mezzi per la ricerca e nei limiti della legalità anche qualche integrazione finanziaria addizionale. La sua formula era che se un ricercatore è contento e tranquillo sarà pronto ad impegnarsi al massimo nel portare avanti il proprio lavoro e le proprie ricerche.

Fui assegnato al Laboratorio di Vittorio Rosnati, un brillante chimico organico milanese che era approdato in Istituto dopo una pregressa esperienza uni-

versitaria nel gruppo del prof. Fusco dell'Università di Milano. Qualche mese più tardi il Prof. Bovet fu insignito del premio Nobel della Medicina e ovviamente il più felice fu proprio Marotta. Il suo Istituto s'arricchiva di un secondo Nobel dopo E. Boris Chain, Nobel nel 1945, che dirigeva il Laboratorio di Chimica Biologica situato nello stesso sesto piano in coabitazione con Bovet. Ma gli scienziati "outstanding" non si esaurivano con i 2 premi Nobel, in Istituto erano allora presenti personalità scientifiche di spicco quali il biofisico Mario Ageno, capo Laboratorio di Fisica, il microbiologo Penso, a capo del Laboratorio di Microbiologia, il virologo Italo Archetti a capo del Laboratorio di Virologia, il chimico D'Agostino, uno dei ragazzi di Via Panisperna, a capo del Laboratorio di Chimica, il genetista Giuseppe Sermonti, Responsabile del Centro internazionale di Chimica Microbiologica, oltre a una schiera di validi Ricercatori di indirizzo bio-farmaceutico fra i quali i biochimici Alessandro Ballio e Francesco Pocchiari, il chimico teorico Lionello Paoloni, il già citato chimico organico Vittorio Rosnati, il chimico farmaceutico Giuseppe Palazzo, i farmacologi Amilcare Carpi de Resmini, Vincenzo Longo e il più giovane Giorgio Bignami, solo per citare quelli a me più vicini.

I chimici del Laboratorio di Bovet erano seguiti da un altro grande della Chimica, il Prof. Giovan Battista Marini Bettolo, familiarmente GiBi, grande in ogni senso anche tenendo conto dei suoi quasi 2 metri di altezza. GiBi aveva collaborato attivamente con Bovet e con i propri lavori aveva contribuito ai suoi successi. I miei incontri con il Direttore erano abbastanza frequenti, alcuni periodici per la sua partecipazione alle riunioni di ricerca settimanali nel Laboratorio di Chimica Terapeutica, altri casuali e altri ancora voluti da lui stesso per informarsi dei progressi ma anche delle immancabili delusioni che a volte incontravo nel far ricerca. Era un ottimo ascoltatore e al momento opportuno pronto ad un commento puntuale e sempre improntato a ottimismo. Si soffermava spesso a ricordare, non senza un po' di rimpianto, le sue esperienze di ricerca terminate negli anni '40 per occuparsi di intervenute pesanti responsabilità organizzative, dandomi peraltro la sensazione di voler stabilire un clima di confidenzialità che mi appariva un privilegio enorme data la differenza nei ruoli da noi occupati.

Negli anni che seguirono ebbi modo di lavorare alacremente e di acquisire sicurezza nelle mie scelte sempre sostenute da Rosnati e dai miei superiori. I colleghi, sia chimici che farmacologi, mi avevano

accolto aiutandomi nella mia maturazione scientifica, fra loro mi piace ricordare il farmacologo Gian Luigi Gatti, un medico di grande saggezza e umanità che mi dimostrava simpatia e stima e c'era anche la figlia di Marotta, Maria, con la quale avevo un cameratesco rapporto di amicizia. Il mio Laboratorio nel tempo si era arricchito di giovani ricercatori e si lavorava molto bene in un cordiale spirito di solidarietà. In questo contesto per diversi anni fu parte attiva del Laboratorio Franco De Marchi, un brillante ricercatore torinese, molto collaborativo, che diventerà un affermato manager industriale e a cui sono ancora legato da una affettuosa amicizia.

Nel 1958 si tenne a Torino l'VIII Congresso Nazionale della Società Chimica Italiana che Marotta, Presidente della SCI, aveva organizzato come Chairman in maniera straordinaria sia per i contributi scientifici presentati che per gli eventi di contorno, compresa una memorabile cena sociale. Marotta sapendo che per me sarebbe stato il primo congresso scientifico spinse i Bovet a farmi partecipare presentando una comunicazione nella Sezione di Chimica Medicinale. Ovviamente fu per me un'esperienza indimenticabile

anche se accompagnata da qualche comprensibile stato emozionale. Nell'organizzazione dei congressi di Chimica Marotta aveva stabilito uno standard al quale è stato sempre difficile adeguarsi e sia il Congresso di Torino che il successivo IX Congresso a Napoli nel 1962 sono rimasti nella memoria dei chimici italiani come eventi unici.

Nel 1959 Bovet volle affidarmi un compito assai delicato: si era agli inizi degli studi di farmacocinetica e il destino dei farmaci in studio veniva seguito *in vivo* sommi-

nistrando alle cavie il farmaco marcato con elementi radioattivi quali C^{14} o Trizio e successivamente rilevando la presenza nei vari tessuti dei metaboliti marcati. Lo scopo che Bovet voleva perseguire era quello di formulare una strategia sintetica opportuna per l'inserimento dell'elemento radioattivo nei suoi curari di sintesi. Le competenze specifiche per la sintesi e la marcatura di molecole organiche erano state individuate da Bovet in un Istituto di Chimica Statale nella periferia parigina, legato all'Università di Paris Sud di Orsay con cui il Prof Bovet aveva continui contatti scientifici. Ovviamente la proposta mi affascinò e compresi che il tutto si era realizzato a seguito dell'intervento determinante di Marotta e non esitai ad andare a trovarlo per ringraziarlo. Sapevo che non amava essere ringraziato e mi limitai a chiedergli se potessi stringergli la mano, cosa che feci con grande calore umano.



Giovan Battista Marini Bettolo (GiBi)

Tornai dalla Francia appena in tempo per salutare Marotta che andava in pensione dopo la sua Direzione che la maggior parte di noi avrebbe voluto non dovesse mai avere fine. Mi sentii un pò più solo, sentimento d'altronde assai condiviso dai Bovet ma non solo. Subentrò nella Direzione un'altra personalità a me cara, il Prof. Giordano Giacomello che dopo la laurea mi aveva aiutato ad iniziare la mia carriera di Ricercatore nel campo delle Scienze Bio-Farmaceutiche.

Contrasti interni, complicati da ambizioni non realizzate, avevano nel frattempo turbato l'atmosfera dell'Istituto peggiorando notevolmente la convivenza della sua comunità scientifica e, vista la situazione, anche su consiglio dei Bovet, cominciai a creare le condizioni per trascorrere un ulteriore periodo di studio all'estero, destinazione preferita gli USA.

Bovet mi indirizzò ad un suo amico, prestigioso caposcuola della Chimica Organica, il Prof Karl Folkers, in odore di Nobel, che aveva da poco raggiunto Palo Alto in California. Nel 1963 lasciai così di nuovo l'Istituto per affrontare un competitivo e stimolante soggiorno californiano a contatto con personalità scientifiche straordinarie nel campo della chimica, della biochimica, della biologia molecolare e non solo. In quegli anni non era facile stabilire contatti con il nostro Paese, non c'era ancora il fax o la posta elettronica e tantomeno il cellulare, e per telefonare bisognava farlo tramite *Italcable*, prenotando in anticipo le telefonate sia in entrata che in uscita; i giornali italiani non erano reperibili a Palo Alto e per procurarseli era necessario andare nella vicina San Francisco.

Ci giunse così con qualche giorno di ritardo nei primi mesi del 1964 l'incredibile arresto di Marotta e di Giacomello, accusati di gravi irregolarità amministrative. Nella vicina Berkeley trascorreva un soggiorno di studio l'amico e collega Giorgio Bignami farmacologo, studioso attento del comportamento animale e con lui cercammo di conoscere le cause di un provvedimento tanto grave quanto per noi inspiegabile. Qualche informazione ci giunse da parte di GiBi che nell'emergenza giudiziaria dell'Istituto ne aveva assunto la carica di Direttore. Era iniziato in quei giorni quello che fu definito l'emblematico "Caso Marotta" che finì purtroppo con la condanna di Marotta e perfino con l'arresto del Prof. Giacomello. Un'esperienza dolorosa e per noi particolarmente penosa dato che non eravamo a conoscenza degli avvenimenti e non avevamo neppure la possibilità di sostenere in alcun modo le 2 persone incriminate a noi particolarmente care. Spinto dal desiderio di manifestare la mia solidarietà scrissi una vibrante lettera di sostegno rivendicando l'innocenza di Ma-

rotta presupponendo peraltro un clamoroso errore giudiziario. Per inciso la mia lettera, insieme a molte altre, finì in un libro bianco che Marotta volle pubblicizzare, causando ahimè una potenziale accusa di apologia di reato nei nostri riguardi che fortunatamente non ebbe seguito.

Al mio ritorno dagli USA andai a trovare Marotta nella sede della Presidenza dell'Accademia delle Scienze, detta dei XL, e trovai un Marotta minore nello spirito e anche nel corpo. Il suo cuore era rimasto in Istituto e mi raccontò il suo dolore e il suo rimpianto nel dover assistere alla distruzione dell'opera della sua vita. Conoscendo le mie ambizioni scientifiche mi spinse a lasciare l'Istituto per intraprendere la carriera universitaria così come avevano fatto i Bovet, ed erano in procinto di fare altre personalità di spicco quali Marini Bettolo, Sermonti, Ballio, Paoloni, lo stesso Rosnati ed altri ancora. In effetti da quel momento decisi di seguire il suo consiglio, conseguii la Libera Docenza in Chimica Farmaceutica e successivamente quella in Chimica Organica e accettai un incarico di insegnamento di Chimica Organica presso la non comoda Università di Camerino che mantenni sino alla nomina di Professore di ruolo in Chimica Organica presso la stessa Università di Camerino. Correva l'anno 1974 e avrei voluto far partecipe del traguardo raggiunto il Prof. Marotta, che mi aveva dimostrato sempre fiducia e



simpatia ma purtroppo il suo stato di salute non me lo permise e poco dopo appresi con dolore la notizia della sua scomparsa.

Sarà stato per una coincidenza o per un disegno preordinato, ma nel settembre del 2017 la Società Chimica Italiana mi ha assegnato con mia grande gioia la prestigiosa “Medaglia Domenico Marotta” con la motivazione “Per l’incessante lavoro svolto a favore della Comunità Chimica tutta in importanti Istituzioni Nazionali ed Organizzazioni Internazionali”. Sono sicuro che se il Prof Marotta l’avesse saputo ne sarebbe stato molto contento.

Suggerimenti per saperne di più

Un’informazione preliminare e ormai d’obbligo è senza dubbio quella offerta da Wikipedia, l’enciclopedia libera, nel nostro caso alla voce: https://it.wikipedia.org/wiki/Domenico_Marotta

In base alla mia esperienza personale suggerisco al lettore di consultare le seguenti fonti bibliografiche, scritte da personalità che l’Autore stesso ha avuto il privilegio di conoscere e di condividerne informazioni ed esperienze.

1. È mia opinione che la più completa fonte di informazione sulla figura di Domenico Marotta e del suo operato dal punto di vista di uomo, di scienziato e di manager scientifico sia rappresentata dal testo della Commemorazione pronunciata dal Linceo Daniele Bovet il 12 aprile 1975, riportata fedelmente negli Annali dell’ISS: “*Ann. Ist. Super. Sanità 29 (Suppl. 1) pp.7-21, 1993*”
2. Seguendo la cronologia vi segnalo il pregevole contributo di Leonello Paoloni, Professore di Chimica Teorica all’Università di Palermo che aveva conosciuto personalmente il Prof. Marotta nel periodo del suo servizio all’ISS: “*Treccani, Dizionario Biografico degli Italiani – Volume 70 (2008)*”: <http://www.treccani.it/enciclopedia/domenico-marotta>
3. Un analogo contributo meno personalizzato del precedente, ma scritto con competenza di archivistica è quello di Giovanni Paoloni, Professore alla Sapienza di Archivistica Generale che è anche il figlio del già citato Leonello: Treccani, Contributo italiano alla Storia del Pensiero – Scienze (2013): <http://www.treccani.it/enciclopedia/domenico-marotta>
4. Interessante è anche la lettura dell’articolo che il Collega Gianfranco Scorrano, già Professore di Chimica Organica all’Università di Padova, ha scritto in data 15/12/2013 su Marotta quando era Presidente della SCI: <https://ilblogdellasci.wordpress.com/tag/marotta>.

5. Troviamo infine una puntuale descrizione dell’opera di Marotta nell’ISS nell’articolo di Gianfranco Donelli e Giorgio Bignami, due eminenti Ricercatori dell’ISS, pubblicato nel n.8 della Serie “I beni storico-scientifici dell’Istituto Superiore di Sanità” dal titolo “Breve storia dell’Istituto Superiore di Sanità dal 1934 al 1999: luci ed ombre di 65 anni di attività” pag. 3-25 (disponibile on line www.iss.it/publ/beni/index.php?lang=1&tipo=9)

Per chi di voi voglia approfondire la propria conoscenza sul processo a Marotta consiglio gli articoli seguenti scritti dai già citati Giovanni Paoloni e Gianfranco Scorrano:

6. Giovanni Paoloni, *Il caso Marotta*, la Scienza in Tribunale, Le Scienze, n. 431, luglio 2004, pag. 88-93
7. Gianfranco Scorrano, *Marotta e la condanna* (disponibile on line al seguente indirizzo: <https://ilblogdellasci.wordpress.com/2013/12/15/marotta-e-la-condanna/>). ■

Silvano Fuso

✉ silvanofuso@tin.it

Conclusa a Padova la quarta edizione del CICAP Fest

Con una grande partecipazione di pubblico, sia in presenza che online, si è svolto a Padova, tra il 3 e il 5 settembre, la quarta edizione del CICAP Fest 2021.

Il CICAP è il Comitato Italiano per il Controllo delle Affermazioni sulle Pseudoscienze ed è stato fondato da Piero Angela nel 1989. Da più di 30 anni si sforza di fornire informazioni scientificamente corrette, cercando di contrastare le sempre più numerose *fake news*, bufale e affermazioni pseudoscientifiche che circolano nella nostra società.

Da alcuni anni, al posto dei tradizionali convegni tenuti per molto tempo in diverse città italiane, il CICAP organizza un vero e proprio festival della comunicazione scientifica. Una sorta di numero zero si era tenuto a Cesena nel 2017. Dal 2018 invece il CICAP Fest ha scelto come sede definitiva la città di Padova, in seguito a una proficua collaborazione nata con l'Università patavina, il Comune, la Provincia, la Camera di Commercio, Venicepromex (Agenzia per l'internazionalizzazione), la Regione Veneto e

con il contributo di Fondazione Cassa di Risparmio di Padova e Rovigo.

Dopo un'inedita, ma riuscitissima, esperienza online del 2020 (causa pandemia), quest'anno il CICAP Fest ha potuto finalmente tornare in presenza, sebbene con un rigorosissimo rispetto delle norme antiCovid.

Il tema di questa edizione è stato *“Navigare l'incertezza. Con il dubbio come bussola... per tornare a riveder le stelle”*, con chiaro riferimento alla situazione di emergenza e di incertezza causato dalla pandemia.

Anche se spesso attribuiamo all'incertezza un valore negativo, essa, oltre a essere ineliminabile da ogni ambito della nostra vita, rappresenta il motore propulsivo della scienza e della sua costante evoluzione. La scienza, infatti, produce risposte inevitabilmente provvisorie e costantemente perfezionabili, ma ciò non significa che esse non siano affidabili.

Come ha dichiarato il Prof. Rosario Rizzuto, rettore dell'Università di Padova:

The poster for CICAP Fest 2021 features a dark blue background with a stylized white eye logo at the top center. To the left of the logo are social media icons for YouTube, Facebook, and Instagram, followed by the hashtag #CICAPFEST21. To the right, the text 'PADOVA 3-5 SETTEMBRE' is displayed in yellow and white. Below the logo, the text 'CICAP FEST 2021' is written in white and orange, with the tagline 'Il festival della scienza e della curiosità' underneath. The main title 'NAVIGARE L'INCERTEZZA' is prominently displayed in white on an orange banner. Below it, the subtitle 'CON IL DUBBIO COME BUSSOLA... PER TORNARE A RIVEDER LE STELLE' is written in white. At the bottom right, there is a colorful illustration of a hand holding a magnifying glass over a globe, with various terms like 'SCELTA SOCIAL MEDIA', 'CITTADINANZA MASS MEDIA', 'FALSO', 'TRASPARENZA SCIENZA', 'PSEUDOSCIENZA', 'PROVA', 'TEORIE DEL COMLOTTO', and 'RESPONSABILITÀ VERO' scattered around.

La pandemia, i cui effetti ancora stiamo vivendo, ci ha mostrato con chiarezza come la scienza sia la bussola, proprio per citare il tema del CICAP Fest, che ci guida nell'affrontare l'ignoto, quello che non conosciamo. Grazie alla fiducia nel lavoro di donne e uomini capaci di mettere impegno, competenze e passione, stiamo superando un momento storico che nessuno di noi avrebbe immaginato dover affrontare. E anche il ritorno in presenza del CICAP Fest è un segnale di una ripartenza che vogliamo affrontare con grande accortezza e altrettanta voglia di ritornare alle nostre abitudini. Sono particolarmente felice di vedere come il legame fra Padova e CICAP Fest sia così stretto: una manifestazione importante, in cui la scienza si racconta a tutte e tutti, ha trovato la giusta casa nella città che ha ospitato Galileo negli anni che lui stesso ha definito 'i migliori'.

L'edizione 2021 del CICAP Fest ha visto in programma ben 100 appuntamenti ai quali hanno partecipato oltre 130 relatori. Tra questi spiccano numerosi importanti personaggi del mondo della scienza, della divulgazione e, in generale, della comunicazione. Tanto per citare alcuni nomi, ricordiamo Piero Angela, Paul Bloom, Dominique Brossard, Gianrico Carofiglio, Anne Marthe van der Bles, Rob Brotherton, Francesco Costa, Andrea Crisanti, Francesca Dominici, Gerd Gigerenzer, Valentina Petrini, Pif, Guido Tonelli e Antonella Viola.

Il Festival si è articolato su diversi filoni, tutti accomunati dal tema dell'incertezza. Scienziati, divulgatori, scrittori, filosofi, personaggi del mondo della ricerca, della letteratura, dello spettacolo e della cultura hanno approfondito tematiche legate alla mente, ai complottismi, alla pandemia, ai cambiamenti climatici, all'alimentazione, alla salute, all'uso corretto di numeri e dati e a tanti altri argomenti di interesse scientifico.

Come ha affermato Piero Angela:

Il futuro non solo è incerto, ma non esiste. Non è scritto da nessuna parte come andranno le cose. Gli indovini, dunque, illudono e si illudono. La verità è che il futuro lo prepariamo e lo decidiamo noi con i nostri comportamenti. I futuri possibili sono tanti e molti dipendono dal modo in cui ci comportiamo. Per comportarci in modo corretto, dunque, ci dobbiamo informare e documentare e un appuntamento come il CICAP Fest rappresenta una bellissima occasione per avvicinare le persone alla curiosità e alla scienza.

Molti degli eventi sono stati trasmessi anche online, dando la possibilità di seguire gli interventi sia alle decine di migliaia di persone che si sono collegate da casa, sia ai tanti che, pur presenti a Padova, non sono riusciti a entrare nelle sale esaurite. Sui social



Piero Angela

del CICAP si sono raggiunte oltre 100.000 persone, confermando la scelta vincente di proporre un programma ibrido e valorizzando le potenzialità del web sperimentate lo scorso anno.

Oltre all'evento di Padova, dal 25 al 31 ottobre, il CICAP Fest ha organizzato una serie di interventi online dedicati alle scuole e ai docenti. Il cosiddetto CICAP Fest EDU ha visto un'intera settimana di workshop, laboratori e incontri online rivolti ai ragazzi delle scuole e ai docenti. Per questi ultimi la partecipazione è stata riconosciuta ai fini dell'aggiornamento professionale, essendo il CICAP riconosciuto dal Ministero come ente formatore. ■

Margherita Venturi

✉ margherita.venturi@unibo.it

Vincenzo Balzani, professore emerito dell'Università di Bologna, ha ricevuto l'UNESCO-Russia Mendeleev International Prize in the Basic Sciences

L'UNESCO-Russia Mendeleev International Prize in the Basic Sciences, alla sua prima edizione, ha lo scopo di valorizzare il ruolo delle scienze di base per lo sviluppo di società pacifiche e prospere ed è stato creato per favorire il progresso scientifico, la divulgazione scientifica e la cooperazione inter-

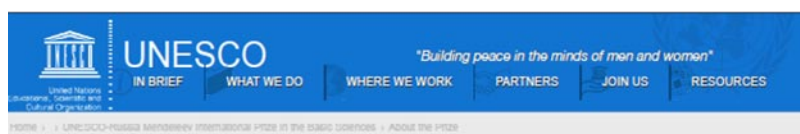
nei display, come fotocatalizzatori nella conversione dell'energia solare e come sonde luminescenti in campo biomedico. Quasi 50 anni fa è stato il primo a formulare un approccio integrato alla scissione dell'acqua in idrogeno ed ossigeno mediante l'azione della luce solare, processo che oggi viene condotto

facendo l'elettrolisi dell'acqua mediante l'energia elettrica fornita dai pannelli fotovoltaici. A partire dagli anni Novanta la sua attività si è focalizzata ancora una volta su un settore innovativo e, cioè, sulla progettazione di dispositivi e macchine a livello molecolare, creando così una nuova disciplina – la “fotochimica supramolecolare” – e dando un contributo chiave allo sviluppo delle nanotecnologie in campo chimico.

Tutto ciò è testimoniato da oltre 500 pubblicazioni, 12 libri e dai molti riconoscimenti che ha ricevuto: è membro dell'Accademia Nazionale dei Lincei e dell'Accademia Nazionale delle Scienze (detta dei XL), è stato insignito di decine di prestigiosi premi nazionali e internazionali, di due lauree honoris causa dalle

Università di Friburgo e Shanghai ed è stato nominato Cavaliere di Gran Croce dell'Ordine al Merito della Repubblica Italiana.

Alla sua straordinaria opera di ricerca, Balzani ha da sempre promosso e insegnato la cooperazione scientifica tra le persone e tra le nazioni, sostenendo che gli scienziati devono uscire dalle loro “torri d'avorio” e parlare apertamente, perché conoscono i problemi e, di conseguenza, hanno una grande responsabilità nei confronti della società. Ha, quindi, impiegato tempo ed energie per stabilire “un dialogo aperto con la società a tutti i livelli” e per decenni



UNESCO-Russia Mendeleev International Prize in the Basic Sciences



nazionale. Data questa premessa miglior scelta la commissione non avrebbe potuto fare.

Vincenzo Balzani è tra i chimici più noti e citati al mondo; nell'ambito della ricerca è sempre stato più avanti del suo tempo, proprio come D. Mendeleev a cui è intitolato il premio e proprio come G. Ciamician che ha dato il nome al dipartimento di Chimica dell'Università di Bologna presso il quale Balzani ha sempre lavorato e del quale ha raccolto l'eredità. Vincenzo è stato, infatti, un pioniere della fotochimica inorganica, razionalizzando il comportamento di molti complessi metallici che oggi vengono largamente impiegati come materiali elettroluminescenti



Una recente fotografia di Vincenzo Balzani

ha dedicato alcune ore del programma dei suoi corsi universitari al tema della pace.

Ha inoltre tenuto centinaia di conferenze nelle scuole primarie e secondarie, nelle università e in eventi pubblici di ogni tipo sui temi della scienza, dell'energia, delle risorse e delle responsabilità

morali degli scienziati. Per questa incessante attività ha ricevuto il Premio Internazionale Primo Levi, che “rende onore agli scienziati che promuovono i diritti umani e il dialogo tra la chimica e la società”.

In anni recenti ha poi costituito il gruppo *energia-perlitalia* con lo scopo di stabilire un dialogo aperto e costruttivo fra scienza e politica, sia a livello locale che nazionale, affinché venga riconosciuta l'urgenza della transizione energetica dai combustibili fossili alle energie rinnovabili e l'assurdità di una crescita economica che ignori i limiti fisici del pianeta Terra.

Quindi, come detto all'inizio, scelta migliore non poteva essere fatta; la motivazione della commissione per l'attribuzione del premio recita infatti: *il professor Balzani ha ricevuto l'UNESCO-Russia Mendeleev International Prize in the Basic Sciences per l'impatto duraturo dei suoi eccezionali risultati scientifici nelle scienze chimiche di base e per i suoi sforzi nel promuovere la cooperazione internazionale, l'educazione scientifica e lo sviluppo sostenibile.*

Grazie Vincenzo per questo ulteriore riconoscimento; la chimica italiana ti è profondamente riconoscente, il pianeta ti è profondamente riconoscente e i giovani ti sono profondamente riconoscenti per essere vicino a loro nella lotta verso un mondo migliore.

Da parte di tutti i lettori del *CnS* tantissimi complimenti! ■

€ 12,00

