

“ChimicAmbiente”: esperimento riuscito.

di Valentina Domenici



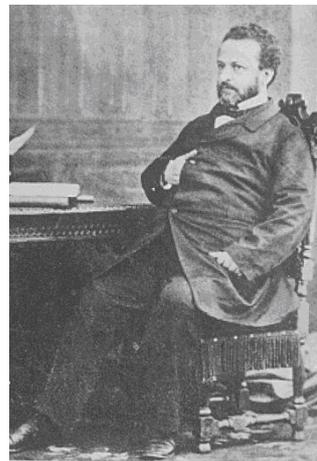
Nel bellissimo contesto di una Villa dei primi del Novecento recentemente restaurata, Villa Celestina, nel cuore della Pineta di Castiglioncello, un tempo “Perla del Tirreno”, si è svolta dal 29 novembre al 2 dicembre la prima edizione della Scuola di Chimica “ChimicAmbiente. Strumenti e metodi di analisi chimica per l’ambiente.” La scuola era indirizzata a giovani laureandi / laureati e giovani chimici di professione, operanti nei laboratori di chimica, pubblici o privati. La novità, e anche uno degli obiettivi della scuola organizzata dal Dipartimento di Chimica e Chimica Industriale dell’università di Pisa e fortemente voluta dall’amministrazione comunale di Rosignano, consisteva nel favorire un momento di formazione e insieme di scambio tra mondo accademico e mondo del lavoro.

Durante le prime giornate, una quindicina tra studenti e giovani lavoratori hanno potuto seguire lezioni e seminari tenuti da docenti universitari e da professionisti della consulenza chimico-ambientale, dell’accreditamento e delle normative. Nei successivi due giorni, lezioni ed esercitazioni si sono susseguite con la partecipazione diretta di alcune grandi aziende, come Bruker e Dionex per la produzione di strumenti di analisi chimica, e di industrie, come Solvay, che hanno contribuito con la presentazione di prodotti, tecnologie e strumenti, in una sorta di workshop. Il format della scuola prevedeva anche una visita alla Mostra di Chimica allestita al Museo di Storia Naturale di Rosignano seguita da una Tavola Rotonda aperta alla cittadinanza su “Chimica e Territorio”. L’incontro tra i relatori e gli studenti della scuola, culminato con una vivace discussione su tematiche molto concrete legate allo sviluppo del territorio e alla chimica sostenibile è stata certamente un’esperienza formativa importante, degna conclusione di una settimana molto particolare.

Una mattina in ricordo dei chimici pisani

di Valentina Domenici

E’ stata una mattina particolare quella del 25 novembre scorso al Dipartimento di Chimica e Chimica Industriale dell’Università di Pisa. Studenti e docenti hanno commemorato il padre della Scuola Chimica Pisana, Raffaele Piria, scienziato e patriota, ma soprattutto guida e maestro ispiratore di un nutrito gruppo di studenti, tra cui i futuri pilastri della Chimica Italiana, da Cesare Bertagnini a Stanislao Cannizzaro. Come ha ricordato il Direttore del Dipartimento, Prof. Carlo Alberto Veracini, Piria era di origini siciliane, e dopo aver studiato medicina all’Università di Napoli approfondì le sue conoscenze di chimica, grazie anche a vari soggiorni all’estero, tra cui al laboratorio di Dumas a Parigi. Chiamato a Pisa nel 1839 per coprire la prima cattedra di chimica, Piria continuò i suoi studi sulla salicina e altri importanti composti. L’influenza di Piria, ricordato anche come uno dei fondatori de *Il Nuovo Cimento*, la prima rivista di chimica in Italia, è stata notevole, come efficacemente descritto dal Prof. Gianni Fochi, della Scuola Superiore Normale, nel suo intervento sui grandi Chimici Pisani, da Raffaele Piria a Piero Pino.



R. Piria

Viaggio tra gli elementi della tavola periodica

Corrado Di Nicola,^{a*} Ivan Timokhin,^b Fabio Marchetti,^b
Riccardo Pettinari,^a Claudio Pettinari^b

^aUniversità degli Studi di Camerino, Scuola del Farmaco e dei Prodotti della Salute,
Via S. Agostino n 1, 62032 Camerino (MC) corrado.dinicola@unicam.it

^bUniversità degli Studi di Camerino, Scuola di Scienze e Tecnologie, Divisione di Chimica,
Via S. Agostino n 1, 62032 Camerino (MC)

Riassunto: viene proposto un innovativo percorso didattico, dimostrativo e sperimentale, sulla Tavola Periodica degli elementi per studenti delle scuole secondarie di secondo livello.

Abstract: a novel teaching activity on the Periodic Table of the elements, both with experimental and demonstrative features, has been designed for the second level high school's students.

Introduzione

Questo articolo nasce dal desiderio di raccontare e trasmettere una esperienza didattica svolta presso 25 licei scientifici, nell'ambito delle attività del Piano Lauree Scientifiche di Chimica della regione Marche.[1] Essa consiste in un innovativo percorso didattico-dimostrativo attraverso la tavola periodica degli elementi, da noi organizzato tramite lezione frontale avvalendoci dell'utilizzo di diapositive, filmati ed esperimenti, della durata di circa due ore. Gli incontri didattici sperimentali, rivolti agli studenti del 4° anno del Liceo Scientifico, che si accingono a studiare la chimica per la prima volta, si sono svolti durante l'anno scolastico 2010-2011, riunendo gli studenti di due classi IV in un'aula magna degli Istituti coinvolti, senza la necessità di ricorrere a laboratori chimici.

I campioni dimostrativi delle sostanze elementari e tutta l'apparecchiatura necessaria, limitata al minimo indispensabile, è stata portata da noi e le uniche esigenze, richieste alle scuole, sono state solamente una presa di corrente, un proiettore da collegare al nostro PC portatile ed un tavolo. La strumentazione utilizzata per gli esperimenti è costituita da un sostegno in ferro, alcune pinze da sostegno, un Dewar da 2,5 litri contenente azoto liquido, uno da un litro ed un altro da 500 ml trasparente, contenente ossigeno liquido preparato la sera prima, una pompa da vuoto con tubo di connessione, una piccola torcia a butano portatile ed una scatola contenente tutti i campioni dei vari elementi, da mostrare di volta in volta e far passare tra gli studenti.

Il percorso didattico è nato dal nostro desiderio di mostrare agli studenti gli elementi chimici facendo loro vedere, toccare e verificare le proprietà di campioni reali degli elementi. Elementi che spesso gli studenti hanno sentito nominare o, magari, ne hanno anche studiato le caratteristiche, senza però averli mai visti realmente in forma elementare. In questo percorso didattico, invece, i ragazzi possono apprezzare visivamente le proprietà degli elementi, la lucentezza dei metalli preziosi, mostrati in forma cristallina, sentire nelle proprie mani il peso del tungsteno e confrontarlo con quello del magnesio, comprendendo in modo pratico la differenza di densità tra i metalli, osservare proprietà macroscopiche come il punto di fusione, osservare la reattività dei metalli alcalini ed alcalino terrosi all'aria e con l'acqua, confermando sperimentalmente l'incremento di reattività scendendo lungo i primi gruppi. Gli studenti possono comprendere come le proprietà e l'aspetto degli elementi si modificano man mano che si procede lungo i periodi, passando dai metalli ai metalloidi, fino ai non metalli ed infine ai gas nobili. Essi possono verificare la reattività dell'ossigeno e vedere alcuni elementi in diversi stati di aggregazione (azoto liquido e solido, cloro gassoso, liquido e solido), possono osservare il colore azzurrino dell'ossigeno liquido e tante, tante altre esperienze che permettono agli studenti di associare ad ogni elemento una immagine e/o una sensazione tattile, e ad ogni concetto di chimica un esperimento e/o una dimostrazione.

Il percorso proposto inizia in modo molto naturale, mostrando solo aspetti macroscopici che gli studenti possono comprendere in maniera diretta, osservando e anche toccando i vari elementi. Iniziamo dal primo gruppo della tavola periodica, facendo passare tra gli studenti piccoli campioni di tutti gli elementi del primo gruppo, contenuti in ampolle sottovuoto. Attraverso degli esperimenti dimostriamo l'alta reattività di questi elementi, facendo notare come questa si modifica scendendo lungo il gruppo. Poi passiamo ai metalli del secondo gruppo, con campioni di berillio e magnesio che vengono fatti passare tra gli studenti in forma di blocchetto di berillio e cilindro di magnesio senza protezione dall'aria (ma il blocchetto di berillio dentro una busta di plastica trasparente, per evitare il contatto con le mani) mentre gli altri vengono presentati in ampolle sottovuoto. I ragazzi possono in tal modo verificare direttamente la leggerezza di questi campioni, aventi tutti densità molto basse. Di seguito ci muoviamo lungo i periodi, mostrando campioni di metalli di transizione, spiegando di volta in volta altre proprietà macroscopiche come la robustezza, la tossicità, la conducibilità termica ed elettrica, il punto di fusione, ecc., associando ad ogni proprietà macroscopica eventuali utilizzi pratici degli elementi, con continui riferimenti ai materiali e dispositivi che ci circondano nella vita di tutti i giorni. Passiamo poi a mostrare i metalloidi parlando delle loro proprietà macroscopiche ed applicazioni.

Nel descrivere i non metalli iniziamo dal carbonio, ma questa volta anziché mostrare un solo campione, come abbiamo fatto finora con tutti gli altri elementi, mostriamo due campioni, grafite e diamanti, con proprietà macroscopiche completamente diverse. A questo punto si stimola nella mente dei ragazzi una domanda: come mai la grafite ed il diamante sono così diversi pur essendo costituiti da atomi dello stesso elemento? L'unica spiegazione logica può essere cercata nel livello microscopico, infatti i ragazzi sembrano comprendere facilmente che gli stessi atomi di carbonio siano disposti in modo diverso nella grafite rispetto al diamante. Da questo momento in poi ci si può avvalere anche del livello microscopico di interpretazione ed apprendimento della chimica, non solo di quello macroscopico. Attraverso successivi filmati ed esperimenti forniamo agli studenti una chiave di lettura microscopica, utile ad interpretare i fenomeni macroscopici che osservano, come ad esempio:

- ◆ Perché la grafite scrive ed il diamante no?
- ◆ Perché i bottoni dell'esercito di napoleone andarono in frantumi durante la campagna di Russia?
- ◆ Perché è difficile spegnere la fiamma del fosforo che brucia?
- ◆ Perché lo zolfo plastico è elastico?

Il percorso didattico arriva quindi ai gas nobili, contenuti in tubi a forma del simbolo dell'elemento che, tramite corrente elettrica, ci permettono di mostrare lo spettro di emissione, e quindi il colore, caratteristico di tali elementi. Il percorso si conclude mostrando agli studenti dei campioni di lantanidi ed illustrandone le loro proprietà magnetiche e di luminescenza.

Riportiamo di seguito in modo dettagliato il suddetto percorso, così come viene proposto agli studenti, indicando i concetti, gli aneddoti storici, le diapositive, i filmati,[2] le caratteristiche e le reazioni vere e proprie degli elementi mostrate agli studenti.

1. INTRODUZIONE ALLA TAVOLA PERIODICA

1.1. La tavola periodica

Nella tavola periodica sono classificati tutti gli elementi presenti in natura e gli elementi artificiali sinora prodotti dall'uomo. Tutta la materia che ci circonda e di cui siamo fatti, è costituita da atomi degli elementi e da molecole formate dalla combinazione di due o più atomi degli elementi.

La prima tavola periodica proposta da Mendeleev nasceva da una esigenza didattica, infatti egli cercava il modo più semplice e sistematico per spiegare ai suoi studenti le caratteristiche degli elementi noti a quel tempo.

La tavola periodica è stata considerata dalla comunità scientifica mondiale "l'icona del XX secolo": essa è stata paragonata alla Stele di Rosetta e Mendeleev a Champollion (Figura 1).[3] Infatti come la stele di Rosetta fornì la chiave di lettura per la comprensione dei geroglifici, dando la possibilità di studiare e comprendere la storia degli antichi egizi, così la tavola periodica ha fornito la chiave di lettura per comprendere ed interpretare l'universo.

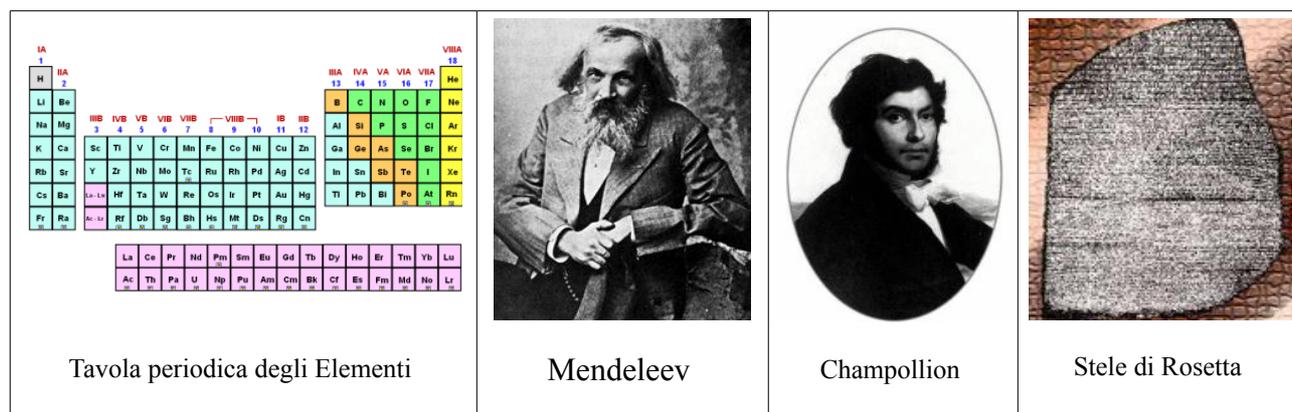


Figura 1. Mendeleev e Champollion

2. METALLI ALCALINI ED ALCALINO TERROSI

2.1. Primo gruppo metalli alcalini: Li, Na, K, Rb, Cs, Fr.

I metalli del primo gruppo sono estremamente reattivi, per questo motivo vanno conservati al riparo dall'aria, in ampole sotto vuoto o in liquidi inerti come oli minerali o paraffine. Mostriamo agli studenti piccoli campioni degli elementi alcalini, tranne il francio, in ampole sigillate sotto vuoto, in cui conservano la tipica lucentezza metallica (Figura 2). Inoltre, per il litio, mostriamo anche l'aspetto di un campione esposto all'aria, che si presenta opaco.



Figura 2. Gli elementi del primo gruppo. Metalli alcalini.

2.1.1. Reattività e proprietà meccaniche

Tutti i metalli del primo gruppo, esposti all'aria, reagiscono immediatamente con l'ossigeno e l'umidità dell'aria ricoprendosi velocemente di una patina di ossidi, idrossidi ed in alcuni casi anche di perossidi. Tutti i metalli alcalini sono morbidi e si tagliano facilmente con un coltello.

Esperimento 1. Esposizione del sodio all'aria.

Per mostrare la morbidezza del sodio e la sua reattività con l'aria, ne preleviamo un pezzetto e lo tagliamo con un coltello. Facciamo notare come la superficie appena tagliata presenta la tipica lucentezza metallica, ma dopo pochi secondi essa inizia a divenire progressivamente sempre più opaca, fino a ricoprirsi di una patina bianco grigiastra di ossidi ed idrossidi di sodio, poiché l'ossigeno e l'umidità presenti nell'aria reagiscono velocemente con la superficie appena esposta.

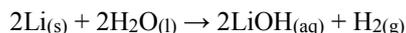
2.1.2. Reattività in acqua

Esperimento 2. Reazione del litio con acqua.

Iniziamo a mostrare la reattività con l'acqua del meno reattivo dei metalli alcalini, il litio. Preleviamo un pezzetto di litio e lo mettiamo in un becher contenente acqua. Cosa si osserva?

- ♦ il pezzetto di litio galleggia, questo ci conferma che si tratta di un metallo con densità inferiore a quella dell'acqua (come già detto 0,53 g/ml);
- ♦ inizia una effervescenza intorno al pezzetto di litio, che nel giro di circa un minuto si dissolve lasciando la soluzione limpida.

La reazione del litio con l'acqua è la seguente:



Si tratta di una reazione esotermica, cioè si libera energia sotto forma di calore che fa riscaldare l'acqua. Da questa reazione si produce idrogeno, un gas molto leggero ed infiammabile che è la causa dell'effervescenza osservata nell'**esperimento 2**. Il secondo prodotto che si ottiene è l'idrossido di litio, una sostanza solubile in acqua con carattere basico. Possiamo confermare ciò aggiungendo all'acqua qualche goccia di un indicatore come la fenoltaleina: inizialmente non si osserva alcuna colorazione ma, dopo l'aggiunta di litio metallico e la sua reazione con l'acqua, la soluzione risultante assume una colorazione viola.

Esperimento 3: Reazione del sodio con acqua.

Preleviamo un pezzetto di sodio abbastanza piccolo, in modo da evitare che si inneschi la combustione dell'idrogeno che si andrà a sviluppare, ponendolo in un becher contenente acqua. Questa volta sistemiamo il becher dietro una lastra di vetro, per permettere agli studenti di vedere l'esperimento ed essere allo stesso tempo protetti da eventuali piccole esplosioni. Cosa si osserva?

- ♦ il pezzetto di sodio galleggia, questo ci conferma che anche il sodio ha densità inferiore a quella dell'acqua (0,9 g/ml).
- ♦ inizia una effervescenza intorno al pezzetto di sodio che lo porta a spostarsi freneticamente sulla superficie dell'acqua, spinto dal gas idrogeno che libera. La reazione è visibilmente più vigorosa rispetto a quella del litio, a conferma di quanto detto prima sull'aumento della reattività scendendo lungo il primo gruppo. ed in un tempo molto più breve il sodio si trasforma in NaOH solubile.
- ♦ il pezzetto di sodio assume forma sferica, perché passa allo stato liquido. Infatti l'esotermicità della reazione è sufficiente a superare i 98 °C, corrispondenti al punto di fusione del sodio.

Esperimento 4: Reazione del potassio con acqua.

Preleviamo un pezzetto di potassio molto piccolo (poiché altamente reattivo) e lo mettiamo in un becher contenente acqua. Cosa osserviamo?

- ♦ Anche il potassio (densità 0,8 g/ml) galleggia, ma la reazione è talmente vigorosa ed esotermica da provocare l'immediata combustione dell'idrogeno generato, infatti si osserva una fiamma rossastra che segue il pezzetto di potassio che scoppietta durante la rapida reazione. Gli studenti possono visibilmente rendersi conto di come la reattività dei metalli del primo gruppo aumenti man mano che si scende lungo il gruppo.

2.1.2.1. Rubidio e Cesio

A questo punto appare evidente che provare la stessa reazione con il rubidio e il cesio sarebbe troppo pericoloso, per via della elevatissima reattività che condurrebbe ad una reazione talmente veloce ed esotermica da divenire esplosiva.

2.1.2.2. Francio

Il francio è un elemento estremamente raro in natura (15 g nel primo km di crosta terrestre), infatti i suoi isotopi sono tutti radioattivi, con tempi di dimezzamento molto brevi. La piccola quantità presente sulla crosta terrestre si forma per decadimento radioattivo del raro isotopo ^{227}Ac nella serie dell'isotopo ^{235}U . Per questo motivo il francio fu scoperto solo nel 1939, grazie al lavoro svolto da Marguerite Perey, che diede il nome "francio" all'elemento in onore della sua terra di origine. Ecco quindi spiegato perché non possiamo mostrare ai ragazzi alcun campione di francio.

2.2. Secondo gruppo metalli alcalino terrosi: Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra.

La reattività dei metalli del secondo gruppo all'aria è minore rispetto a quella dei metalli alcalini, ma anche in questo caso osserviamo un aumento della reattività man mano che scendiamo lungo il gruppo.



Figura 3. Gli elementi del secondo gruppo. Metalli alcalino terrosi.

2.2.1. Reattività all'aria e proprietà meccaniche

La minore reattività ci permette di mostrare un campione di berillio tranquillamente esposto all'aria (ma all'interno di una busta di plastica trasparente, per evitare il contatto con la pelle), a differenza del litio che veniva mostrato in una ampolla sigillata sotto vuoto. È possibile apprezzare la notevole leggerezza del berillio (densità: 1,85 g/ml). A differenza dei metalli del primo gruppo, che sono tutti morbidi, i metalli del secondo gruppo sono più duri. In particolare il berillio risulta essere molto robusto e resistente a sforzi meccanici, più dell'alluminio, rispetto al quale è anche molto più leggero (Figura 3). Scendendo lungo il gruppo la robustezza va diminuendo, infatti il magnesio, il calcio, lo stronzio ed il bario sono metalli più morbidi rispetto al berillio, anche se comunque più duri dei corrispondenti metalli del primo gruppo. Mostriamo poi il calcio sia in forma cristallina lucente, conservato sotto vuoto, sia in forma granulare ed espo-

Viaggio tra gli elementi della tavola periodica

sto all'aria. Quest'ultimo presenta una colorazione bianco grigiastro, dovuta agli ossidi ed idrossidi che si formano per reazione con l'ossigeno, ma la reazione è molto lenta e gli ossidi tendono a rimanere aderenti alla superficie, proteggendo il calcio metallico dall'ulteriore ossidazione ad opera dell'aria. Questo ci consente di conservare il calcio in granuli senza particolari precauzioni.

Riguardo alle proprietà meccaniche del berillio abbiamo detto che esso è molto robusto e al contempo molto leggero. Allora perché non usiamo questo metallo per costruire aerei e navicelle spaziali che debbono essere robuste ma nello stesso tempo leggere? Purtroppo non possiamo utilizzare il berillio per due motivi: esso è molto più costoso del titanio e dell'alluminio ed anche estremamente tossico per il corpo umano.

La tossicità del berillio dipende essenzialmente dal fatto che è molto simile, dal punto di vista chimico, al magnesio ed al calcio (facendo parte dello stesso gruppo), i quali sono elementi essenziali per la vita. Quando il berillio viene assunto dal corpo umano esso viene scambiato per magnesio o calcio, in virtù della somiglianza chimica, ed il corpo umano lo utilizza per realizzare metallo enzimi che poi, però, non funzionano. Ciò si traduce in una tossicità per l'uomo. È come dire che il corpo viene ingannato dal berillio.

Una situazione simile si verifica anche per il cadmio ed il mercurio che, come sappiamo, sono molto tossici. Infatti anche in questo caso cadmio e mercurio fanno parte dello stesso gruppo dello zinco, che è invece un elemento fondamentale per la vita e presente in molti enzimi.

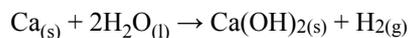
2.2.2. Reattività in acqua

Esperimento 5. Reazione del calcio con acqua.

Per confermare la minore reattività con l'acqua dei metalli del secondo gruppo, mettiamo alcuni pezzetti di calcio granulare in un becher contenente acqua. Cosa si osserva?

- ♦ i granuli di calcio vanno a fondo. Il calcio, infatti, ha una densità maggiore di quella dell'acqua (1,55 g/ml). A differenza di litio, sodio e potassio, che erano tutti meno densi dell'acqua, i metalli del secondo gruppo sono tutti più densi e quindi vanno a fondo.
- ♦ immediatamente si osserva una lieve effervescenza, dovuta alla produzione di idrogeno gassoso, ma in questo caso la reazione è molto blanda.
- ♦ la soluzione di reazione diventa progressivamente torbida e si osserva la formazione di un precipitato bianco.

Anche in questo caso la reazione libera idrogeno gassoso, con formazione di idrossido di calcio che precipita come polvere bianca e si deposita lentamente sul fondo del becher, secondo la seguente equazione chimica:



La reazione che si osserva è quindi simile a quella già vista per i metalli del primo gruppo, ma questa volta la soluzione di reazione presenta un precipitato bianco, dovuto all'idrossido di calcio. Esso è poco solubile e quindi precipita dalla soluzione rendendosi visibile. Tale composto è noto anche con il nome comune di "calce" e viene impiegato nell'edilizia per realizzare le malte ed i cementi. La calce era nota già ai Fenici, che la usavano come materiale da costruzione. Viene anche chiamata "calce spenta" per distinguerla dalla "calce viva" o ossido di calcio (CaO), che viene invece impiegato per ripulire e disinfettare gli ambienti, ed era ottenuta dal trattamento ad alta temperatura del carbonato di calcio (rocce calcaree), che decompone liberando anidride carbonica:



Esperimento 6. Raccolta di un gas sull'acqua.

Successivamente ripetiamo la reazione tra acqua e calcio ma questa volta utilizzando un sistema di raccolta dei gas sull'acqua (Figura 4), al fine di catturare l'idrogeno che si libera dalla reazione.

-Aneddoto storico- [4]

Tale sistema di raccolta dei gas sull'acqua fu ideato nel 1726 da Stephen Hales, un reverendo inglese studioso di botanica, chimica, anatomia e teologia. Grazie a questo metodo era finalmente possibile catturare i gas prodotti da una reazione chimica per studiarli. Joseph Priestley, un altro parroco inglese, aveva la chiesa vicino ad una fabbrica di birra e disponeva di grosse quantità di anidride carbonica proveniente dalla fermentazione. Egli si accorse che, raccogliendo la CO₂ sull'acqua con il metodo precedentemente sviluppato da Hales, una parte di essa si scioglieva in acqua, e bevendo quest'acqua notò una piacevole sensazione frizzante. Priestley aveva creato la prima acqua gassata artificiale, per questo motivo viene definito anche il padre delle bevande gassate. Priestley cominciò quindi a studiare in modo approfondito tutti i gas che riuscì ad ottenere da diverse reazioni chimiche, utilizzando anche il mercurio come liquido di raccolta dei gas quando questi erano solubili in acqua.

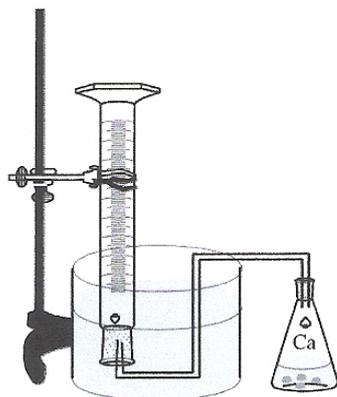


Figura 4. Sistema di raccolta dei gas sull'acqua.



Stephen Hales
1677-1761



Joseph Priestley
1733-1804

Figura 5. Stephen Hales e Joseph Priestley, al centro una stampa dell'epoca che illustra la tecnica di raccolta dei gas sull'acqua, i gas raccolti sono quelli generati da una reazione di combustione.

Alla fine della reazione dell'esperimento 6 il cilindro capovolto è pieno di idrogeno, mentre la soluzione di reazione presenta un precipitato bianco di idrossido di calcio. A questo punto chiediamo agli studenti: "come possiamo dimostrare che nel cilindro ci sia effettivamente idrogeno?" Qualche studente azzarda l'ipotesi di far bruciare l'idrogeno visto che è un gas combustibile. Procediamo quindi a prelevare il cilindro spiegando che l'idrogeno è un gas molto leggero, per questo motivo esso rimane imprigionato nella parte alta del cilindro finché lo teniamo capovolto. Quindi lo ruotiamo lentamente indirizzando l'apertura verso l'alto e, avvicinando la fiamma di un accendino all'imboccatura del cilindro, si osserva una piccola esplosione, che appare più come un fischio generato dalla veloce espansione del vapore acqueo prodotto dalla combustione. Sfruttiamo l'occasione per parlare delle proprietà di questo gas così leggero e per raccontare qualche aneddoto storico.

-Aneddoto storico- [5]

L'idrogeno ha il record di densità più bassa tra tutti i gas, solo 0,089 g/l (in condizioni standard) più di dodici volte più leggero di un ugual volume di aria. Una densità così bassa lo rendeva ideale per realizzare dirigibili che si sostengono proprio grazie alla differenza di densità tra l'aria ed il gas che riempie il dirigibile. I primi dirigibili realizzati venivano riempiti con idrogeno gassoso, ottenendo ottime prestazioni, ma gli ideatori avevano sottovalutato la pericolosità di questo gas, il quale in miscela con l'ossigeno può generare la cosiddetta "miscela tonante", che esplose molto facilmente. Nel 1937 l'Hindenburg, un dirigibile americano, stava attraccando al pilone di ormeggio della Stazione Aeronavale di Lakehurst, nel New Jersey, quando improvvisamente si osservarono alcune fiamme nella parte alta del dirigibile e nel giro di soli 34 secondi l'intero dirigibile fu distrutto dalle fiamme.

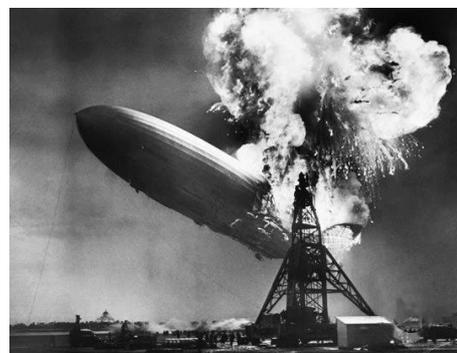
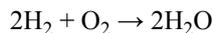


Figura 6. Foto dell'incidente dell'Hindenburg.

Viaggio tra gli elementi della tavola periodica

La combustione dell'idrogeno non è altro che la reazione chimica dell'idrogeno con l'ossigeno dell'aria. Tale reazione genera solo acqua come unico prodotto e molto calore:



Questo rende l'idrogeno un combustibile perfetto dal punto di vista ecologico. Per questo motivo oggi si stanno concentrando notevoli sforzi per realizzare automobili ad idrogeno che, dai tubi di scappamento, libererebbero nell'aria solo vapore acqueo. Molto probabilmente in futuro avremo una economia basata sull'idrogeno e non più sul petrolio. L'idrogeno gassoso non è però una risorsa presente in natura, per questo motivo deve essere generato dai derivati che lo contengono. Questo rende l'idrogeno un vettore energetico e non una fonte energetica, ma esistono già oggi sistemi molto semplici per generare idrogeno, ad esempio tramite l'idrolisi dell'acqua realizzata con energia elettrica proveniente da fonti rinnovabili come il fotovoltaico.

3. I METALLI DI TRANSIZIONE

3.1. Reattività e proprietà

Iniziamo ora a mostrare alcuni campioni degli elementi di transizione, facendo notare che per questi metalli non abbiamo bisogno di particolari precauzioni per proteggerli dall'aria e dall'umidità, in quanto essi sono molto stabili ed in molti casi anche resistenti. Lo **scandio** è un metallo molto leggero (densità 3.0 g/ml) ed estremamente robusto (Figura 7), più robusto del **titanio** ed anche più leggero, purtroppo però è un metallo molto costoso perché abbastanza raro. Per questo motivo le sue applicazioni sono limitate all'uso in piccole quantità, in leghe con alluminio o titanio molto resistenti e leggere.



Figura 7. Campione di scandio cristallino ottenuto per distillazione.

A seconda delle proprietà meccaniche e della densità, i metalli possono essere utilizzati nell'industria aerospaziale, in cui sono necessari materiali resistenti ma allo stesso tempo leggeri come l'alluminio, il quale però viene spesso utilizzato in lega con altri metalli, poiché in forma pura non è molto resistente a sforzi meccanici. Leghe a base di alluminio vengono anche utilizzate per la costruzione dei cerchi in lega delle automobili e per i telai delle mountain bikes (Figura 8).



Figura 8. Oggetti realizzati in alluminio o leghe di alluminio.

3.1.2. La densità dei metalli

Facciamo passare tra gli studenti due cilindri di uguale volume. Il primo è fatto di **tungsteno** ed il secondo di **magnesio** (Figura 9). I ragazzi possono apprezzare che, a parità di volume, c'è una enorme differenza di peso, infatti il cilindro di tungsteno pesa circa un chilogrammo, mentre quello di magnesio appena 90 grammi. Il tungsteno è infatti circa 11 volte più denso del magnesio e ben 38 volte più denso del litio. Successivamente mostriamo due campioni di ugual peso (1 g) contenuti in delle ampolle, uno costituito di tungsteno e l'altro di litio. I ragazzi possono notare come, a parità di peso, il volume occupato dal litio è molto maggiore in virtù della sua bassa densità.



Figura 9. A sinistra due cilindri di tungsteno e magnesio di uguale volume, mentre a destra due campioni di litio e tungsteno di ugual peso (1 g).

Il tungsteno non è comunque l'elemento più denso, infatti questo record spetta all'osmio, il quale ha una densità di 22,6 g/ml, seguito subito dopo dall'iridio, con densità di 22,5 g/ml. Facciamo passare tra gli studenti due campioni di osmio ed iridio (Figura 10).



Figura 10. Campione di osmio a sinistra, campione di iridio a destra.

Il **titanio** è un elemento con bassa densità (densità 4,5 g/ml) ed elevata robustezza. Questo lo rende utile nell'industria aerospaziale. Il titanio presenta anche un'altra notevole caratteristica: esso risulta compatibile con i tessuti ossei, ecco perché viene utilizzato per costruire protesi ossee. Mostriamo perciò agli studenti una protesi ossea in titanio (Figura 11). Il titanio possiede una densità paragonabile a quella delle ossa umane, ed inoltre si passiva coprendosi di uno strato di ossido di titanio, che rimane perfettamente aderente alla superficie del metallo. Questa pellicola protettiva riduce notevolmente la reattività del metallo, inibendo fenomeni di rigetto da parte del sistema immunitario.

Il **mercurio**, l'unico metallo che si presenta allo stato liquido a temperatura ambiente, ha una densità molto elevata (densità = 13,5 g/ml), quasi il doppio della densità del ferro (densità = 7,8 g/ml), infatti facciamo osservare agli studenti che un bullone di ferro galleggia sul mercurio (Figura 12). Al contrario, possiamo dimostrare che un pezzetto di platino (densità = 21,4 g/ml) affonda perché la sua densità è maggiore di quella del mercurio. Anche l'oro, con una densità di 19,3 g/ml, affonda nel mercurio liquido, ma non possiamo fare la prova perché l'oro è "solubile" nel mercurio e forma una amalgama.



Figura 11. Protesi ossea realizzata in titanio.



Figura 12. Bullone in ferro che galleggia sul mercurio.

3.1.3. I metalli preziosi: oro, platino, argento, osmio, rutenio, palladio

Passiamo ora a mostrare i metalli più stabili della tavola periodica, i quali si presentano tutti lucidi e brillanti, proprio perché, essendo molto stabili, non reagiscono con l'ossigeno dell'aria e non si ricoprono di ossidi. Per questo motivo possiamo osservare la lucentezza tipica dei metalli. Infatti, reperti costituiti di oro si ritrovano dopo migliaia di anni perfettamente inalterati e lucidi, a differenza dei reperti in ferro che si ritrovano spesso fortemente deteriorati a causa della formazione degli ossidi di ferro. Anche l'osmio è molto stabile, esso inizia a reagire con l'ossigeno dell'aria solo a temperature superiori a 400 °C.



Figura 13. Alcuni dei metalli preziosi in forma cristallina.

Mostriamo a questo punto i cosiddetti metalli nobili o preziosi (platino, palladio, oro, rutenio, rodio, argento) in forma cristallina (Figura 13) ottenuti nei nostri laboratori tramite il metodo del trasporto di vapore chimico (Figura 14): è un processo di purificazione e cristallizzazione di solidi non volatili, che vengono trasformati in loro derivati volatili grazie alla reazione di un agente ossidante come il cloro gassoso, presente all'interno di un reattore in vetro pirex riscaldato in un forno. Tra l'entrata e l'uscita del reattore viene stabilito un gradiente di temperatura ed il metallo impuro,

Viaggio tra gli elementi della tavola periodica

sotto forma di polvere, viene posto nella parte a temperatura inferiore: qui esso reagisce con il cloro formando il cloruro volatile, che diffonde verso la parte del reattore posta a temperatura superiore, dove decompone rilasciando il metallo in forma cristallina molto pura.

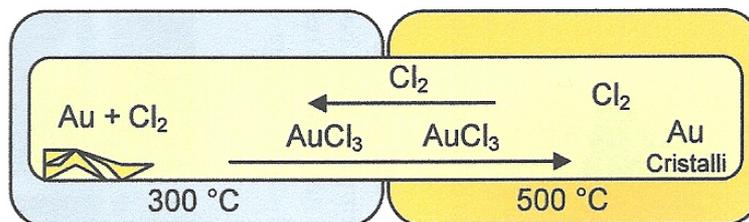


Figura 14. Rappresentazione schematica del sistema di cristallizzazione con trasporto di vapore chimico.

Questi metalli sono anche tra i più costosi e da sempre l'uomo li ha considerati preziosi, probabilmente anche in virtù della loro alta stabilità, lucentezza e bellezza. L'oro è il più duttile dei metalli e può essere modellato in fogli sottilissimi, fino a 400 volte più sottili di un capello umano.

L'oro, il rame e l'osmio si distinguono dagli altri metalli per la loro particolare colorazione, gialla, rossa e grigio-azzurra, rispettivamente. Gli altri metalli, che apparentemente sembrano avere lo stesso colore (ad esempio i cristalli di rutenio, palladio, platino e argento), se visti l'uno accanto all'altro mostrano invece evidenti differenze nella gradazione delle tonalità argentee. Nella figura 13 si può notare come l'argento sia il più chiaro di tutti, con una lucentezza quasi bianca, mentre il rutenio e il platino sono un po' più scuri.

3.1.4. Il punto di fusione

Esperimento 7. I cucchiaini di gallio.

Questo esperimento serve ad introdurre un'altra importante proprietà macroscopica degli elementi, il loro punto di fusione. L'esperimento si svolge con la scusa di voler fare una piccola pausa per prendere un tè caldo. Tiriamo fuori dal taschino del camice un cucchiaino ed iniziamo a mescolare il tè. Gli studenti rimangono stupiti nell'osservare che il cucchiaino inizia a fondere. Tiriamo fuori un altro cucchiaino ed anche questo, al contatto con il tè caldo, diventa inesorabilmente liquido e va a depositarsi sul fondo del bicchiere trasparente (Figura 15). Gli studenti appaiono stupefatti ed incuriositi e fanno molte domande, spesso anche sulla natura del tè, "forse non è tè, magari è acido solforico" suggerisce qualcuno, ma la tesi non regge nel momento in cui ne sorseggiamo un po'. A questo punto facciamo vedere altri cucchiaini dello stesso tipo: essi non sono finti, sono fatti di vero metallo, presentano la tipica lucentezza metallica ed anche il tintinnio è quello tipico di un metallo. Approfittiamo quindi per parlare del punto di fusione dei metalli e di come questo possa avere valori anche molto diversi da un metallo all'altro. Infine sveliamo il trucco: i cucchiaini utilizzati sono fatti di un metallo con punto di fusione molto basso, appena 29,8 °C. Si tratta del **gallio**. Appare quindi chiaro adesso il comportamento dei cucchiaini: infatti il tè caldo, con una temperatura di circa 40-45 °C, era ben al di sopra del punto di fusione di questo metallo.



Figura 15. A sinistra, cucchiaino di gallio realizzato tramite stampo nei nostri laboratori. Al centro, cucchiaino di gallio che fonde mentre si mescola un tè caldo. A destra, cubetto di gallio che fonde grazie al calore corporeo.

Proseguiamo quindi spiegando che anche il calore corporeo è sufficiente a far fondere questo metallo, per questo motivo raccomandiamo agli studenti di passare velocemente i cucchiaini e di non tenerli troppo tempo in mano. Anche altri metalli presentano punti di fusione relativamente bassi, ad esempio tutti i metalli alcalini: litio 181°C, sodio 98°C, potassio 63°C, rubidio 39°C ed il cesio, che ha un punto di fusione più basso di quello del gallio, soli 28°C. Il record di metallo con punto di fusione più basso spetta però al mercurio. Esso si presenta liquido a temperatura ambiente poiché ha un punto di fusione di -38°C. Al contrario, il tungsteno è il metallo che presenta il più alto punto di fusione (3410 °C) e questo lo rende particolarmente utile in applicazioni e dispositivi destinati a raggiungere temperature elevate.

Di solito i ragazzi ricordano immediatamente l'impiego del tungsteno nella fabbricazione dei filamenti delle vecchie lampadine ad incandescenza, in cui il filamento raggiungeva temperature vicine ai 2000 °C. Il gallio ha un basso punto di fusione ma un alto punto di ebollizione (2403°C), molto più alto di quello del mercurio (356°C). Per questo motivo il gallio viene impiegato nella realizzazione di termometri in grado di misurare temperature molto elevate, anche superiori ai mille gradi centigradi.

4. SEMIMETALLI O METALLOIDI

4.1. Reattività, proprietà ed applicazioni

4.1.1. Il silicio

Come esempio di semimetallo mostriamo due campioni di **silicio** (Figura 16). Il primo campione è un cubo di silicio policristallino con lato 4 cm e gli studenti possono apprezzare la diversa riflessione della luce sulle facce, dovuta appunto alla natura policristallina, ed il suo peso relativamente basso (infatti il silicio ha una densità di 2,3 g/ml, paragonabile a quella dell'alluminio). Il secondo campione è invece costituito da un cilindro di silicio monocristallino con diametro 18 cm, proveniente dai processi di purificazione industriale, tramite lenta cristallizzazione da silicio fuso (processo Czochralski). Gli studenti possono notare la particolare colorazione grigio-bluastro che comincia a differenziarsi da quella tipica dei metalli.

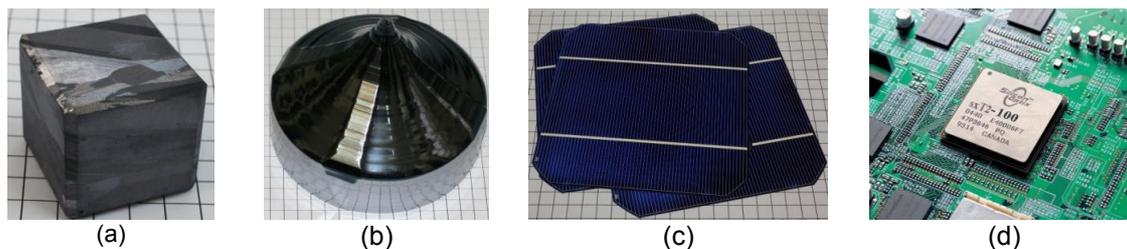


Figura 16. (a) Cubo in silicio policristallino con lato 4 cm. (b) Cilindro di silicio monocristallino con diametro 18 cm ottenuto tramite il processo Czochralski. (c) Celle fotovoltaiche con silicio monocristallino. (d) Scheda elettronica contenente microchip al silicio.

Iniziamo a porre alcune domande del tipo “dove pensate sia possibile trovare il silicio?” in modo da poter parlare del fatto che il silicio è tra gli elementi più abbondanti nella crosta terrestre, largamente disponibile in alcune rocce (silicati) e nella sabbia del mare. Mostriamo anche un campione di quarzo monocristallino. L'ossido di silicio amorfo è il componente principale di tutti i vetri di uso comune.

I semimetalli vengono definiti anche semiconduttori in virtù delle loro particolari proprietà di conduzione elettrica (che aumenta all'aumentare della temperatura). Essi sono alla base della moderna industria microelettronica ed in particolare il silicio è il componente principale dei microchip dei computers. Le CPU dei nostri computer possono funzionare grazie alle particolari proprietà dei semiconduttori opportunamente trattati. Inoltre, l'uso del silicio per la fabbricazione di celle fotovoltaiche è in forte espansione. Infatti dall'assemblaggio di diverse celle fotovoltaiche si ottengono i pannelli solari, in grado di convertire direttamente la luce solare in energia elettrica.

Mostriamo agli studenti una cella fotovoltaica in silicio monocristallino, facendo notare come sia sottile, circa un quarto di millimetro. In questo caso il silicio è dopato con piccole quantità di fosforo. Nella parte superiore si può osservare una piccola griglia di materiale conduttore che raccoglie le cariche elettriche, mentre nella parte sottostante c'è un sottilissimo strato metallico che costituisce l'altro elettrodo (Figura 16(c)). Tali celle fotovoltaiche sono molto fragili e debbono essere disposte in serie o parallelo per raggiungere il voltaggio desiderato e sigillate in lastre di vetro e polimeri plastici a costituire i pannelli solari fotovoltaici.

4.1.1. Il germanio

Come successivo esempio di elemento metalloide mostriamo una lente costituita da germanio purissimo. Il germanio è un semiconduttore con caratteristiche ottiche particolari, per le quali viene impiegato in dispositivi ottici (Figura 17) come componente di rivelatori di infrarossi sensibili ed efficienti (ad esempio i visori notturni ad infrarossi).

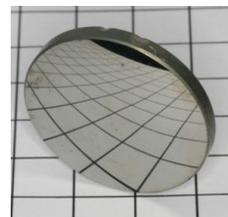


Figura 17. Lente di germanio.

5. NON METALLI

5.1. Il carbonio

Dopo aver visto alcuni esempi di metalloidi passiamo ai non metalli, partendo dal non metallo più importante sotto molti punti di vista, il **carbonio**. Finora abbiamo mostrato sempre un solo campione per ogni elemento, adesso per il **carbonio** mostriamo ai ragazzi due campioni: un pezzo di grafite e dei diamanti (figura 18) facendo loro presente che

Viaggio tra gli elementi della tavola periodica

entrambi i campioni sono costituiti di carbonio purissimo. Eppure le proprietà della grafite sono completamente diverse da quelle del diamante. Infatti la grafite è di colore grigio molto scuro, quasi nero, mentre i diamanti sono incolori. La grafite è molto più morbida del diamante, che invece è considerato il materiale più duro sulla terra. La grafite è un conduttore elettrico (anche se soltanto lungo una specifica direzione) mentre il diamante è un isolante. Come possiamo spiegare proprietà così diverse per campioni costituiti dallo stesso elemento? Se gli atomi presenti nella grafite e nel diamante sono gli stessi, evidentemente questi debbono essere disposti e legati tra loro in modo differente.



Figura 18. A sinistra un campione di grafite con dimensioni 4x4x1 centimetri. A destra alcuni diamanti.

5.1.2. Aspetti microscopici

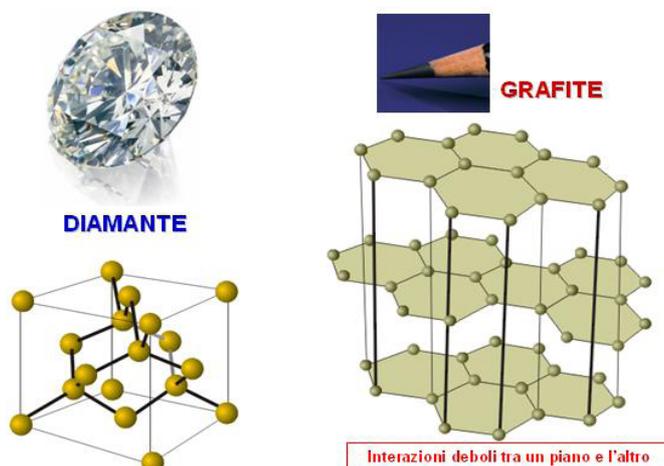
Di fronte a questa problematica sembra ovvio cercare le risposte negli aspetti microscopici. Infatti risulta abbastanza naturale per gli studenti pensare che, se gli atomi presenti nella grafite e nel diamante sono gli stessi, evidentemente essi debbono disporsi e legarsi in modo differente nelle due sostanze. È quindi arrivato il momento di accedere al secondo livello di apprendimento della chimica, quello microscopico.

Fino a questo punto abbiamo discusso ed osservato solo proprietà macroscopiche come densità, punto di fusione, robustezza, reattività con acqua ed aria. Adesso nasce spontaneamente l'esigenza di una interpretazione microscopica, di andare cioè ad osservare e capire come gli stessi atomi di carbonio sono disposti e legati tra loro nella grafite e nel diamante.

Per descrivere gli aspetti microscopici ci avvaliamo dell'uso di un proiettore e del pc per mostrare alcune diapositive.

Diapositiva (1). Grafite e diamante.

Mostriamo agli studenti la seguente diapositiva, che mostra come sono disposti e legati tra loro gli atomi di carbonio nella grafite e nel diamante.



Nel diamante ogni atomo di carbonio è legato ad altri quattro atomi di carbonio, disposti ai vertici di un tetraedro, che a loro volta sono legati ad altri quattro atomi di carbonio e così via. In tal modo si realizza una struttura estremamente robusta, difficile da rompere. L'aspetto microscopico appena indagato per il diamante spiega perché esso è un materiale così duro e resistente.

Osserviamo ora la struttura microscopica della grafite: in questo caso ciascun atomo di carbonio è legato ad altri tre, che a loro volta sono legati ad altri tre atomi di carbonio e così via, tutti su un stesso piano, generando in tal modo degli esagoni adiacenti tra loro che formano piani sovrapposti gli uni agli altri. Le interazioni attrattive tra questi piani sovrapposti sono molto deboli, infatti tali piani possono sfaldarsi e slittare gli uni sugli altri se sottoposti ad una forza di taglio laterale. A questo punto i ragazzi capiscono di avere in mano una chiave di lettura delle proprietà macroscopiche

della grafite, sono infatti in grado di capire perché una matita scrive. La mina della matita costituita di grafite può lasciare un segno sulla carta proprio perché, in seguito alla forza applicata, i piani si sfaldano depositandosi sulla carta. A questo punto i ragazzi possono comprendere che la chimica, attraverso lo studio della struttura microscopica della materia, ci fornisce la **chiave di lettura** del comportamento macroscopico di molte sostanze. Come vedremo in seguito, la chimica ci permette anche di **prevedere** il comportamento macroscopico di alcune sostanze conoscendone le caratteristiche microscopiche. Anche la capacità della grafite di condurre elettricità in una specifica direzione è ora più comprensibile: gli elettroni coinvolti nelle interazioni π tra gli atomi di carbonio sono delocalizzati lungo i piani degli esagoni ed hanno una notevole libertà di movimento nella direzione parallela ai piani. Ciò non è altrettanto vero nella direzione perpendicolare ai piani della grafite.

Chiediamo ora agli studenti se, secondo loro, è più stabile il diamante o la grafite e se è possibile passare dal carbonio in forma di diamante al carbonio in forma di grafite. Mostriamo quindi il seguente filmato.

Filmato (1). Conversione dei diamanti in grafite. (<http://www.tavolaperiodica.unicam.it/006C/video.html>).

Nel filmato viene mostrata la conversione di alcuni piccoli diamanti, posti in una piccola provetta di quarzo, in grafite, in seguito a riscaldamento con una fiamma ossiacetilenica che supera i 1500 °C. Infatti al disopra di 1500 °C il carbonio passa nella sua forma più stabile, la grafite.

A proposito di tale conversione da diamante a grafite possiamo raccontare un aneddoto storico

-Aneddoto storico- [6]

Molti alchimisti credevano che, fondendo piccoli diamanti, fosse possibile ottenerne di più grandi, di valore molto superiore. Ferdinando II d'Asburgo, imperatore d'Austria (1578-1637), volendo rimpinguare le sue casse e disponendo di tanti piccoli diamanti, spese veri tesori in tali prove. Sembra che una volta pose tutti i suoi diamanti, per un valore enorme di 6000 fiorini, in un crogiuolo ed iniziò a scaldarli per un giorno. Poiché non otteneva nessun effetto, aumentò sempre più la temperatura, fino a ritrovarsi con un mucchietto di grafite.

L'errore principale risiedeva nell'aver considerato il carbonio alla stregua di un metallo, per i metalli è infatti possibile fondere insieme pezzetti piccoli per ottenerne uno più grande, ma il diamante è costituito di carbonio ed il carbonio è un non metallo con proprietà estremamente diverse dai metalli.

5.1.2.1. Allotropia

La grafite ed il diamante vengono definiti stati allotropici, o semplicemente allotropi, del carbonio. Gli allotropi si differenziano dal punto di vista microscopico per la diversa disposizione degli atomi e per la diversa forza di legame tra questi. La differente struttura microscopica è quindi la causa delle diverse proprietà macroscopiche manifestate dagli allotropi.

Diapositiva (2). Fullereni e nanotubi.

Con la seguente diapositiva mostriamo anche altri stati allotropici del carbonio, i fullereni e i nanotubi, ed approfittiamo per fare qualche accenno alle nanotecnologie.



Contemporaneamente mostriamo anche un campione di fullerene (Figura 19) da far passare tra gli studenti. Molti altri elementi mostrano stati allotropici e a questo punto facciamo un piccolo passo indietro tornando per un attimo ai metalli ed in particolare allo stagno, che pur facendo parte dello stesso gruppo del carbonio, presenta proprietà decisamente metalliche.



Figura 19. Campione di fullerene C₆₀. Ogni singola unità molecolare è costituita da 60 atomi di carbonio.

Viaggio tra gli elementi della tavola periodica

Lo stagno ha due allotropi, denominati stagno bianco (o beta) e stagno grigio (o alfa) (Figura 20). Lo stagno bianco è stabile a temperatura ambiente ed in particolare sopra i 13 °C, mentre lo stagno grigio è stabile sotto i 13 °C. Questo significa che se poniamo dello stagno bianco a bassa temperatura (ad esempio -20 °C), esso lentamente si trasforma nella forma più stabile a quella temperatura, cioè diventa stagno grigio. Per far comprendere bene questo fenomeno ricorriamo al filmato 2 intitolato la “peste dello stagno”.

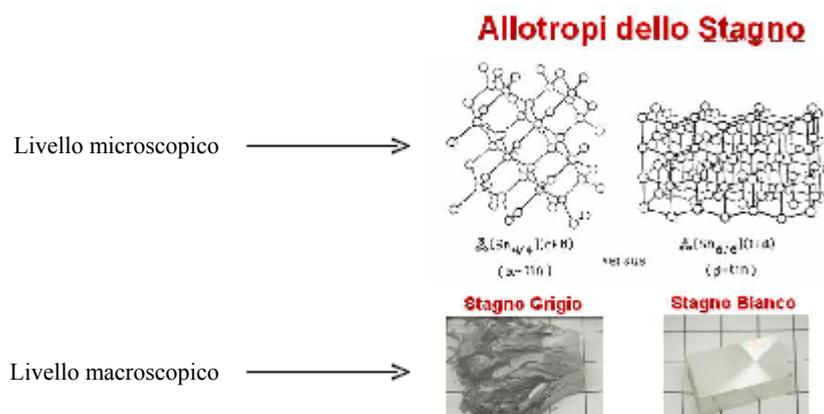


Figura 20. A sinistra campione di stagno bianco. A destra campione di stagno grigio.

Filmato (2). “La peste dello stagno”. (<http://www.tavolaperiodica.unicam.it/050Sn/video.html>)

Il filmato mostra le immagini accelerate (1 secondo = un’ora) di un campione di stagno bianco che, posto a -30 °C, si converte in stagno grigio. Tale conversione comporta una espansione ed una frammentazione del campione. A -30 °C la conversione è completa in circa 24 ore. Per spiegare il fenomeno di espansione del campione durante la conversione ricorriamo alla seguente diapositiva.

Diapositiva (3). Stati allotropici dello stagno.



Ancora una volta il livello microscopico ci fornisce la chiave di lettura per comprendere i comportamenti macroscopici. Infatti, se osserviamo la disposizione degli atomi nello stagno bianco, vediamo che ogni atomo è legato ad altri sei atomi e la struttura risulta molto compatta, con gli atomi molto vicini tra loro. Nello stagno grigio invece ogni atomo si lega soltanto ad altri quattro atomi e la struttura risulta meno compatta, cioè gli atomi sono un po’ più distanti gli uni dagli altri, rispetto a quanto si osserva nella struttura dello stagno bianco. Ora possiamo capire perché durante la conversione da stagno bianco a grigio si verifica un aumento di volume del solido, che lo porta anche a frammentarsi. Infatti, dal punto di vista microscopico, gli atomi dello stagno bianco debbono allontanarsi gli uni dagli altri e questo, dal punto di vista macroscopico, si traduce ovviamente in un aumento di volume e quindi anche in una diminuzione di densità.

A questo punto chiediamo agli studenti “è possibile convertire lo stagno grigio in stagno bianco?”; di solito molti studenti sono convinti che questo sia possibile. La domanda successiva è “come possiamo far avvenire tale conversione?”. Le risposte che vengono dagli studenti sono essenzialmente due:

1) aumentando la temperatura; poiché lo stagno grigio era stato ottenuto a bassa temperatura, scaldando si dovrebbe invertire il processo.

2) costringendo gli atomi a stare più vicini attraverso un aumento della pressione.

Entrambe le risposte sono corrette, ma la risposta più interessante è quella legata all’aumento di pressione, in quanto ciò dimostra che lo studente sta correttamente utilizzando la chiave di lettura microscopica per prevedere come modificare l’aspetto macroscopico dello stagno.

Dopo aver confermato entrambe le risposte, aggiungiamo che in laboratorio abbiamo effettivamente convertito dello stagno grigio in stagno bianco tramite l’uso di una pressa idraulica, portata alla pressione di 5 tonnellate, e mostriamo il cilindro di stagno bianco ottenuto in tal modo.

-Aneddoto storico- [7]

Pochi sanno che, quando Napoleone iniziò la guerra in Russia (Figura 21), i bottoni delle giacche delle divise dell'esercito di Napoleone erano fatti di stagno bianco, che come sappiamo è stabile a temperature non troppo basse. Ma poiché l'inverno si avvicinava e le temperature in Russia scendevano abbondantemente sotto lo zero pian piano i bottoni dell'esercito francese cominciarono a subire la conversione da stagno bianco a stagno grigio. Come abbiamo visto nel filmato (2), questo comporta anche una frammentazione dello stagno. In pratica, i soldati francesi vedevano i loro bottoni andare spontaneamente in frantumi. Non sappiamo quanto questo fatto abbia inciso sull'esito finale della guerra, ma certamente avrà creato qualche disagio ai soldati francesi.



Figura 21. Napoleone Bonaparte.

5.2. Il fosforo

Ritorniamo ora a mostrare i non metalli introducendo il fosforo (dal greco “phos” luce e “fero” portare, cioè portatore di luce), il quale venne isolato per la prima volta nel 1669 dal chimico tedesco Henning Brand che, tentando di distillare i sali residui dell'evaporazione dell'urina, ottenne una sostanza bianca, la quale presentava la strana proprietà di essere luminescente al buio. Da allora la parola “fosforescenza” è stata usata per descrivere il fenomeno di emissione luminosa di alcune sostanze al buio.

Il fosforo presenta tre stati allotropici, denominati fosforo bianco, rosso e nero. Il fosforo bianco ha un punto di fusione molto basso (44 °C), è fortemente reattivo ed esposto all'aria si infiamma spontaneamente. E' anche estremamente tossico e deve quindi essere conservato sotto vuoto o sott'acqua, con la quale non reagisce e non è solubile. Al contrario, il fosforo rosso ha un punto di fusione di circa 600 °C, è molto stabile all'aria e non è tossico. Infatti possiamo far passare tra gli studenti un campione di fosforo rosso tranquillamente esposto all'aria (Figura 22). Il fosforo rosso può però infiammarsi per energico sfregamento, per questo motivo in passato è stato utilizzato per la produzione di fiammiferi. Infine, il fosforo nero si può ottenere riscaldando il fosforo bianco o il fosforo rosso sotto pressioni molto elevate.

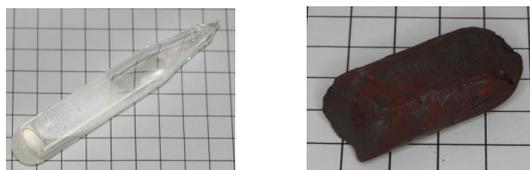
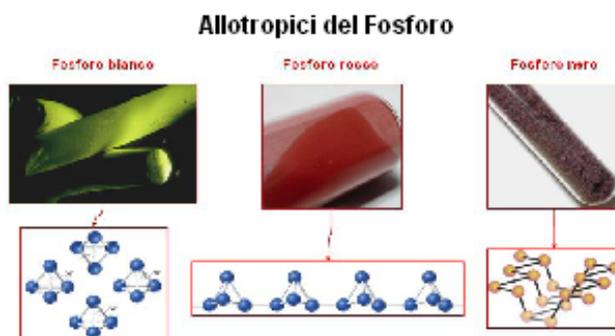


Figura 22. A sinistra fosforo bianco estremamente puro, contenuto in una ampolla sotto vuoto. A destra campione di fosforo rosso esposto all'aria.

Filmato (3). Combustione del fosforo rosso. (<http://www.tavolaperiodica.unicam.it/015P/video.html>).

Il fosforo rosso non si infiamma spontaneamente all'aria, ma può bruciare se si innesca la fiamma con un accendino. Mostriamo ora un filmato in cui un campione di fosforo rosso viene acceso con una fiamma. Subito dopo si spegne la fiamma coprendola con un becher, ma quando si solleva il becher, dopo alcuni istanti, si osserva che la fiamma improvvisamente riemerge. Come si può spiegare questo strano fenomeno, visto che abbiamo detto che il fosforo rosso non si accende spontaneamente all'aria? A tale domanda spesso alcuni studenti rispondono ipotizzando che il fosforo rosso si sia in parte convertito in fosforo bianco, che si infiamma spontaneamente e riaccende il fosforo rosso. Tale ipotesi è corretta ed i ragazzi sono in grado di prevedere un fenomeno del genere perché hanno già visto che un elemento può passare da una forma allotropica all'altra, modificando alcuni parametri come la temperatura o la pressione. Infatti, il calore generato dalla fiamma converte una piccola quantità di fosforo rosso in fosforo bianco, che innesca nuovamente la fiamma anche dopo che essa è stata spenta. A questo punto mostriamo una diapositiva in cui si vedono i tre stati allotropici del fosforo con le rispettive strutture microscopiche.

Diapositiva (4). Stati allotropici del fosforo.



Viaggio tra gli elementi della tavola periodica

Ancora una volta la conoscenza del modo in cui gli atomi si aggregano ci fornisce una chiave di lettura dei comportamenti macroscopici. Osserviamo che, nella struttura del fosforo bianco, quattro atomi sono disposti ai vertici di un tetraedro e sono legati tra loro, ma tra i tetraedri le interazioni sono molto deboli. Questo spiega perché il fosforo bianco ha un punto di fusione molto basso, infatti anche una temperatura poco superiore a quella ambiente permette alle unità tetraedriche di svincolarsi facilmente e passare allo stato liquido. Nel fosforo rosso la situazione è diversa: i singoli tetraedri sono connessi gli uni agli altri con forti legami chimici, a formare delle catene polimeriche che danno notevole stabilità alla struttura. Ecco perché il fosforo rosso è molto più stabile di quello bianco e anche il punto di fusione molto maggiore risente ovviamente di questa diversa struttura microscopica. Il fosforo nero presenta infine una struttura microscopica ancora più robusta, perché i singoli atomi sono uniti tra loro a formare un polimero bidimensionale con piani sovrapposti ed ondulati. Tale struttura conferisce una elevata stabilità termica.

5.3. Lo zolfo

Passiamo ora a discutere di un altro elemento non metallico molto importante, lo zolfo. Lo zolfo, che spesso abbiamo visto sotto forma di polvere gialla, utilizzata in agricoltura come anticrittogamico, ha una struttura microscopica costituita da anelli di otto atomi che si dispongono l'uno vicino all'altro nella struttura cristallina del solido, come mostrato nella diapositiva (5). Facciamo passare tra gli studenti alcuni cristalli di zolfo e zolfo in polvere.

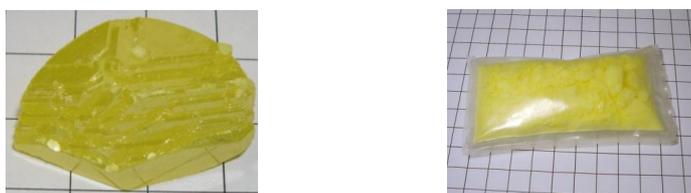


Figura 23. A sinistra cristallo di zolfo e a destra zolfo purissimo in polvere.

Esperimento 8. Zolfo plastico:

Una piccola quantità di zolfo in polvere viene posta in una capsula trasparente e riscaldata sulla fiamma. Alla temperatura di 120 °C lo zolfo inizia a fondere e si osserva la formazione di un liquido giallo chiaro. Da un punto di vista microscopico gli anelli ad otto atomi cominciano a svincolarsi dalle posizioni che avevano nella struttura cristallina solida e possono quindi muoversi e scivolare gli uni sugli altri. A questo punto, se continuiamo a scaldare, quando la temperatura arriva intorno ai 140 °C, osserviamo che il liquido da giallo chiaro diventa più scuro, fino a mostrare una colorazione rosso bruna. Contemporaneamente si osserva un aumento della viscosità del liquido che dopo alcuni secondi arriva ad avere una consistenza quasi collosa. Cosa sta succedendo?

La chiave di lettura ovviamente è nella struttura microscopica: infatti, la temperatura elevata provoca la rottura degli anelli ad otto atomi che si aprono a formare delle piccole catene lineari di atomi di zolfo. Queste a loro volta iniziano a legarsi tra loro per formare lunghe catene, che possono arrivare ad avere dai 2000 ai 5000 atomi. La formazione di un polimero spiega quindi l'aumento della viscosità del liquido, in quanto le lunghe catene hanno più difficoltà a scivolare e a muoversi, proprio a causa delle loro dimensioni e della maggiore superficie di contatto con le altre catene, mentre gli anelli di otto atomi erano più piccoli, più leggeri e potevano quindi spostarsi più facilmente e velocemente.

Diapositiva (5). Lo zolfo.



Abbiamo quindi detto che in questo momento nella capsula abbiamo creato un polimero, cioè una lunga catena di atomi di zolfo, che tende ad arrotolarsi a forma di molla, come si vede nella diapositiva. Ma una molla può essere estesa e ritornare poi alla forma originaria! Ora, avendo modificato la struttura molecolare, dovremmo attenderci una sostanziale variazione delle caratteristiche macroscopiche dello zolfo. Il polimero potrebbe ad esempio comportarsi

come un elastico. Per verificarlo facciamo raffreddare rapidamente lo zolfo fuso, versandolo in acqua fredda. Si osserva l'immediata formazione di filamenti di un materiale gommoso (detto zolfo plastico), che viene prelevato e fatto passare tra gli studenti. Toccando lo zolfo plastico i ragazzi possono constatare la consistenza gommosa e la possibilità di estenderlo come fosse un elastico.

Questo esperimento è estremamente istruttivo, perché dimostra come, modificando la struttura microscopica, è possibile trasformare le proprietà della materia. Quindi si dimostra che, non solo la chimica ci dà una chiave di lettura della natura e del comportamento delle sostanze, ma ci fornisce anche i mezzi per modificare le proprietà della materia, consentendoci di creare nuove sostanze e nuovi materiali. Questo in pratica è ciò che fanno tutti i chimici sintetici che creano, ad esempio, nuovi materiali elastici o nuovi polimeri plastici per ogni tipo di applicazione, nuovi principi attivi per farmaci, nuovi materiali per l'elettronica, ecc.

5.4. L'azoto

Passiamo ora all'**azoto**, un elemento non metallico che a temperatura ambiente e pressione atmosferica è un gas che costituisce circa l'ottanta per cento dell'atmosfera. Torricelli diceva: *“viviamo sul fondo di un oceano fatto di aria”* e l'aria è principalmente azoto. Ma se raffreddiamo questo gas fino alla temperatura di $-196\text{ }^{\circ}\text{C}$ possiamo renderlo liquido.

A questo punto versiamo azoto liquido da un grande vaso Dewar in alcuni bicchieri di polistirolo. Facciamo notare che il fumo che si genera dai bicchieri va verso il basso, perché è un fumo freddo costituito dall'umidità dell'aria che, in prossimità della superficie dell'azoto liquido, condensa formando una nuvoletta, proprio come fa l'umidità dell'aria quando incontra gli strati più freddi dell'atmosfera e condensa formando le nubi. Versiamo un po' di azoto liquido sul tavolo e sul pavimento. I ragazzi stupiti osservano il liquido vaporizzare nel giro di pochi secondi, senza bagnare le superfici. Il punto di ebollizione dell'azoto a pressione atmosferica è di $-196\text{ }^{\circ}\text{C}$, una temperatura estremamente bassa che non si raggiunge in nessun posto sulla terra. Infatti ai poli si possono raggiungere temperature anche vicine ai $-70\text{ }^{\circ}\text{C}$, ma siamo sempre molto lontani dai $-196\text{ }^{\circ}\text{C}$. Invece, in altri pianeti o satelliti molto lontani dal sole e quindi molto freddi, è possibile rinvenire l'azoto ed altri gas anche in forma liquida o solida. Per mostrare come una temperatura così bassa modifichi le proprietà dei materiali immergiamo un elastico in azoto liquido. Una volta estratto dall'azoto liquido, basta una piccola pressione per spezzare l'elastico che si presenta rigido e fragile. Infatti tutti i materiali tendono a divenire rigidi e quindi anche più fragili a bassa temperatura.

A questo punto chiediamo se ci sono ragazzi coraggiosi disposti a lasciarsi versare un po' di azoto liquido sul palmo della mano. Questa operazione può essere fatta se si versa una piccola quantità sul palmo della mano e la si allontana velocemente, muovendo la mano. In tal modo i ragazzi constatano quanto sia freddo l'azoto liquido e in genere restano stupiti dal fatto che esso scompare rapidamente e non bagna la mano.

Nel successivo esperimento mostriamo agli studenti qualcosa che non molte persone hanno visto: la formazione dell'azoto solido. Abbiamo spiegato che l'azoto liquido bolle a $-196\text{ }^{\circ}\text{C}$, ma cosa succede se abbassiamo ulteriormente la temperatura? Alcuni ragazzi rispondono correttamente che l'azoto diventerà solido.

Esperimento 9. Azoto solido.

Versiamo l'azoto liquido in un vaso Dewar trasparente ed applichiamo, tramite una guarnizione in gomma, un tubo collegato ad una pompa da vuoto. Azionando la pompa, la pressione sulla superficie dell'azoto liquido diminuisce e si osserva una ebollizione che diviene via via più vigorosa. Il gas quindi bolle e si espande rapidamente, aspirato dalla pompa. Questo provoca un progressivo abbassamento di temperatura e nel giro di un minuto si inizia ad osservare la formazione di un solido, che appare bianco simile alla neve. A questo punto la temperatura ha raggiunto i $-210\text{ }^{\circ}\text{C}$ e l'azoto è in forma solida (Figura 24). Successivamente spegniamo la pompa da vuoto e lasciamo che l'aria rientri nel Dewar, riportando la pressione al valore atmosferico. A questo punto i ragazzi osservano la rapida fusione dell'azoto solido che torna allo stato liquido. Facciamo notare che il liquido questa volta è perfettamente immobile, non è in ebollizione. Come mai? La temperatura sta progressivamente risalendo dai $-210\text{ }^{\circ}\text{C}$, ma non è ancora arrivata ai $-196\text{ }^{\circ}\text{C}$ del punto di ebollizione. Si osserva anche la presenza di frammenti solidi bianchi nell'azoto liquido: spieghiamo ai ragazzi che si tratta di piccole quantità di acqua e anidride carbonica che a temperature così basse sono solidi. Ma come sono arrivati nell'azoto liquido? Quando abbiamo spento la pompa da vuoto, per ripristinare la pressione atmosferica, abbiamo fatto entrare l'aria, la quale contiene anidride carbonica ed anche acqua sotto forma di umidità.

Figura 24. Apparato per la formazione dell'azoto solido. Le foto, da sinistra a destra, mostrano tre successivi momenti della formazione dell'azoto solido.



5.5. L'ossigeno

Passiamo ora ad un altro elemento non metallico, presente nell'aria e fondamentale per la vita, l'**ossigeno**. L'ossigeno è un gas molto reattivo ma fortunatamente, nell'aria, è diluito dall'azoto che è invece un gas inerte. A differenza dell'azoto liquido che è incolore, l'ossigeno liquido è di colore azzurrino (Figura 25). Mostriamo quindi dell'ossigeno liquido in un vaso Dewar trasparente.



Figura 25. Ossigeno liquido in Dewar trasparente.

Esperimento 10. Reattività dell'ossigeno, combustione di una sigaretta.

Per dimostrare la reattività dell'ossigeno utilizziamo la reazione di combustione di una sigaretta. Una sigaretta viene immersa nell'ossigeno liquido per alcuni secondi, in modo da garantire che l'ossigeno arrivi anche nella parte più interna del filtro. Successivamente si estrae la sigaretta, la si dispone su una vaschetta d'acciaio in posizione verticale sorretta da un piccolo alloggiamento in ferro. Quindi si accende la sigaretta, che brucia violentemente e rapidamente nel giro di pochi secondi (Figura 26), inoltre quando la fiamma arriva al filtro della sigaretta, questo brucia ancor più violentemente. Facciamo alcune riflessioni insieme agli studenti.

♦ la reazione di combustione è molto più veloce di quella che si verifica in condizioni normali (la pausa sigaretta dura solo pochi secondi...). Le reazioni chimiche in genere aumentano la loro velocità all'aumentare della concentrazione dei reagenti.

♦ il filtro brucia meglio del tabacco, cosa che in condizioni normali non si verifica. Questo comportamento è principalmente dovuto all'abilità del filtro di assorbire più ossigeno.

♦ la quantità di fumo che si libera è molto minore di quella liberata in condizioni normali, ed anche il tipico odore di fumo di sigaretta è molto meno presente. Questo terzo punto si può ben comprendere se si ricorda la definizione di fumo: il "fumo" è una dispersione di un solido finemente suddiviso in un gas. Nel caso del fumo di sigaretta il solido è costituito da particelle incombuste che, all'aria, non hanno modo di bruciare a causa della bassa concentrazione di ossigeno (20%). Quando invece la concentrazione di ossigeno è molto superiore, anche i residui incombusti si riducono al minimo. Inoltre, l'odore dovuto alle sostanze catramose incombuste è praticamente assente, perché in condizioni di alta concentrazione di ossigeno, esse hanno modo di bruciare completamente trasformandosi in gas inodori (essenzialmente CO₂).

Esperimento 11. Reattività dell'ossigeno, combustione del ferro.

Questo esperimento mostra come materiali che normalmente non siamo abituati a veder bruciare, possono farlo se la concentrazione dell'ossigeno è sufficientemente elevata. In una beuta da 2 litri mettiamo un po' di sabbia fino a coprire tutta la base della beuta, poi versiamo circa 20-25 ml di ossigeno liquido che, bollendo, satura il volume della beuta di ossigeno gassoso. A questo punto riscaldiamo con la fiamma, fino al calor rosso, l'estremità di un pezzo di fil di ferro di circa 30 cm di lunghezza, tenuto all'altra estremità con una pinza. Si introduce l'estremità rovente nella beuta satura di ossigeno e si osserva la rapida combustione del fil di ferro, che brucia liberando spettacolari scintille (Figura 27).

La reazione che abbiamo appena osservato non è altro che la reazione di ossidazione del ferro, cioè quella che porta alla formazione della ruggine e fa deteriorare tutti i nostri oggetti di ferro. Si tratta di una reazione fortemente esotermica, come tutte le reazioni di combustione, ma normalmente la bassa concentrazione di ossigeno dell'aria rende questa reazione estremamente lenta.

Figura 26. Fotogramma del filmato di combustione di una sigaretta in condizioni di alta concentrazione di ossigeno.



Figura 27. Fotogramma del filmato di combustione del fil di ferro in una beuta satura di ossigeno.



5.6. Gli alogeni

Gli alogeni sono gli elementi del settimo gruppo. Iniziamo con il mostrare tre ampolline sferiche di vetro pirex (resistente a forti variazioni di temperatura) contenenti cloro, bromo e iodio elementari (Figura 28). La prima cosa che possiamo osservare è che gli alogeni sono presenti, a temperatura ambiente e pressione atmosferica, nei tre stati di aggregazione della materia. Infatti il cloro si presenta come un gas di colore giallo verdastro (il nome cloro deriva dal greco “chloros” giallo verdastro). Il bromo (dal greco “bromos” cattivo odore) è invece un liquido di colore rosso bruno, molto volatile, che con i suoi vapori satura tutto il volume dell'ampolla, conferendole una colorazione rossastra. Lo iodio è infine un solido di colore grigio violaceo, che se scaldato libera vapori viola (dal greco “iodos” viola).

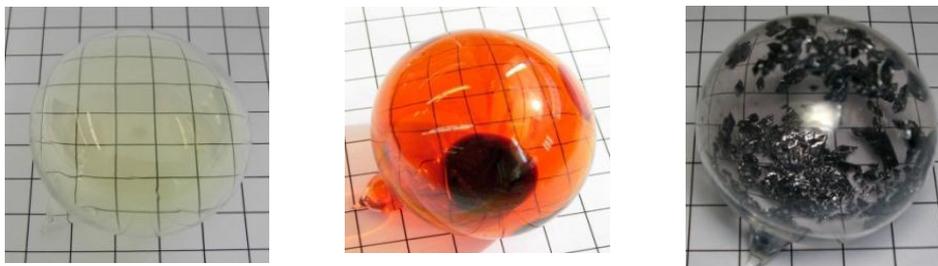


Figura 28. Ampolline con diametro circa 6 cm, contenenti cloro gassoso a sinistra, bromo liquido in presenza dei suoi vapori al centro e iodio solido a destra.

Il cloro è un gas tossico con proprietà antibatteriche ad ampio spettro, per questo motivo viene impiegato in piccole quantità per il trattamento delle acque potabili e per la disinfezione delle piscine. Anche lo iodio ha proprietà antibatteriche, infatti una soluzione al 5-10 % in etanolo costituisce la tintura di iodio, molto utilizzata in passato per disinfettare le ferite.

5.6.1. Passaggi di stato degli alogeni.

Abbiamo già mostrato alcuni gas in forma liquida come ossigeno ed azoto, per cui ora chiediamo ai ragazzi “cosa possiamo fare per osservare anche il cloro in forma liquida?” Qualche studente suggerisce di abbassare la temperatura. A tale scopo possiamo utilizzare l'azoto liquido per raffreddare l'ampolla contenente il cloro.

Esperimento 12. Passaggi di stato degli alogeni.

Appoggiamo per pochi secondi l'ampolla sulla superficie dell'azoto liquido e facciamo notare la formazione di una gocciolina di liquido giallo al suo interno: è il cloro in forma liquida, infatti il cloro diventa liquido a -34°C . Cosa succede se continuiamo a raffreddare? Poggiamo di nuovo l'ampolla sulla superficie dell'azoto liquido, fino ad osservare la solidificazione che si verifica a -101°C . Facciamo notare ai ragazzi che la solidificazione è accompagnata da un suono stridulo, dovuto all'ebollizione dell'azoto liquido nei pressi dell'ampolla. Tale fenomeno è dovuto al calore latente di solidificazione, che si libera durante la formazione dei legami della struttura solida e provoca una intensificazione dell'ebollizione dell'azoto liquido in prossimità dell'ampolla. Facciamo quindi osservare che adesso nel fondo dell'ampollina è presente un solido di colore giallo. Lasciando l'ampollina sul tavolo il calore proveniente dall'ambiente promuove i passaggi di stato del cloro da solido a liquido ed infine a gassoso.

Proviamo ora a raffreddare l'ampolla con il bromo, come già fatto con il cloro, ma questa volta partiamo già dallo stato liquido ed osserviamo la formazione di un solido rosso-arancio (a -7°C). Anche questo passaggio di stato viene accompagnato da un suono ancor più stridulo che nel caso della solidificazione del cloro, associato sempre al fenomeno di incremento di ebollizione dell'azoto, dovuto al calore latente di solidificazione ceduto dal bromo all'azoto durante la solidificazione. Nell'ampolla inoltre non si osservano più i vapori di bromo i quali sono condensati a formare il solido, vista la bassa temperatura raggiunta.

Prendiamo ora l'ampolla contenente lo iodio solido e la scaldiamo con una fiamma per osservare la formazione dei vapori viola. Infatti lo iodio è un solido che a pressione atmosferica sublima facilmente, basta scaldarlo un po' a $60-70^{\circ}\text{C}$ per osservare la formazione di densi vapori viola all'interno dell'ampollina. Tali vapori vengono poi fatti brinare immergendo l'ampollina in acqua fredda. I ragazzi possono così osservare la formazione di piccoli cristalli di iodio sulla superficie dell'ampollina.

5.7. I gas nobili

Arriviamo ora alla fine della tavola periodica, l'ultimo gruppo è quello dei gas nobili, definiti tali proprio per via della loro bassissima reattività. Mostriamo dei tubi a scarica contenenti i vari gas nobili e sagomati con la forma del simbolo dell'elemento che contengono (Figura 29). Collegando i tubi ad un generatore di alta frequenza gli studenti possono osservare lo spettro di emissione atomica dei vari gas nobili.

Fornendo energia all'atomo, alcuni degli elettroni vengono eccitati in livelli energetici a più alta energia.

Viaggio tra gli elementi della tavola periodica

Successivamente essi tornano al livello energetico fondamentale riemettendo l'energia assorbita sotto forma di radiazione elettromagnetica con determinate frequenze. L'insieme delle radiazioni emesse viene definito spettro atomico. Nel caso dei gas nobili mostrati in figura, lo spettro atomico viene ottenuto fornendo energia sotto forma di corrente elettrica al gas contenuto nei tubi.

Lo stesso fenomeno di emissione dello spettro atomico si verifica ad esempio nei saggi alla fiamma per il riconoscimento dei metalli, nei quali l'energia per eccitare gli elettroni viene fornita dal calore della fiamma. A tal proposito mostriamo il saggio alla fiamma per il litio, il sodio ed il rame.



Figura 29. Tubi a scarica contenenti i vari gas nobili e sagomati nella forma del simbolo dell'elemento che contengono. Le diverse luci colorate che si osservano sono dovute allo spettro di emissione atomica dei rispettivi elementi quando vengono sottoposti ad una corrente elettrica.

Esperimento 13. Saggi alla fiamma.

Utilizzando una torcia a butano portatile effettuiamo i classici saggi alla fiamma, intingendo con un filo di platino prima un sale di sodio, poi uno di potassio ed infine uno di rame, per mostrare il diverso colore dello spettro di emissione dei tre elementi (rispettivamente rosso, giallo e blu).

Approfittiamo per parlare dello spettro di emissione atomica come una sorta di impronta digitale dell'elemento che consente di individuare, ad esempio, gli elementi presenti sulle stelle analizzando la luce proveniente da queste. In tal modo è stato possibile stabilire la composizione delle stelle anche se sono a migliaia di anni luce di distanza da noi.

6. LANTANIDI E ATTINIDI

6.1. I lantanidi

Passiamo ora a mostrare una categoria di elementi chimici, i lantanidi (Figura 30), definiti spesso con il nome di “terre rare”, anche se in realtà la loro presenza nella crosta terrestre non è poi tanto bassa. I lantanidi raramente vengono menzionati e spesso sono trascurati o considerati poco significativi nei corsi di chimica di base. Al contrario, questi elementi sono importanti ed i loro composti hanno anche notevoli applicazioni in molti settori tecnologici.

I lantanidi si rinvencono in natura sotto forma di minerali, nei quali sono spesso presenti più lantanidi contemporaneamente. Poiché le proprietà chimiche e fisiche dei lantanidi sono simili tra loro, in passato è stato particolarmente difficile isolarli dai minerali in cui erano contenuti e per molti anni miscele di diversi lantanidi furono scambiate per singoli elementi chimici. Solo successivamente, con l'affinarsi delle tecniche di separazione ed analisi, è stato possibile isolare tutti i singoli lantanidi. Il nome lantanidi deriva dal primo di questi elementi, il lantanio, che a sua volta deriva il nome dal greco «lanthánein» che significa stare nascosto, il nome riflette quindi le difficoltà nello scoprirlo ed isolarlo dai minerali.

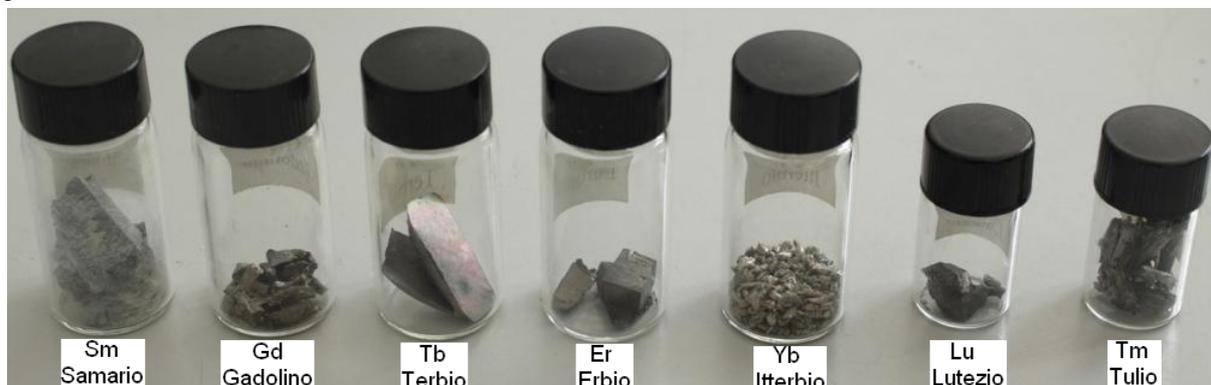


Figura 30. Alcuni campioni di lantanidi mostrati agli studenti.

6.1.1. Reattività, proprietà ed applicazioni

I lantanidi sono metalli relativamente morbidi e abbastanza reattivi, all'aria si ricoprono di una patina di ossidi e la maggior parte di essi reagisce con l'acqua, anche se molto lentamente. L'eurobio è il più reattivo tra i lantanidi e deve essere conservato sotto vuoto o in oli minerali. Esso reagisce infatti velocemente con l'acqua liberando idrogeno, con una reattività paragonabile a quella già osservata per il calcio nell'esperimento 5.

Alcuni lantanidi, come ad esempio il disprosio, il gadolinio e l'olmio, sono paramagnetici o ferromagnetici a temperatura ambiente, cioè vengono attratti da una calamita. A tal proposito mostriamo ai ragazzi l'effetto di attrazione di una calamita sul campione di gadolinio.

Altri lantanidi, come il neodimio ed il samario, vengono utilizzati per fare magneti permanenti, in particolare i magneti al neodimio sono tra i più forti magneti esistenti. Il composto intermetallico SmCo_5 , che si ottiene per sinterizzazione da samario e cobalto, è un fortissimo magnete permanente che presenta però il difetto di essere fragile (Figura 31).



Figura 31. Foto a sinistra, pezzi frantumati di magneti di samario-cobalto SmCo_5 . Magnete al neodimio foto a destra.

Il record di magnete permanente più forte è detenuto da un composto di itterbio con formula $\text{Yb}_2\text{Co}_{13}\text{Fe}_3\text{Mn}$, ma è troppo costoso per essere commercializzato. L'olmio ha il più elevato momento magnetico di ogni altro elemento e viene utilizzato per creare forti campi magnetici. L'erbio è utilizzato per realizzare sorgenti di luce laser.

Diversi composti dei lantanidi presentano anche proprietà luminescenti come la fotoluminescenza, l'elettroluminescenza o la triboluminescenza e possono essere impiegati per la realizzazione di particolari dispositivi elettronici, come i display dei pc e dei televisori.

La fotoluminescenza è la capacità di una sostanza di emettere luce visibile quando viene sottoposta ad irraggiamento con una radiazione ultravioletta. Questa provoca l'eccitazione di elettroni di valenza, che successivamente ritornano al livello fondamentale rilasciando l'energia assorbita in forma di luce visibile. Nell'elettroluminescenza, invece, l'eccitazione viene provocata dal passaggio di una corrente elettrica, mentre nella triboluminescenza è lo sfregamento meccanico a fornire l'energia di eccitazione.

Alcuni composti di eurobio e terbio vengono impiegati anche nelle vernici utilizzate nelle banconote europee. In particolare, nella figura 32 si può notare come, sottoponendo una banconota da 50 euro ad una radiazione ultravioletta, le stelle al centro della banconota mostrano una fotoluminescenza rossa e verde. Tale caratteristica viene utilizzato contro i tentativi di contraffazione, per individuare facilmente le banconote autentiche da quelle false.

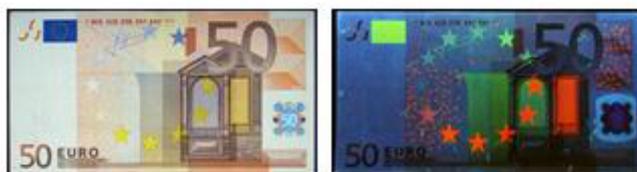


Figura 32. Foto a sinistra, banconota da 50 euro; foto a destra, la stessa banconota sotto posta a radiazione UV.

Esperimento 14. Fotoluminescenza.

Mostriamo agli studenti un campione di nitrato di terbio (III) pentaidrato $\text{Tb}(\text{NO}_3)_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ed uno di nitrato di eurobio (III) esaidrato $\text{Eu}(\text{NO}_3)_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ e poi, tramite l'uso di una pila a "LED" ultravioletti, irraggiamo i due composti: gli studenti osservano che il sale di terbio emette una luce verde, mentre il sale di eurobio emette una luce rossa (Figura 33)

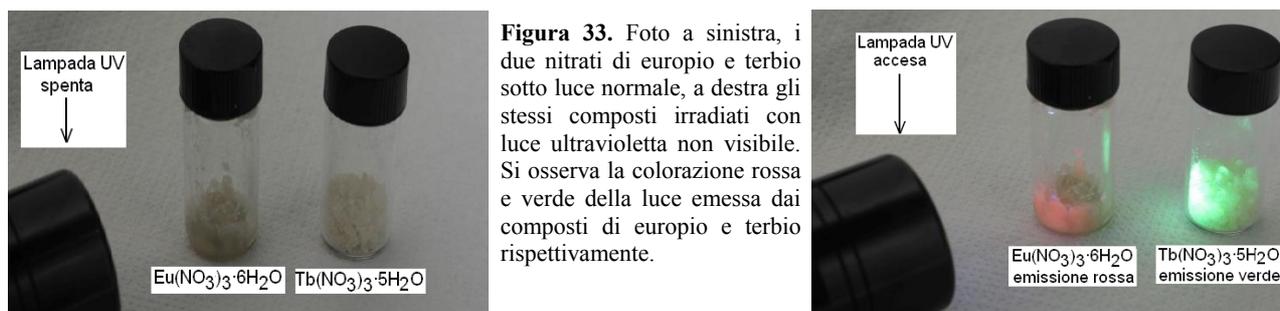


Figura 33. Foto a sinistra, i due nitrati di eurobio e terbio sotto luce normale, a destra gli stessi composti irradiati con luce ultravioletta non visibile. Si osserva la colorazione rossa e verde della luce emessa dai composti di eurobio e terbio rispettivamente.

Viaggio tra gli elementi della tavola periodica

In tale fenomeno i due composti assorbono l'energia della radiazione ultravioletta e riemettono poi l'energia assorbita sotto forma di luce visibile, verde per il sale di terbio e rossa per il sale di europio. In pratica questi composti sono in grado di trasformare una radiazione elettromagnetica invisibile in una visibile ad occhio umano.

Approfittiamo anche per parlare dei composti elettroluminescenti, i quali emettono luce quando sottoposti ad una corrente elettrica. Tali composti vengono impiegati per costruire dispositivi LED (Light Emitting Diodes). In futuro assisteremo ad un uso crescente di questi materiali in quanto i LED, insieme agli OLED (Organic Light Emitting Diodes), saranno alla base dei sistemi di illuminazione del futuro. Gli OLED sono dei LED che contengono composti organici elettroluminescenti, i quali hanno il vantaggio di poter essere applicati su ampie superfici, generando in tal modo una luce molto diffusa e gradevole. Probabilmente in futuro non avremo più singole fonti di luce, ma superfici ampie che ricoprono una parete o il soffitto, in grado di emettere luce.

6.2. Gli attinidi

Gli attinidi sono gli elementi con numero atomico compreso tra 89 e 103, sono tutti radioattivi e molti di essi sono artificiali, disponibili solo in piccolissime quantità. Per questi validi motivi non è quindi possibile mostrarli agli studenti.

Conclusioni

Alla fine degli incontri presso le scuole abbiamo voluto monitorare l'interesse degli studenti e la validità di questo approccio didattico alla tavola periodica degli elementi. I risultati dei questionari (anonimi), sottoposti a 1135 studenti, sono stati estremamente positivi ed incoraggianti, con molti commenti davvero entusiastici. Ciò sembra confermare ancora una volta che l'approccio sperimentale alla chimica, dal "macro" al "micro", è fondamentale e assolutamente necessario per stimolare l'interesse dei giovani per questa disciplina.

Inoltre, molti studenti sono stati in grado di utilizzare gli aspetti microscopici come chiave interpretativa dei fenomeni macroscopici che hanno sempre osservato, ma a cui prima non erano in grado di dare una spiegazione (perché una matita scrive, come si può conoscere la composizione delle stelle, ecc.). In definitiva, abbiamo potuto constatare come sia stato facile per molti studenti acquisire velocemente una capacità di modellizzazione attraverso l'uso del livello interpretativo microscopico, come chiave di lettura di fenomeni macroscopici.

Riferimenti bibliografici

- [1] Fabio Marchetti, uno degli autori del presente articolo, è il Responsabile PLS per la Chimica della regione Marche.
- [2] È possibile vedere i filmati descritti nel presente articolo, assieme a molti altri, nel sito web www.tavolaperiodica.unicam.it da noi realizzato nell'ambito dello stesso progetto PLS.
- [3] R. M. Baum, "Celebrating the Periodic Table", C&EN, sept. 8, 2003, p. 28.
- [4] K. W. Whitten, R. E. Davis, M. L. Peck, G. G. Stanley, Chimica Generale, 7^a edizione, Piccin 2004,.
- [5] Jill Shermann, "The Hindenburg Disaster" Abdo Publishing Company. January 2010.
- [6] C. Cantù, "Storia Universale", Unione Tipografica Editrice, 1888, p. 547.
- [7] P. Le Couteur. J. Burreson, « I bottoni di Napoleone. Come 17 molecole hanno cambiato la storia », Longanesi (collana La lente di Galileo), 2007.



Euploos: uno dei più grandi musei online al mondo

Unioncamere



Il progetto Euploos nasce dalla collaborazione del Gabinetto Disegni e Stampe degli Uffizi (GDSU), una delle più antiche e prestigiose collezioni grafiche al mondo, con due grandi centri di ricerca: il *Kunsthistorisches Institut* di Firenze, *Max-Planck-Institut* e la Scuola Normale Superiore di Pisa. Il progetto intende favorire un ideale dialogo internazionale tra la comunità degli studiosi e dei ricercatori, interagendo con la futura messa in rete del catalogo completo su supporto informatico delle opere del Gabinetto Disegni e Stampe (oltre 150.000 fogli tra disegni, incisioni, miniature e fotografi e, dal Trecento ai giorni nostri) pertanto si configura come un programma di ricerca interdisciplinare, che coinvolge storici dell'arte, informatici, esperti nell'acquisizione di immagini e nella costruzione di nuovi strumenti per lo sviluppo della ricerca, con l'obiettivo di sfruttare al meglio le potenzialità offerte dai nuovi strumenti tecnologici per sviluppare la ricerca scientifica sulla grafica, nella sua accezione più ampia. Grazie al progetto Euploos, il Gabinetto Disegni e Stampe degli Uffizi diventerà uno dei più grandi musei online al mondo. Il progetto, che prevede la messa in Rete dell'intero catalogo entro il 2016, ad oggi ha inventariato 25.600 disegni, 4.000 dei quali già digitalizzati, per i quali è stato adottato un modello di catalogazione informatica le cui caratteristiche relative alla schedatura, alla digitalizzazione delle immagini e all'aggiornamento bibliografico potranno essere condivise tra le principali raccolte internazionali.



La laurea e il diploma erano e restano la migliore assicurazione sul futuro; così Unioncamere, nel documento che fotografa le tendenze del mercato del lavoro (pubblicato il 25 novembre 2011), si rivolge ai tanti giovani che guardano al futuro – con legittima preoccupazione- e che oggi si chiedono “cosa farò da grande”.

“E’ necessario investire sui giovani sulla loro straordinaria capacità di innovazione - ha commentato il presidente di Unioncamere, Ferruccio Dardanella - ecco perché è ancora più importante in questo momento che ci sia uno stretto raccordo tra le Camere di commercio e il sistema della formazione, per favorire la diffusione tra i nostri ragazzi della cultura di impresa e fare in modo che abbiano esperienze di lavoro anche durante gli studi”.

Nulla di più condivisibile. Ma non tutti i laureati sono ugualmente “appetibili” agli occhi delle imprese. Nel documento emergono alcuni dati interessanti: il 2011 sembra essere l'anno della scoperta, da parte delle aziende, delle lauree triennali. Dopo un biennio di flessione questo titolo torna a crescere ma in realtà – afferma la ricerca di Unioncamere - ciò è l'effetto di due fenomeni: la riduzione della quota di assunzioni di laureati per le quali la durata del corso viene ritenuta irrilevante, che passa dal 37% del 2010 al 33% del 2011; l'aumento effettivo delle assunzioni previste di laureati di corsi triennali che salgono dal 19% dello scorso anno al 24,5% di questo, mentre la quota relativa alle entrate di laureati di corsi specialistici quinquennali si riduce di 2 punti percentuali (dal 44 al 42%). Tra i due tipi di corso, però, il rapporto rimane ancora squilibrato a favore delle lauree lunghe, in particolare per le aree disciplinari più specialistiche (scientifica, economica e ingegneria).

Conduttanza molare di soluzioni elettrolitiche: le acque minerali § Parte I. *Relazioni chimico-fisiche fondamentali nello studio della conduttanza molare di soluzioni elettrolitiche*

Franco Calascibetta, Giuliano Moretti*

Dipartimento di Chimica Sapienza Università di Roma Piazzale A. Moro 5 00185 Roma

*giuliano.moretti@uniroma.it

Summary

Ionophore or ionogen electrolytes dissolved in water are responsible of the electrical conductivity of the solutions. These solutions are characterized by the molar conductivity of the electrolyte, calculated from the specific conductivity. According to the International System of units (SI) the old concepts of equivalent conductivity and electrolyte equivalent mass have to be replaced by the molar conductivity and the molar mass. This is accounted for in the present first part of our work in which the fundamental physico-chemical quantities related to electrolytic conductivity are also presented. In two appendices are presented applications related to the relationship between molar conductivity and the degree of dissociation concept: the Ostwald's dilution law and the calculation of the water ionization constant, $K_w = [H_3O^+][OH^-]$.

Riassunto

Elettroliti ionofori o ionogeni disciolti in acqua sono responsabili della conducibilità elettrica delle soluzioni. Tali soluzioni sono caratterizzate dalla conduttanza molare dell'elettrolita calcolata dalla conduttanza specifica. Secondo con il Sistema Internazionale di unità di misura (SI) i vecchi concetti di conduttanza equivalente e di massa equivalente dell'elettrolita devono essere sostituiti dalla conduttanza molare e dalla massa molare. Questo viene esposto nella prima parte del nostro lavoro insieme alle quantità chimico-fisiche importanti nello studio delle soluzioni elettrolitiche. In due appendici vengono presentate applicazioni della correlazione tra la conduttanza molare ed il concetto di grado di dissociazione: la legge della diluizione di Ostwald ed il calcolo della costante di ionizzazione dell'acqua, $K_w = [H_3O^+][OH^-]$.

1. Introduzione

Nei manuali di Chimica generale [vedi ad esempio Rif.1] e di Chimica fisica [vedi ad esempio Rif.2 e Rif.3] lo studio della conduttanza di soluzioni elettrolitiche prevede l'uso del concetto di conduttanza equivalente e di formule in cui la concentrazione del soluto è espressa in normalità (N), cioè dal numero di equivalenti di elettrolita per litro di soluzione. L'argomento è importante in un corso di Chimica generale ed inorganica in quanto permette di caratterizzare il comportamento degli elettroliti, con speciale riferimento al calcolo delle costanti di equilibrio di acidi e basi deboli ed alle proprietà colligative delle soluzioni. Al livello di un corso di Chimica generale, particolarmente chiara e completa risulta la trattazione fatta nel capitolo "Soluzioni di elettroliti: loro proprietà" del classico manuale "Fondamenti di Chimica" di P. Silvestroni [1].

Uno degli obiettivi di questo primo contributo è quello di riportare le formule della conduttanza delle soluzioni di elettroliti su base molare. Ciò è importante per due motivi:

- 1) il Sistema Internazionale di unità di misura (SI) prevede l'uso della grandezza fondamentale *mole* per definire la quantità di sostanza e per esprimere la concentrazione di una soluzione con le grandezze derivate *molarità* (moli per litro di soluzione), *molalità* (moli per chilogrammo di solvente puro) e *frazione molare* (rapporto tra le moli di soluto e il numero di moli totali di soluto e solvente);
- 2) il concetto di equivalente è superato dal concetto di mole in quanto *la massa equivalente di una sostanza dipende dal tipo di reazione a cui essa partecipa, ed inoltre il vantaggio di non scrivere la reazione chimica quando se ne devono considerare gli aspetti quantitativi (come prevede il concetto di equivalenza) è contro ogni ragionevole approccio alla didattica chimica.*

Introdurre in un manuale di chimica il concetto di equivalente chimico può essere giustificato solo se si vuole riportare la storia delle idee secondo cui si è sviluppata la *Chimica classica*. Riteniamo, in ogni caso, didatticamente più utile

§ Contributo presentato alla VII Conferenza Nazionale sull'Insegnamento della Chimica, Divisione di Didattica Chimica – SCI, Terracina (LT) 25-28 novembre 2010.

riportare le idee fondamentali della Chimica classica in un'appendice scritta espressamente per questo scopo, senza complicare il percorso cognitivo dello studente. E' evidente che lo studente potrà apprezzare il discorso storico solo dopo aver raggiunto una ragionevole padronanza dell'argomento scientifico di cui si vuole presentare la storia.

In un seguente contributo illustreremo come molti argomenti di Chimica generale ed inorganica si possono presentare partendo dalla caratterizzazione del liquido più prezioso per tutti gli esseri viventi: le soluzioni acquose. La teoria della dissociazione elettrolitica di Arrhenius si verifica facilmente, come dimostreremo nella seconda parte del lavoro, elaborando i dati disponibili sulle etichette che descrivono le caratteristiche principali delle acque minerali in commercio. In questo contesto ricordiamo che l'argomento "acqua" è uno dei temi selezionati per celebrare l'anno internazionale della chimica (www.chemistry2011.org) e che esso è stato ampiamente trattato nel Journal of Chemical Education [4], una delle riviste più importanti dedicate alla didattica chimica.

2. Conduttanza delle soluzioni di elettroliti

Sviluppiamo il nostro argomento secondo le linee guida di testi di Chimica generale [1] e di Chimica fisica [2,3]. Introduciamo l'equilibrio generale di dissociazione di un elettrolita debole



e riportiamo di seguito la definizione di grandezze che caratterizzano l'equilibrio :

c_0 = moli di elettrolita per litro di soluzione (molarità, mol L⁻¹);

α = grado di dissociazione dell'elettrolita (α = moli dissociate/moli iniziali);

z_- = moli di carica negativa per mole di anione (in valore assoluto);

z_+ = moli di carica positiva per mole di catione;

v_+ = moli di cationi per mole di elettrolita che si dissocia;

v_- = moli di anioni per mole di elettrolita che si dissocia;

$v = v_+ + v_-$ = moli di ioni prodotti per mole di elettrolita che si dissocia;

$c_- = v_- c_0 \alpha / 1000$ = moli di anioni per millilitro di soluzione (mol cm⁻³);

$c_+ = v_+ c_0 \alpha / 1000$ = moli di cationi per millilitro di soluzione (mol cm⁻³).

Nel caso di un elettrolita forte, essendo questo completamente dissociato, possiamo scrivere



Cioè si ammette $\alpha \rightarrow 1$, una condizione valida con ottima approssimazione per soluzioni diluite ($c_0 < 10^{-3}$ M), risultando in soluzioni concentrate $\alpha < 1$ per effetto delle interazioni elettrostatiche fra ioni [1].

Consideriamo una corrente elettrica I (coulomb/secondo, C s⁻¹) che attraversa la soluzione di elettroliti compresa tra due elettrodi, di superficie S (cm²), separati dalla distanza ℓ (cm), tra cui esiste una differenza di potenziale V (volt, V). Cationi ed anioni trasportano la corrente elettrica esprimibile dalla seguente equazione

$$I = (z_+ c_+ v_+ + z_- c_- v_-) S F \quad (2)$$

con

$F = 96485$ C mol⁻¹ = quantità di carica in coulomb per mole di carica elementare;

v_+ = velocità con cui si muove il *catione* (cm s⁻¹) verso il *catodo* (-) sotto l'influenza del campo elettrico E ;

v_- = velocità con cui si muove l'*anione* (cm s⁻¹) verso l'*anodo* (+) sotto l'influenza del campo elettrico E .

Si noti che il campo elettrico deve essere alternato, con cambiamento della polarità degli elettrodi per tempi dell'ordine del millisecondo. Il cambiamento continuo della direzione della corrente fa sì che i fenomeni di polarizzazione degli elettrodi, a causa del processo di elettrolisi, siano annullati.

La velocità dello ione è proporzionale all'intensità del campo elettrico

$$v_+ = u_+ E \quad (3)$$

$$v_- = u_- E \quad (3a)$$

dove

$E = V / \ell$ = intensità del campo elettrico (V cm⁻¹);

u_+ = mobilità del catione (cm² s⁻¹ V⁻¹);

Conduttanza molare di soluzioni elettrolitiche: le acque minerali Parte I.

u_- = mobilità dell'anione ($\text{cm}^2 \text{s}^{-1} \text{V}^{-1}$).

Sostituendo nell'Eq.2 le velocità ioniche con le mobilità ioniche otteniamo

$$I = (z_+ c_+ u_+ + z_- c_- u_-) E S F \quad (4)$$

Consideriamo le due leggi di Ohm

$$I = V / R \quad (5)$$

$$R = \rho \ell / S \quad (5a)$$

dove

R = resistenza elettrica della soluzione dell'elettrolita (Ω);

ρ = resistenza specifica della soluzione dell'elettrolita ($\Omega \text{ cm}$).

Osserviamo che la prima legge (Eq.5) è applicabile alle soluzioni elettrolitiche solo in assenza di polarizzazione degli elettrodi, cioè in presenza di un campo elettrico alternato. Possiamo riscrivere l'Eq.4 in funzione della resistenza elettrica utilizzando le Eq. 5 e 5a

$$R^{-1} = (S / \ell) (z_+ c_+ u_+ + z_- c_- u_-) F \quad (6)$$

Definiamo quindi la conduttanza specifica della soluzione κ ($\Omega^{-1} \text{ cm}^{-1}$), cioè la conduttanza di un volume di soluzione di elettrolita pari a 1 cm^3 (volume compreso tra gli elettrodi con superficie $S = 1 \text{ cm}^2$ separati dalla distanza $\ell = 1 \text{ cm}$):

$$\kappa = \rho^{-1} = R^{-1} \ell / S = (z_+ c_+ u_+ + z_- c_- u_-) F \quad (6a)$$

Utilizzando la relazione generale di elettroneutralità

$$z_- c_- = z_+ c_+ = z_- v_- c_0 \alpha / 1000 = z_+ v_+ c_0 \alpha / 1000 \quad (7)$$

e considerando che $z_- v_- = z_+ v_+$ otteniamo

$$\kappa = (c_0 / 1000) \alpha z_+ v_+ F (u_+ + u_-) \quad (8)$$

Dalla conduttanza specifica, definiamo la *conduttanza molare* ($\Omega^{-1} \text{ cm}^2 \text{ mol}^{-1}$)

$$\Lambda = \kappa 1000 / c_0 \quad (9)$$

$$\Lambda = \alpha F z_+ v_+ (u_+ + u_-) \quad (9a)$$

$$\Lambda = \alpha F z_+ v_+ + \alpha F z_- v_- \quad (9b)$$

La conduttanza molare rappresenta la conduttanza di una mole di elettrolita. Si noti che :

$\alpha F z_+ v_+ \equiv (C \text{ di carica } (+) / \text{mol elettrolita}) \equiv \alpha F v_- z_- \equiv (C \text{ di carica } (-) / \text{mol elettrolita}) \equiv (C / \text{mol carica})(\text{mol carica} / \text{mol ione})(\text{mol ione} / \text{mol elettrolita})$.

Per gli elettroliti deboli il grado di dissociazione (α) rende conto della frazione di elettrolita effettivamente in forma ionica, le mobilità ioniche rendono conto del contributo effettivo di uno ione al trasporto della corrente elettrica nella soluzione.

3. Conduttanza molare dei singoli ioni

Considerando l'Eq.9b si è portati a definire la *conduttanza ionica per mole di catione* e la *conduttanza ionica per mole di anione* secondo le seguenti equazioni

$$\lambda_+ = F z_+ u_+ \quad (10)$$

$$\lambda_- = F z_- u_- \quad (10a)$$

dove

z_+ = moli di carica positiva per mole di catione;

z_- = moli di carica negativa per mole di anione.

La conduttanza molare dell'elettrolita può quindi essere espressa in funzione delle conduttanze molari ioniche

$$\Lambda = \alpha (v_+ \lambda_+ + v_- \lambda_-) \quad (11)$$

La conduttanza molare è funzione della natura del solvente, della natura dell'elettrolita, della sua concentrazione e della temperatura.

Per gli *elettroliti forti* la funzione $\Lambda = f(c_0)$ è stata stabilita empiricamente da Kohlrausch e giustificata teoricamente da Debye, Hückel e Onsager [2,3]:

$$\Lambda = \Lambda^0 - (B_1 \Lambda^0 + B_2) \sqrt{c_0} \quad (12)$$

Il valore di Λ^0 , la conduttanza molare ionica a diluizione infinita, si ottiene per estrapolazione dall'intercetta della retta descritta dall'Eq.12 sull'asse delle ordinate per $c_0 \rightarrow 0$ (B_1 e B_2 sono costanti che dipendono dalla temperatura, dalla costante dielettrica e dalla viscosità del solvente).

Gli elettroliti deboli non seguono la relazione di Kohlrausch ed il valore di Λ^0 non può essere ottenuto sperimentalmente. Per tali elettroliti, come per gli elettroliti forti, per $c_0 \rightarrow 0$ si ha che $\alpha \rightarrow 1$ (se per la costante di dissociazione dell'elettrolita debole vale la relazione $K \gg 10^{-7}$, come dimostrato nell'Appendice 1).

Il valore di Λ^0 per gli elettroliti deboli si ottiene dall'Eq.11 al limite per $c_0 \rightarrow 0$ e $\alpha \rightarrow 1$:

$$\Lambda^0 = v_+ \lambda_+^0 + v_- \lambda_-^0 \quad (13)$$

L'Eq.13 è nota come legge di Kohlrausch sull'indipendente migrazione degli ioni [2,3]. Appare evidente che se si conoscono i valori λ_+^0 e λ_-^0 è possibile ottenere i valori di Λ^0 anche per gli elettroliti deboli. La legge sull'indipendente migrazione degli ioni viene facilmente verificata misurando Λ^0 per soluzioni di elettroliti forti aventi ioni in comune. Ad esempio differenze tra i valori di Λ^0 ottenuti per soluzioni acquose di NaCl e KCl e di NaNO_3 e KNO_3 sono costanti rappresentando, in accordo con l'Eq.13, la quantità $(\Lambda_{\text{NaCl}}^0 - \Lambda_{\text{KCl}}^0) = (\Lambda_{\text{NaNO}_3}^0 - \Lambda_{\text{KNO}_3}^0) = (\lambda_{\text{Na}^+}^0 - \lambda_{\text{K}^+}^0)$.

Per ottenere i valori di λ_+^0 e λ_-^0 da misure di Λ^0 di elettroliti forti definiamo i numeri di trasporto per il catione (t_+) e per l'anione (t_-), intendendo con tali quantità la frazione della carica elettrica totale trasportata nella soluzione dal catione e dall'anione (Eq.11 e Eq.11a):

$$t_+ = v_+ \lambda_+ / \Lambda = F v_+ z_+ u_+ / \Lambda \quad (14)$$

$$t_- = v_- \lambda_- / \Lambda = F v_- z_- u_- / \Lambda \quad (14a)$$

Da tali equazioni si deducono facilmente queste altre due equazioni

$$t_+ + t_- = 1 \quad (14b)$$

$$t_+ / t_- = u_+ / u_- \quad (14c)$$

Al limite per $c_0 \rightarrow 0$, otteniamo i numeri di trasporto a diluizione infinita

$$t_+^0 = v_+ \lambda_+^0 / \Lambda^0 \quad (15)$$

$$t_-^0 = v_- \lambda_-^0 / \Lambda^0 \quad (15a)$$

Sperimentalmente si ottengono i valori di Λ^0 , t_+^0 e t_-^0 da cui si calcolano le grandezze λ_+^0 e λ_-^0 per mezzo delle equazioni 15 e 15a. Una selezione di conduttanze ioniche molari a diluizione infinita è riportata in Tab.1 [2, 3, 5].

Conduttanza molare di soluzioni elettrolitiche: le acque minerali Parte I.

Tab.1 Conduttanze ioniche molari a diluizione infinita in acqua a 25°C. Le conduttanze ioniche equivalenti ottenute dai riferimenti [2,3,5] sono state trasformate in conduttanze ioniche molari secondo le Eq.9 e 13.

Catione	$\lambda_+^0 / \Omega^{-1} \text{ cm}^2 \text{ mol}^{-1}$	Anione	$\lambda_-^0 / \Omega^{-1} \text{ cm}^2 \text{ mol}^{-1}$
H3O+	349.65	OH ⁻	198
Li ⁺	38.66	F ⁻	55.5
Na ⁺	50.08	Cl ⁻	76.31
K ⁺	73.48	Br ⁻	78.1
Rb ⁺	77.8	I ⁻	76.8
Cs ⁺	77.2	CH ₃ COO ⁻	40.9
NH ₄ ⁺	73.5	NO ₃ ⁻	71.44
Ag ⁺	61.9	HCO ₃ ⁻	45.5
Tl ⁺	74.7	CO ₃ ²⁻	138.6
Mg ²⁺	106.0	SO ₄ ²⁻	160.0
Ca ²⁺	118.94	ClO ₄ ⁻	67.32
Sr ²⁺	118.8	PO ₄ ³⁻	209.7
Ba ²⁺	127.2		
Cu ²⁺	113.2		
Zn ²⁺	116.4		
Fe ²⁺	108		
Mn ²⁺	107.0		
La ³⁺	139.4		

In prima approssimazione si assume che le mobilità ioniche in soluzioni diluite siano indipendenti dalla concentrazione, come suggerito da Kohlrausch, cioè vale l'equazione

$$\Lambda^0 \approx (v_+ \lambda_+ + v_- \lambda_-) \quad (16)$$

la quale permette di ottenere insieme all'Eq.11, per una data concentrazione, il grado di dissociazione di un elettrolita debole dalla misura della sua conduttanza molare:

$$\alpha = \Lambda / \Lambda^0 \quad (17)$$

Nell'Appendice 2 si riporta un'applicazione dell'Eq.17 per il calcolo della costante di ionizzazione dell'acqua e si discute la ragione dell'elevata conduttanza ionica molare del catione idrossonio e dell'anione idrossido in soluzioni acquose, come risulta dai dati riportati in Tab.1.

Concludiamo questo paragrafo ricordando che Kohlrausch enunciò le legge sull'indipendente migrazione degli ioni attraverso l'applicazione delle Eq. 14 e 14a. Considerando due soluzioni elettrolitiche molto diluite, contenenti un ugual numero di ioni ed uno ione in comune, ad esempio soluzioni acquose di NaCl e KCl di uguale concentrazione, possiamo scrivere

$$t_{+(Na^+)} = \lambda_{+(Na^+)} / \Lambda_{NaCl} \quad (14d)$$

$$t_{-(Cl^-) NaCl} = \lambda_{-(Cl^-)} / \Lambda_{NaCl} \quad (14e)$$

$$t_{+(K^+)} = \lambda_{+(K^+)} / \Lambda_{KCl} \quad (14f)$$

$$t_{-(Cl^-) KCl} = \lambda_{-(Cl^-)} / \Lambda_{KCl} \quad (14g)$$

In soluzioni molto diluite la conduttanza molare degli ioni è costante, essendo influenzata solo dalle molecole di solvente. Si ottiene la seguente uguaglianza

$$t_{-(Cl^-)} \Lambda_{KCl} = t_{-(Cl^-)} \Lambda_{NaCl} \quad (14h)$$

verificata sperimentalmente da Kohlrausch.

4. Soluzioni contenenti più elettroliti disciolti in acqua: il caso delle acque minerali

La corrente elettrica trasportata da cationi e anioni, nel caso di soluzioni contenenti più elettroliti disciolti, si esprime secondo la seguente espressione

$$I = \sum_j (z_{+j} c_{+j} u_{+j} + z_{-j} c_{-j} u_{-j}) E S F \quad (18)$$

La sommatoria è estesa a tutti gli elettroliti: per ogni elettrolita j-esimo si liberano nella soluzione cationi ed anioni, in accordo con l'Eq.1, ogni ione caratterizzato dal proprio valore di carica elettrica, mobilità e concentrazione.

Considerando che ogni elettrolita contribuisce alla conduttanza specifica secondo l'Eq.8, possiamo scrivere

$$\kappa = \sum_j (c_{0j} / 1000) \alpha_j (v_{+j} z_{+j} F u_{+j} + v_{-j} z_{-j} F u_{-j}) \quad (19)$$

Nel caso di un'acqua minerale la conduttanza specifica della soluzione è funzione di tutte le specie ioniche presenti. Essa può essere descritta per mezzo di due sommatorie, una per i cationi ed una per gli anioni. Si noti che nella seguente equazione le concentrazioni ioniche c_{+k} e c_{-k} vengono espresse in millimoli per litro di soluzione e la conduttanza specifica in $\mu S \text{ cm}^{-1}$

$$\kappa = \sum_k \lambda_{+k} c_{+k} + \sum_k \lambda_{-k} c_{-k} \quad (20)$$

Per la condizione di elettroneutralità della soluzione elettrolitica si deve sempre rispettare la seguente equazione

$$\sum_k z_{+k} c_{+k} = \sum_k z_{-k} c_{-k} \quad (21)$$

Per le acque minerali commerciali risultano facilmente disponibili le concentrazioni ioniche c_{+k} e c_{-k} (espresse in mg/L) ed il valore della conduttanza specifica (in $\mu S \text{ cm}^{-1}$). Nel Parte II di questo lavoro per una selezione di tali acque viene riportato il controllo della condizione di elettroneutralità della soluzione, Eq.(21), e lo studio della correlazione tra concentrazione degli ioni in soluzione e conduttanza specifica, cioè la verifica dell'Eq.20, alla base della teoria della dissociazione elettrolitica di Arrhenius. I valori λ_{+k}^0 e λ_{-k}^0 per i diversi ioni di interesse sono riportati in Tab.1.

5. Determinazione dei numeri di trasporto degli ioni (t_+ e t_-) con il metodo di Hittorf

Dal punto di vista strumentale il metodo di Hittorf [2,3] è il più semplice per determinare i numeri di trasporto degli ioni in una soluzione elettrolitica. Esso prevede l'uso di una cella elettrolitica divisa in tre scomparti: anodico, centrale e catodico. Dopo aver fatto passare tra gli elettrodi una piccola corrente continua I per un tempo τ , si analizzano gli scomparti anodico e catodico per ottenere le variazioni di concentrazione dell'elettrolita rispetto alla concentrazione iniziale. Dalla misura degli impoverimenti anodico e catodico si ottengono i valori dei numeri di trasporto degli ioni. Notiamo che nello scomparto centrale la concentrazione dell'elettrolita rimane costante, infatti in tale scomparto gli ioni provenienti dagli scomparti adiacenti escono ed entrano in ugual numero.

In accordo con le leggi di Faraday dopo che nella cella è circolata la carica $Q = I\tau$, possiamo scrivere il seguente bilancio delle moli (V è il volume in millilitri degli scomparti anodico e catodico; (i) condizione iniziale; (f) condizione finale):

scomparto catodico: $C^{z^+} + z_+ e^- \rightarrow C$

$$V c_{+(i)} - (I\tau / z_+ F) + E u_+ \tau S c_{+(i)} = V c_{+(f)} \quad (22)$$

scomparto anodico: $A^{z^-} \rightarrow A + z_- e^-$

$$V c_{-(i)} - (I\tau / z_- F) + E u_- \tau S c_{-(i)} = V c_{-(f)} \quad (22a)$$

La Fig.1, riprodotta con modifiche dagli articoli di Hittorf [citati nel Rif.3], illustra efficacemente il modello descritto dalle Eq.22 e 22a.

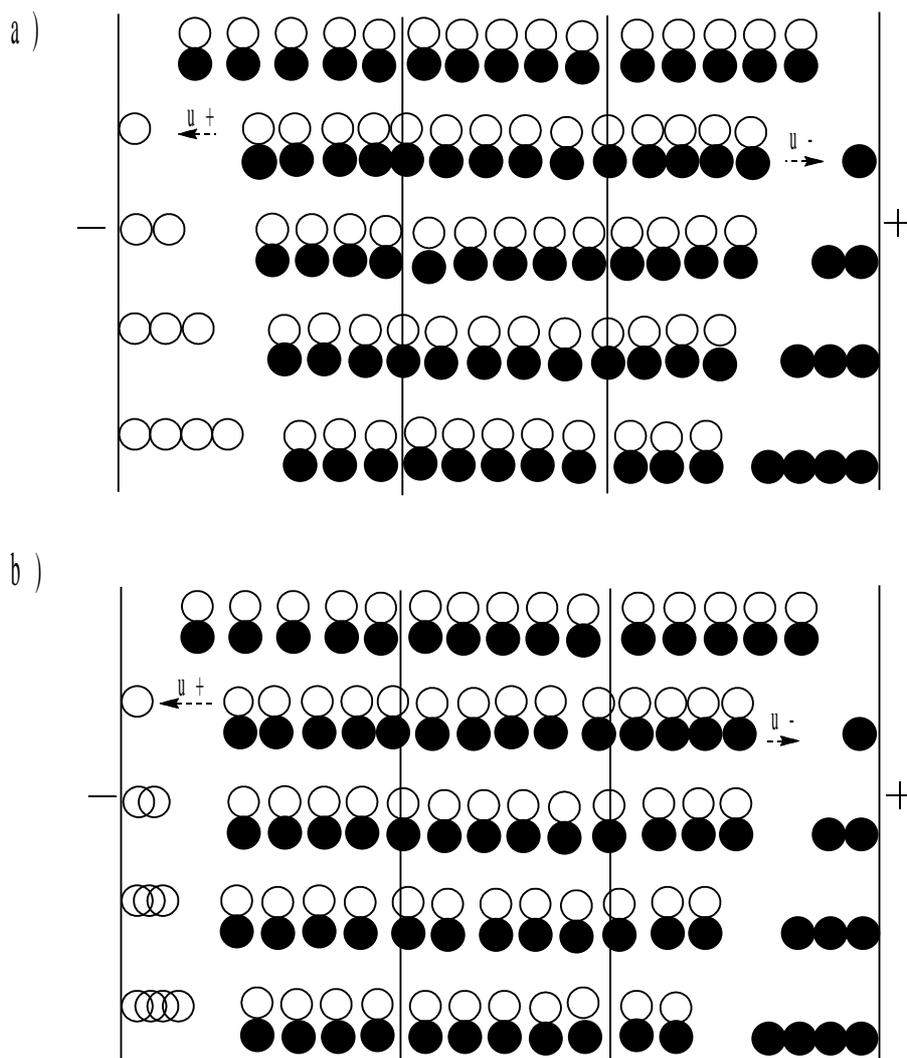


Fig.1 Diagramma di Hittorf per il calcolo dei numeri di trasporto:

- a) ioni con uguali mobilità ($u_+ = u_-$): le concentrazioni ioniche sono le stesse negli scomparti anodico (+) e catodico (-) ;
 - b) ioni con differenti mobilità ($u_+ = 3u_-$): le concentrazioni ioniche sono diverse negli scomparti anodico (+) e catodico (-).
- Nello scomparto centrale la concentrazione è in ogni caso costante (stato stazionario).

Le variazioni di concentrazione dell'elettrolita al catodo e all'anodo sono

$$V\Delta c_+ = (I\tau / z_+ F) - E u_+ \tau S c_{+(i)} \quad (23)$$

$$V\Delta c_- = (I\tau / z_- F) - E u_- \tau S c_{-(i)} \quad (23a)$$

Da cui, utilizzando l'Eq.4, otteniamo

$$V\Delta c_+ = [(z_+ c_{+(i)} u_+ + z_- c_{-(i)} u_-) ES] (\tau / z_+) - E u_+ \tau S c_{+(i)} \quad (24)$$

$$V\Delta c_- = [(z_+ c_{+(i)} u_+ + z_- c_{-(i)} u_-) ES] (\tau / z_-) - E u_- \tau S c_{-(i)} \quad (24a)$$

Attraverso semplici passaggi possiamo scrivere

$$V\Delta c_+ = z_- c_{-(i)} u_- ES (\tau / z_+) = z_- u_- ES (v_- c_0 \alpha / 1000) (\tau / z_+) \quad (25)$$

$$V\Delta c_- = z_+ c_{+(i)} u_+ ES (\tau / z_-) = z_+ u_+ ES (v_+ c_0 \alpha / 1000) (\tau / z_-) \quad (25a)$$

Considerando le Eq.14 e 14a

$$z_+ V\Delta c_+ = v_- z_- u_- c_0 \alpha ES \tau / 1000 = \Lambda t_- (c_0 \alpha ES \tau / F 1000) \quad (26)$$

$$z_- V\Delta c_- = v_+ z_+ u_+ c_0 \alpha ES \tau / 1000 = \Lambda t_+ (c_0 \alpha ES \tau / F 1000) \quad (26a)$$

Dal rapporto tra l'Eq.26a e l'Eq.26 si ottiene la relazione tra i numeri di trasporto degli ioni ed i rispettivi impoverimenti agli elettrodi

$$t_+ / t_- = z_- \Delta c_- / z_+ \Delta c_+ = \Delta c_0(\text{anodo}) / \Delta c_0(\text{catodo}) \quad (27)$$

Applicando alla proporzione descritta dall'Eq.27 la proprietà del componendo e considerando l'Eq.14b, otteniamo le formule operative

$$t_+ = \Delta c_0(\text{anodo}) / [\Delta c_0(\text{catodo}) + \Delta c_0(\text{anodo})] \quad (28)$$

$$t_- = \Delta c_0(\text{catodo}) / [\Delta c_0(\text{catodo}) + \Delta c_0(\text{anodo})] \quad (28a)$$

6. Conclusioni

Molte argomenti del programma di *Chimica generale ed inorganica con laboratorio* del corso di laurea in Chimica (12 Crediti Formativi Universitari) possono essere introdotti prendendo spunto da situazioni della vita reale. Gli autori, sulla base della loro esperienza, sono convinti che i migliori risultati vengono ottenuti dallo studente motivato da interessi per la materia sia pratici sia teorici. In questa prima parte abbiamo posto le basi per uno studio delle soluzioni acquose rappresentate dalle acque minerali, in particolare abbiamo valutato i parametri chimico-fisici da cui dipende la conduttanza specifica di queste soluzioni. I dati analitici e chimico-fisici delle acque minerali, riportati nelle etichette delle bottiglie distribuite in commercio, verranno elaborati in dettaglio nella Parte II di questa comunicazione [6].

Appendice 1.

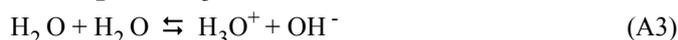
La legge della diluizione di Ostwald per un acido debole HA: relazione tra costante di dissociazione acida K_a e grado di dissociazione a diluizione infinita

Questa appendice vuole attirare l'attenzione del lettore sulla relazione che esiste tra la costante di dissociazione K_a di un acido debole (indicato genericamente con HA) ed il suo grado di dissociazione a diluizione infinita. Vedremo che la legge della diluizione di Ostwald

$$K_a = c_a \alpha^2 / (1 - \alpha) \quad (A1)$$

con $\alpha \approx \Lambda / \Lambda^0$ ($\alpha \rightarrow 1$ per $c_a \rightarrow 0$), è un caso particolare valido per acidi deboli con $K_a \gg 10^{-7}$. Questa appendice corregge anche le note n.7 e n.24 del cap.13 di "Fondamenti di Chimica" di P. Silvestroni [1] e integra le conclusioni riportate da Stock [7].

In una soluzione acquosa di un acido debole HA sono presenti gli equilibri



regolati dalle relative costanti di equilibrio

$$K_a = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]/[\text{HA}] \quad (A4)$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] \quad (A5)$$

Chiaramente devono essere rispettati il bilancio della carica elettrica ed il bilancio delle moli per ogni specie chimica; nel nostro caso possiamo scrivere

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^-] + [\text{OH}^-] \quad (A6)$$

$$c_a = [\text{A}^-] + [\text{HA}] \quad (A7)$$

Il grado di dissociazione è definito dall'equazione

$$\alpha = [\text{A}^-] / c_a \quad (A8)$$

Delle equazioni di bilancio di carica e delle moli si arriva a scrivere la seguente equazione generale

$$K_a [\text{HA}] / [\text{A}^-] = [\text{A}^-] + (K_w/K_a) [\text{A}^-] / [\text{HA}] \quad (A9)$$

Conduttanza molare di soluzioni elettrolitiche: le acque minerali Parte I.

Sostituendo $[A^-] = c_a \alpha$ e $[HA] = c_a (1 - \alpha)$ si ottiene

$$K_a (1 - \alpha) / \alpha^2 = c_a + (K_w/K_a) / (1 - \alpha) \quad (A10)$$

Vediamo che per $c_a \rightarrow 0$ si ottiene che

$$(1 - \alpha)^2 / \alpha^2 = K_w/K_a^2 \quad (A11)$$

Quindi in generale

$$(1 - \alpha) / \alpha = 10^{-7}/K_a \quad (A12)$$

cioè

$$\alpha = K_a / (10^{-7} + K_a) \quad (A13)$$

Vediamo che per $K_a \gg 10^{-7}$, $\alpha \rightarrow 1$; per $K_a = 10^{-7}$, $\alpha = 0.5$; per $K_a \ll 10^{-7}$, $\alpha \rightarrow 0$.

Ritroviamo la legge della diluizione di Ostwald per CH_3COOH con $K_a \approx 10^{-5}$, per $c_a \rightarrow 0$ si calcola $\alpha \rightarrow 0.990$; invece per HCN con $K_a \approx 10^{-10}$ per $c_a \rightarrow 0$ si calcola $\alpha \rightarrow 0.001$, praticamente in queste condizioni HCN è un non elettrolita.

E' interessante notare che l'equazione di Ostwald

$$K_a = c_a (\Lambda/\Lambda^0)^2 / [1 - (\Lambda/\Lambda^0)] \quad (A14)$$

può essere riordinata nella seguente forma

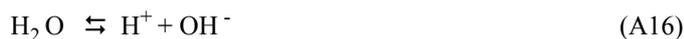
$$(1/\Lambda) = (1/\Lambda^0) + c_a \Lambda / K_a (\Lambda^0)^2 \quad (A15)$$

Diagrammando $1/\Lambda$ in funzione di $c_a \Lambda$ si ottiene, per soluzioni diluite, una retta dalla cui intercetta si ottiene $1/\Lambda^0$ e quindi Λ^0 , e dalla cui pendenza si ottiene $1/K_a (\Lambda^0)^2$ e quindi il valore di K_a . Questo interessante metodo di analisi della serie di dati di Λ in funzione di c_a è stato proposto da Kraus e Bray [2].

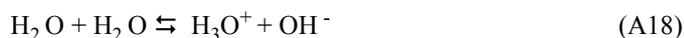
Appendice 2.

Determinazione della costante di ionizzazione dell'acqua e ragione dell'alta conduttanza molare del catione idrossonio e dell'anione idrossido in soluzioni acquose

L'equilibrio di ionizzazione dell'acqua corrisponde alla somma delle due seguenti reazioni



cioè al seguente equilibrio



Indichiamo con α il grado di dissociazione dell'acqua nel primo equilibrio; la densità dell'acqua pura a 25 °C vale 0.99707 Kg/L [2] e comporta una concentrazione analitica molare pari a $[\text{H}_2\text{O}]_0 = c_0 = 55.347 \text{ M}$. Riportiamo quindi il bilancio delle moli e delle cariche:

$$c_0 = [\text{H}_2\text{O}] + [\text{OH}^-] + [\text{H}_3\text{O}^+] \quad (A19)$$

$$[\text{H}^+] + [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] \quad (A20)$$

Il protone H^+ è presente in forma libera solo in concentrazione dell'ordine del 4% rispetto all'acqua dissociata, $[\text{H}^+] \approx 0.04c_0\alpha$. Per il 96% è presente come ione idrossonio idratato

$$\text{H}_3\text{O}^+, \text{ cioè } [\text{H}_3\text{O}^+] \approx 0.96c_0\alpha \text{ [2].}$$

Con buona approssimazione possiamo scrivere

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = c_0\alpha \quad (A21)$$

$$[\text{H}_2\text{O}] = c_0 - [\text{OH}^-] - [\text{H}_3\text{O}^+] = c_0 - 2c_0\alpha = c_0 (1 - 2\alpha) \quad (A22)$$

quindi

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]/[\text{H}_2\text{O}]^2 = c_0^2 \alpha^2 / c_0^2 (1-2\alpha)^2 = \alpha^2 / (1-2\alpha)^2 \quad (\text{A23})$$

L'acqua molto pura fuori dal contatto dell'aria, a 25°C, presenta una conduttanza specifica pari a

$$\kappa = 0.58 \times 10^{-7} \Omega^{-1} \text{cm}^{-1} [3].$$

(Kohlrausch e Heydweiler misurarono la conduttanza specifica dell'acqua a 18°C dopo 42 distillazioni sotto pressione ridotta ottenendo $\kappa = 0.41 \times 10^{-7} \Omega^{-1} \text{cm}^{-1}$ [da Rif.2 p.68]; per la comune acqua distillata tenuta in contatto con l'aria si misura a temperatura ambiente un valore di $\approx 10 \times 10^{-7} \Omega^{-1} \text{cm}^{-1}$.) Il grado di dissociazione dell'acqua si può ottenere dal valore della conduttanza specifica calcolando la conduttanza molare con l'Eq.9

$$\Lambda = \kappa 1000 / c_0 = 0.58 \times 10^{-7} \times 1000 / 55.347 = 1.05 \times 10^{-6} \Omega^{-1} \text{cm}^2 \text{mol}^{-1} \quad (\text{A24})$$

ed assumendo che per gli elettroliti deboli la conduttanza molare si esprime in funzione delle conduttanze molari ioniche secondo l'Eq.11

$$\Lambda = \alpha (v_+ \lambda_+ + v_- \lambda_-) \quad (\text{A25})$$

dove, in accordo con l'Eq.16, possiamo sostituire $(v_+ \lambda_+ + v_- \lambda_-)$ con Λ^0 , la conduttanza molare ionica a diluizione infinita, calcolabile con i dati riportati in Tab.1:

$$\Lambda^0 = \lambda_+^0 (\text{H}_3\text{O}^+) + \lambda_-^0 (\text{OH}^-) = 548 \Omega^{-1} \text{cm}^2 \text{mol}^{-1} \quad (\text{A26})$$

Il grado di dissociazione vale quindi

$$\alpha \approx \Lambda / \Lambda^0 = 1.92 \times 10^{-9} \quad (\text{A27})$$

Considerando il valore del grado di dissociazione si può assumere $(1-2\alpha)^2 = 1$, l'Eq.(A23) diventa

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]/[\text{H}_2\text{O}]^2 \approx \alpha^2 \quad (\text{A28})$$

La costante di ionizzazione si può quindi scrivere nel seguente modo

$$K_w = [\text{H}_2\text{O}]^2 \alpha^2 = c_0^2 \alpha^2 = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1.13 \times 10^{-14} \quad (\text{A29})$$

(Il valore oggi accettato, a 25°C, è $K_w = 1.008 \times 10^{-14}$, definendo le funzioni $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$, $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$ e $\text{p}K_w = -\log K_w$, per tutte le soluzioni acquose si deve verificare che $14 = \text{pH} + \text{pOH}$).

Un esame dei dati riportati in Tab.1 mette in evidenza gli elevati valori di conduttanza molare in acqua a 25°C, rispetto ad altri ioni, per il catione idrossonio ($\lambda_+^0 (\text{H}_3\text{O}^+) = 349.65 \Omega^{-1} \text{cm}^2 \text{mol}^{-1}$) e per l'anione idrossido

$$(\lambda_-^0 (\text{OH}^-) = 198 \Omega^{-1} \text{cm}^2 \text{mol}^{-1}).$$

In solventi diversi questi due ioni presentano valori molto vicini a quelli degli altri ioni. Ad esempio in solventi come l'acetone e l'alcol etilico, $\lambda_+^0 (\text{H}_3\text{O}^+)$ a 25°C vale rispettivamente 91.1 e $60.0 \Omega^{-1} \text{cm}^2 \text{mol}^{-1}$, in linea con i valori di altri cationi nello stesso solvente [2].

Il meccanismo a salto del protone - detto meccanismo di diffusione di Grotthuss - tra lo ione idrossonio e una molecola d'acqua contigua e orientata in modo favorevole può spiegare l'elevato valore della conduttanza molare dello ione idrossonio. La mobilità dello ione idrogeno dipende dalla velocità di riorientamento delle molecole d'acqua in quanto uno dei due lone pair sull'atomo di ossigeno deve legare il protone proveniente dallo ione idrossonio contiguo. Lo stesso tipo di meccanismo a salto del protone può essere invocato nel caso dell'anione idrossido. Si noti che anche per la migrazione di questo ione si formano nuovi legami O-H tra lo ione idrossido e una molecola d'acqua contigua e

Conduttanza molare di soluzioni elettrolitiche: le acque minerali Parte I.

orientata in modo favorevole [2,3]. I meccanismi di diffusione di Grotthuss descritti sono illustrati schematicamente in Fig.2.

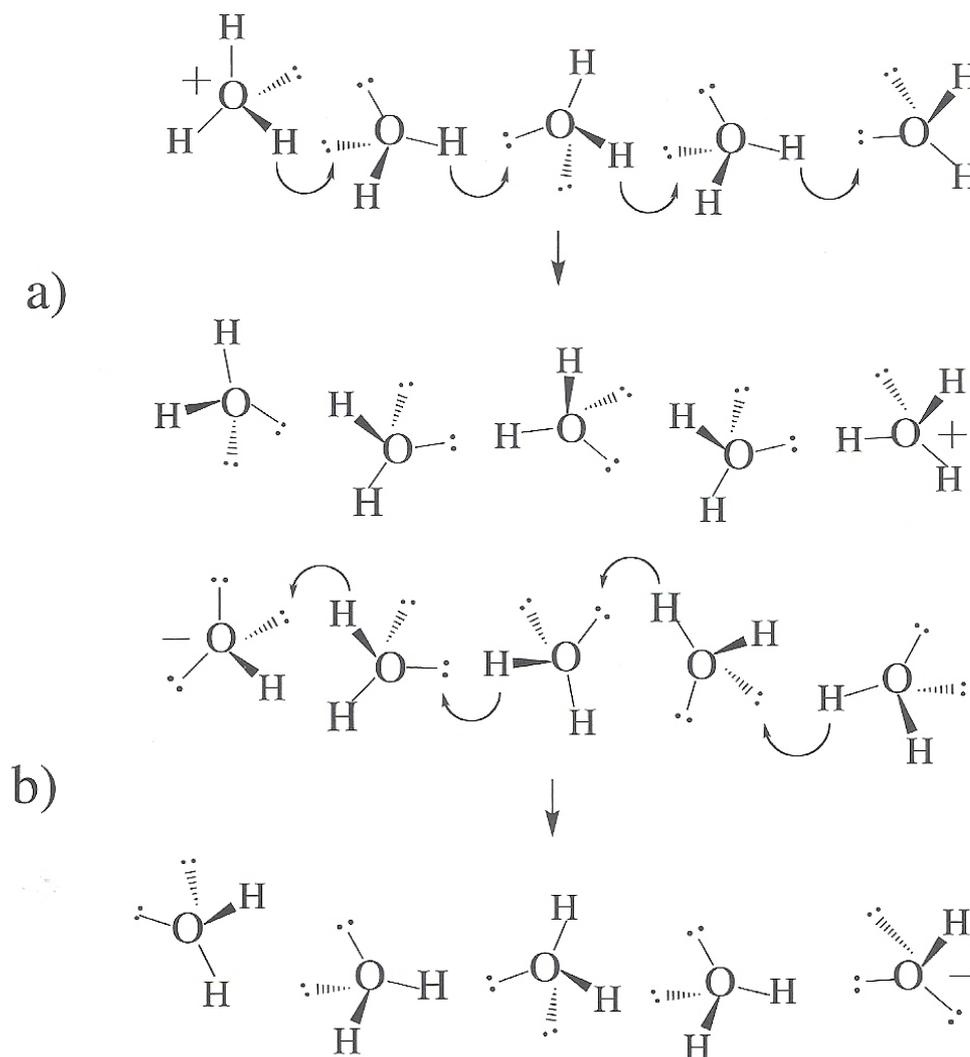


Fig.2 Meccanismo di Grotthuss per la migrazione a salto del catione idrossonio (a) e dell'anione idrossido (b) in soluzione acquosa.

I dati sperimentali mostrano che il tempo di salto di un protone (H^+) da una molecola d'acqua all'altra corrisponde a circa il 4% della vita dello ione (un protone idratato). Per il rimanente 96% della sua vita il protone è sotto la forma di catione idrossonio (H_3O^+) che può essere considerato un catione analogo ad altri cationi di piccole dimensioni.

Riferimenti bibliografici

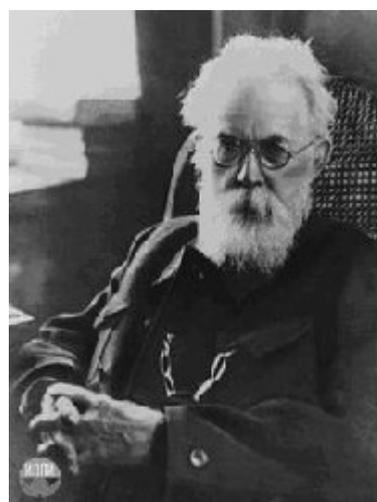
1. P. Silvestroni, *Fondamenti di chimica*, C.E.A.-Zanichelli, Milano, Decima edizione 1996, pp. 374-405 (Cap.13 Soluzioni di elettroliti: loro proprietà).
2. G. Bianchi, T. Mussini, *Elettrochimica*, Tamburini Masson Editori, Milano 1976, pp.71-151 (Cap.8 Soluzioni elettrolitiche).
3. K. J. Laidler, J. H. Meiser, *Physical Chemistry*, Houghton Mifflin Company, Boston 1999, 3rd edition, pp. 264-319 (Cap.7 Solutions of electrolytes).
4. E. K. Jacobsen, *J. Chem. Educ.*, 2011, **88**, 530. (*JCE Resources for chemistry and water: an update for the International Year of Chemistry.*)
5. P. Vanysek, *Handbook of Chemistry and Physics*, D.R. Lide (Editor-in-Chief) 87th Edition, 2006-2007, pp. 5-76 e 5-77 (Ionic conductivity and diffusion at infinite dilution.)
6. F. Calascibetta, G. Moretti, Parte II, *CnS La Chimica nella Scuola* (sottoposto per la pubblicazione, luglio 2011).
7. J. T. Stock *J. Chem. Educ.*, 1997, **74**, 865. (The pathway to the Ostwald dilution law.)

Vladimir Ivanovič Vernadsky: Biosfera e Noosfera

Carlotta Zilioli

carlotta.zilioli@studio.unibo.it

La figura di Vladimir Ivanovič Vernadsky ha ormai assunto in Russia un grandissimo rilievo, corrispondente a quello che in Occidente hanno Albert Einstein, Gregor Mendel o Charles Darwin.¹ Figura di grande versatilità, fu uno scienziato autenticamente enciclopedico: si occupò di geochimica, introdusse un nuovo orientamento evolutivistico in mineralogia e biogeochimica, fu tra i primi a riconoscere l'importanza della radiogeologia; si dedicò inoltre alla storia del pensiero scientifico e alla riflessione epistemologica. Negli ultimi anni del XX secolo è stato riscoperto in relazione all'ecologia globale, alla scienza della Biosfera, nel contesto degli studi sul rapporto tra la specie umana e la Terra.² Nonostante l'attenzione ed interesse crescenti, in Italia, a causa delle difficoltà linguistiche e della generale lontananza dei paesi occidentali dalla scienza e cultura sovietiche, Vernadsky rimane tuttora poco conosciuto e oggetto di una scarsa bibliografia. Al contrario, è importante scoprire questo straordinario personaggio, rappresentante di quella tradizione scientifica russa aperta al confronto interdisciplinare e attenta ai risvolti pratico-tecnici. Vladimir I. Vernadsky nacque a Pietroburgo il 12 marzo 1863, nella vecchia Russia zarista, da una famiglia dell'*intelligenza* liberale.



Vladimir Ivanovič Vernadsky

La sua curiosità fu incoraggiata fin dai primi anni: il padre era professore di economia politica all'università di Kiev e in seguito di Mosca, lo zio Korolenko, autodidatta di grande erudizione, trasmise al piccolo la concezione della Terra come organismo vivente.³

Dalla sua visione scientifica del mondo, quale emerge nell'opera *La Biosfera*, da un lato traspare la particolarità della cultura russa del suo tempo, in cui il cosmismo si coniuga all'attenzione per una visione d'insieme dei fenomeni naturali, sulla scia della tradizione humboldtiana. Dall'altro lato essa presenta legami con il contesto della Parigi tra gli anni Venti e Trenta del Novecento, in cui Vernadsky appunto soggiornò.

Nella formazione di Vernadsky furono estremamente importanti gli incontri fatti all'Università di Pietroburgo, a cui si iscrisse alla fine del 1881, in un clima di grande tensione, dovuta alla crescente repressione da parte del regime zarista. Nonostante questo, la Pietroburgo degli anni Ottanta dell'Ottocento era anche uno scenario intellettualmente vivo e dinamico. Vernadsky stesso scrisse:

L'Università ebbe su tutti noi una grandissima influenza. Fu essa a fornirci per prima la possibilità di dar libero corso a quella ricca vita interiore, che era germogliata e si era sviluppata in noi ma non aveva potuto manifestarsi nell'ambiente ammuffito del ginnasio. Frequentare i corsi universitari costituì davvero per noi una vera e propria liberazione spirituale [...], soprattutto perché a quel tempo l'università di Pietroburgo era davvero di eccellente livello. Per limitarmi alla facoltà di fisica-matematica, e in particolare alla sezione di scienze naturali, in cui mi laureai nel 1885, potevamo disporre di docenti quali D.I. Mendeleev, A. N. Beketov, V.V. Dokučaev, A. S. Famincyn, M. N. Bogdanov, N. P. Vagner, I. M. Sečenov, F. V. Ovsjannikov, P. A. Kostyčev, A. A. Inostrancev, A. I. Voejkov, F. F. Petruševskij, A. M. Butlerov, M. I. Konovalov, personalità, queste, che hanno lasciato tutte una grande traccia nella

1. Si veda Margulis (1988), p. 16.

2. Si veda Grinevald (1993), pp. 42-43.

3. Si veda Bailes (1990), pp.11-13.

Vladimir Ivanovič Vernadsky: Biosfera e Noosfera

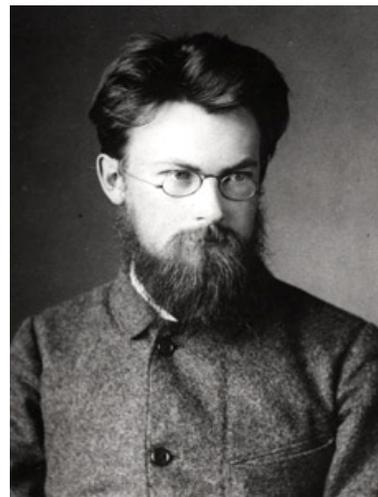
storia della scienza del nostro Paese. Le lezioni di molti di essi- in primo luogo quelle di Mendeleev, Beketov, Dokučaev- aprirono davanti ai nostri occhi un mondo del tutto nuovo, e ci indussero a gettarci a capofitto, con grande passione e con tutte le nostre energie, nel lavoro scientifico, al quale negli anni precedenti eravamo stati preparati in modo così incompleto e poco sistematico. Gli otto anni trascorsi nelle classi ginnasiali ci apparvero in tutta la loro inutilità: si era trattato in gran parte di una vera e propria perdita di tempo, una prova e un cimento del tutto inutili, al quale eravamo costretti a sottoporci da un sistema scolastico fortemente voluto e difeso da una politica governativa che provocava la nostra sorda indignazione. Queste nostre idee e questi nostri sentimenti trovavano in particolar modo alimento e chiara espressione nelle lezioni di D. I. Mendeleev, personalità che pur essendo, com'è noto, di idee politiche moderate, piuttosto inclini al conservatorismo, riusciva tuttavia come nessun altro a eccitare in noi lo spirito di libertà e umori orientati verso l'opposizione. Egli aveva la straordinaria capacità di tratteggiare in modo chiaro e particolarmente attraente, appropriato e forte, le sterminate e praticamente infinite frontiere della conoscenza esatta, il loro significato e la loro incidenza nella storia e nello sviluppo dell'umanità [...].⁴

Nel saggio introduttivo ai *Problemi filosofici di un naturalista*, Silvano Tagliagambe sostiene che l'incidenza di Mendeleev sullo studente Vernadsky fu rilevante, in particolare per quanto riguarda la costruzione dello «stile di pensiero», cioè dell'atteggiamento con cui porsi di fronte alle complesse questioni non solo del mondo della ricerca, ma anche della società russa nel suo complesso. Mendeleev coniugava l'attenzione ai problemi concreti, le esigenze della Russia del tempo, allo studio teorico più generale; Vernadsky sosterrà la medesima concezione dello scienziato come persona che non si chiude nelle proprie riflessioni ma che prende posizione nell'attualità. Nella sua biografia egli riporta come fatto importante la sua nomina, tra il 1915 e il 1918, a presidente della KEPS, la 'Commissione per lo studio delle forze naturali e produttive': da un lato, infatti, Vernadsky si inseriva concretamente sulla scia di Mendeleev, maturando la consapevolezza della necessità di studiare e catalogare le risorse naturali russe e ribadendo il nesso tra sviluppo scientifico, modernizzazione sociale, crescita economica ed industriale; dall'altro lato l'approccio geochimico e biogeochimico usato per i lavori della Commissione gli diede l'impulso per sviluppare, in seguito, l'idea di Noosfera, che quindi nacque non da una riflessione teorica astratta, bensì dall'osservazione di situazioni concrete.⁵

Colui che ebbe maggiore influsso su Vernadsky fu V. V. Dokučaev, professore di mineralogia e cristallografia all'Università di Pietroburgo, il quale lo indirizzò allo studio delle geosfere e formò in lui interessi di carattere geochimico. In particolare, Dokučaev, dopo aver percorso con i suoi collaboratori ampi tratti del territorio russo, si rese conto che, al variare delle condizioni climatiche, mutava non solo la vegetazione, ma anche la composizione stessa del suolo. Sulla base di queste osservazioni, intese il paesaggio geografico come unità dei processi che si svolgono sulla superficie terrestre e il suolo come luogo privilegiato dell'incontro tra mondo organico e inorganico, entità vivente in continuo mutamento, risultato delle trasformazioni ad opera di agenti climatici e biologici. Questo approccio fu molto apprezzato da Vernadsky, il quale esaltò la capacità del maestro di sviluppare una visione sistemica e olistica che non perdesse mai la necessaria precisione, scadendo nell'astratto e nel generico.⁶ Ancora nel 1904 Vernadsky ricorda con nostalgia la «nuova concezione del terreno come corpo naturale del quale parlava così spesso Dokučaev».⁷

Vernadsky fu tra i pochi a prestare attenzione all'*Idrogeologia* di Lamarck, opera in cui si introduce la biologia nella teoria della Terra. L'intellettuale francese qui dichiarava che una fisica che si occupasse del Pianeta doveva considerare tanto le caratteristiche e i mutamenti della crosta quanto quelli dell'atmosfera, oltre che la genesi e sviluppo degli organismi. Egli, come il suo mentore Buffon, non si limitò all'ambito della sua propria specializzazione né disdegnò di guardare la natura nel suo insieme; anche per questo poté già rendersi conto degli importanti effetti che gli esseri viventi hanno sulla mutevole superficie della Terra, pur rimanendo estraneo al futuro concetto di Biosfera.

Altre appassionanti letture di cui Vernadsky amava ricordare l'influenza furono quelle delle opere scientifiche di Goethe e dello scienziato Alexander von Humboldt, unanimemente riconosciuto come uno dei precursori dell'attuale concezione ecologica. Entrambi sostennero un'impostazione vicina a quella dei filosofi naturali del romanticismo tedesco, concepivano la natura come una totalità, di cui l'uomo era parte integrante, e si opponevano con forza alla



Vladimir Ivanovič Vernadsky

4. Tagliagambe (1994), pp. X-XI.

5. Si veda *ivi*, pp. XVI-XX.

6. Si veda *ivi*, pp. XIII-XVI.

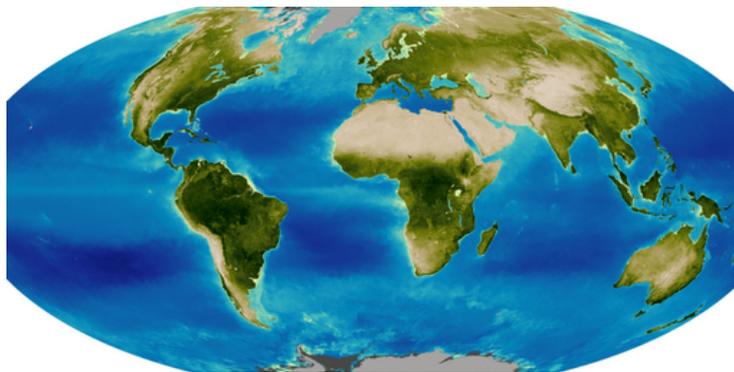
7. Deléage (1994), p. 202.

frammentazione del sapere. Humboldt sviluppò un «programma di ricerca scientifica olistica, in cui la sensibilità e la sintesi integravano la razionalità e l'analisi»⁸; insieme al geografo Carl Ritter promosse l'idea della Terra come unità attraversata da un continuo soffio vitale. «I legami tra Humboldt, la tradizione olistica tedesca, la geografia, la botanica e l'ecologia sono illustrati particolarmente bene dalla scuola scientifica russa a cui sono appartenuti Vasilij Dokuchaev, Woeikof, Lev Berg, Vernadsky e più tardi Sukachev».⁹

Il termine biosfera fu introdotto da Suess nell'opera *Die Entstehung der Alpen*, nel cui ultimo capitolo sono riportate le sue riflessioni geotettoniche, riprese poi in *Das antlitz der Erde*. Questo concetto, in sintonia con i contenuti dell'opera di Bergson del 1907, *L'Evoluzione creatrice*, fu così accolto nel contesto culturale di rinascita spirituale, inteso come sinonimo di Vita, quale è espressa nella metafisica vitalistica del filosofo francese. Tra i pochi che vi prestarono attenzione fu Pierre Teilhard de Chardin (1881-1955), padre gesuita e professore di geologia all'Istituto Cattolico di Parigi, che si servì di tale nozione nel 1921 in un'elogiativa recensione a *La Faccia della Terra* e in seguito nell'opera *Il fenomeno umano*, scritto tra il 1938 e 1940 in Cina. Egli tuttavia la impiegò per indicare la totalità organica degli esseri viventi, che forma uno strato continuo sulla crosta terrestre, distinto dalle altre geosfere, concetto simile alla 'materia vivente' di Vernadsky e denominato attualmente con la parola 'biota'.¹⁰ Diversamente, Vernadsky intese la Biosfera in senso più ampio, comprendendola come insieme di materia organica ed inorganica e dell'ambiente di cui fanno parte, definendola «l'involucro superiore o geosfera, di una delle grandi zone concentriche del nostro pianeta-la crosta terrestre».¹¹

Secondo Vernadsky la vita si esplica in termini di processi biochimici e deve esser studiata attraverso un approccio empirico, che non si assoggetti né al vitalismo né al meccanicismo, entrambe ritenute dal naturalista russo frutto di sistemi filosofici e religiosi estranei alla scienza. In geochimica gli organismi, visti come insieme unico, costituiscono uno dei fattori attivi più importanti, tanto che Vernadsky poté affermare: «La materia vivente conferisce alla biosfera tratti assolutamente insoliti e, fino a prova contraria, unici nell'universo».¹² La maggiore peculiarità è data dal fatto che, pur modificando l'andamento dell'equilibrio della Biosfera come gli altri fattori, gli esseri viventi si distinguono da questi in quanto rappresentano formazioni autonome, dotate di un loro proprio campo termodinamico. Perciò mantengono una propria temperatura e pressione interna, diverse da quelle dell'ambiente; dal punto di vista chimico i composti che si formano in essi non esistono all'esterno. La Biosfera ne determina dunque l'ambito di esistenza, ma non il loro campo interno. Evidente è in questo caso l'influenza della riflessione del biologo Claude Bernard relativamente al concetto di *milieu intérieur*, principio di regolazione non analizzabile in termini fisico-chimici, che mantiene l'organismo in una condizione di equilibrio, difendendolo dagli effetti perturbatori esterni.

Solo nella Biosfera è concentrata la vita, l'insieme di tutti gli animali e vegetali che, separati dalla materia inerte circostante da un confine netto e invalicabile, impongono agli atomi un movimento senza interruzione. Gli organismi sono dunque un «grande, costante e ininterrotto perturbatore dell'inerzia chimica della superficie del nostro pianeta»¹³, appartengono al meccanismo della crosta terrestre svolgendo funzioni di capitale importanza.



Nonostante siano solo i vegetali verdi a creare i composti chimici direttamente dai raggi del Sole, si può considerare la totalità della materia vivente come un tutt'uno, poiché il restante mondo vivente è indissolubilmente legato alla parte verde, trasformando ulteriormente i prodotti della fotosintesi. Ad esempio, gli animali e i funghi accumulano combina-

8. Grinevald (1992), p. 17.

9. *Ibidem*.

10. Si veda *ivi*, p. 95.

11. Vernadsky (1999), p. 95.

12. *Ivi*, p. 41.

13. *Ivi*, p. 48.

zioni di azoto, fonti di cambiamenti ancora più evidenti quando dal campo termodinamico dell'organismo fuoriescono nella Biosfera, disgregandosi con emissione di energia. La materia verde si è adattata principalmente alla realizzazione della sua funzione cosmica: captare e trasformare i raggi solari. Questi, colpendo la quasi totalità della superficie terrestre, hanno comportato l'ubiquità della diffusione dei vegetali; perciò Vernadsky ipotizzò che le terre emerse viste dallo spazio sarebbero apparse verdi.¹⁴ Anche tale tendenza a porsi in un punto di vista esterno evidenzia che la sua fu veramente una prospettiva planetaria; inoltre non trascurò neppure il ruolo, all'interno della Biosfera, delle tante radiazioni provenienti dall'ambiente cosmico, tra cui anche quelle solari. Esse fin dall'eternità rovesciano un flusso potente di forze che modificano profondamente il volto della Terra, permeando la materia di energia, tanto che la Biosfera,

così come le manifestazioni dei processi della Terra, è il prodotto del Sole. Le antiche intuizioni dei grandi sistemi religiosi dell'umanità, che consideravano le creature della Terra e, in particolare, gli uomini *figli del Sole*, sono di gran lunga più vicine al vero di quanto non pensino coloro che vedono le creature della Terra come opera esclusiva di ciechi e casuali cambiamenti della materia terrestre, delle forze terrestri. Le creature della Terra sono opera di un processo cosmico complesso, parte regolare e necessaria di un meccanismo cosmico armonioso, nel quale, come ben sappiamo, nulla avviene per caso.¹⁵

Dunque, come Silvano Tagliagambe correttamente commenta, la vita nel suo complesso è per Vernadsky un'unità organica contraddistinta da un'organizzazione interna profondamente diversificata, ma la cui caratteristica principale è data dall'«*unità della funzione cosmica*», consistente nel trasformare in energia chimica e fisica quella irradiata dal sole. Proprio tale omogeneità rende la Biosfera un sistema complesso, che permette l'esistenza di ogni suo componente, il quale, a sua volta, non può esistere senza ciascun altro. Per questo, essa ha un valore necessariamente prioritario nei confronti delle sue manifestazioni specifiche; nonostante sia dotata di un profilo preciso e ben delimitato, non è contrapposta al singolo organismo ed anzi non può essere considerata senza di esso.¹⁶

Se da un lato Vernadsky evidenziò il profondo legame della Biosfera con i fenomeni cosmici, dall'altro mostrò la stretta interrelazione, all'interno di essa, di organismi ed ambiente. In particolare, un costante scambio di elementi avviene tramite la respirazione e nutrizione degli esseri viventi. Su scala biosferica bisogna tener conto non delle funzioni del singolo, ma del risultato generale; per quanto concerne la respirazione, un'importante generalizzazione empirica è che i gas della Biosfera sono gli stessi che si formano per mezzo degli organismi, in particolare l'ossigeno libero, che costituisce la fonte principale dell'energia chimica libera, esiste sulla Terra solo grazie all'azione delle piante verdi. Da queste constatazioni Vernadsky dedusse che la respirazione deve avere un significato prioritario nel regime gassoso della Biosfera, cioè deve essere un «*fenomeno planetario*».

La Biosfera è quindi da un lato dotata di un proprio equilibrio e immutabilità, dall'altro, la complessiva invariabilità si accompagna a una costante evoluzione delle specie viventi. Ciò non è contraddittorio, poiché il cambiamento ha riguardato i raggruppamenti degli elementi negli organismi, ma non la loro composizione o quantità, che sono i fattori influenti sui processi geologici o geochimici a cui le materie viventi prendono parte.¹⁷

Considerazioni analoghe saranno riprese nel saggio *Il pensiero scientifico come fenomeno planetario*, in cui Vernadsky riconosce che l'azione degli organismi viventi fa sì che la Biosfera sia in uno stato dinamico, il quale tuttavia non impedisce il mantenimento di un equilibrio, che muta in modo regolare e tende di continuo verso la stabilità: «*L'organizzazione della biosfera - l'organizzazione della materia vivente - deve essere considerata come una successione di stati di equilibrio dinamici, che oscillano senza soluzioni di continuità nel tempo storico e geologico attorno a uno stato medio determinato con esattezza*».¹⁸ Altra peculiarità propria di questa sottile fascia del nostro Pianeta è l'eterogeneità dal punto di vista fisico, chimico e geometrico: la più grande diversità è quella esistente tra materia vivente e inerte, tanto che mai si è assistito alla creazione di una a partire dall'altra. Derivante da questa differenza è la presenza di due distinte scale temporali, legate ai diversi svolgimenti dei processi della materia: l'inerte segue un tempo geologico, la vivente uno storico. Nonostante la separazione sia netta, continuo è il passaggio di atomi dall'una all'altra; inoltre, accanto ai corpi viventi e non, esistono strutture regolari, a loro volta composte da corpi naturali eterogenei, come i suoli, le acque e, nel suo complesso, la Biosfera stessa, che Vernadsky denominò «*oggetti naturali bioinerti*».

Nel corso del tempo geologico, la materia vivente aumenta sia la propria estensione sulla superficie terrestre che la sua incidenza sul Pianeta, fatto trascurato dalla maggior parte degli scienziati, che invece ha prestato grande attenzione solo al fenomeno dell'evoluzione. Gli esseri viventi, infatti, si adattano ai cambiamenti dell'ambiente, ma hanno anche un elemento di mutamento insito in sé, indipendente da fattori esterni. L'evoluzione può essere attribuita a

14. Si veda *ivi*, pp. 46-51.

15. *Ivi*, pp. 30-31.

16. Si veda Tagliagambe (1998), pp. 1467-1468.

17. Si veda Vernadsky (1999), pp. 175-178.

18. Vernadsky (1994), p. 9.

tutta la materia vivente, è un processo che non conosce battute d'arresto, a causa dell'influenza dei viventi si estende anche ai corpi naturali bioinerti e biogenici. Vernadsky si rese conto che gli stessi fiumi o suoli del Devoniano sono diversi da quelli dell'era terziaria e, a loro volta, dell'epoca attuale; di questo fatto il pensiero scientifico si è iniziato ad occupare tardi, sebbene sia di grande importanza il riconoscimento che <<l'evoluzione della specie si trasforma così in evoluzione della biosfera>>. ¹⁹ In particolare, essa acquista rilievo geologico poiché dà origine a una nuova forza, il pensiero scientifico dell'umanità organizzata socialmente. <<Per effetto del pensiero scientifico e del lavoro umano la biosfera passa a una nuova fase - la noosfera>>. ²⁰ Questa ristrutturazione compiuta ad opera dell'uomo secondo Vernadsky non può essere un fenomeno casuale, bensì il frutto di un imponente processo naturale; da ciò derivò che non potesse essere un evento negativo o autodistruttivo. Inoltre, individuò il legame di tale sviluppo con la comparsa del cervello umano, citando gli studi del naturalista americano J. D. Dana, il quale aveva analizzato il progressivo perfezionamento del sistema nervoso centrale a partire dai crostacei e molluschi fino all'uomo, denominandolo cefalizzazione. Anche il collega di Vernadsky, Pavlov (1854-1929), aveva parlato di era antropozoica, in cui l'uomo diventava una potente forza geologica, assumendo una nuova condizione all'interno del Pianeta. Vernadsky concepì l'uomo come anello della catena evolutiva, senza separarlo dal resto degli enti naturali, analogamente a quanto stavano facendo in quel periodo Eduard Le Roy, matematico e filosofo seguace di Bergson, e Pierre Teilhard de Chardin. ²¹ Fu proprio dalle discussioni con essi che Vernadsky derivò il concetto di Noosfera, ad indicare lo stadio attuale nella storia geologica della Terra, in cui la Biosfera si trasforma ad opera della ragione umana, tema che approfondì negli ultimi anni della sua carriera. ²²

Vernadsky riuscì a legare tali considerazioni sul fenomeno del pensiero umano come forza geologica in grado di modificar l'assetto della Biosfera con originali riflessioni sulla storia della scienza: sostenne che proprio lo sviluppo di questa, attraverso centri di ricerca diffusi sempre più estesamente, fosse la premessa fondamentale per la nascita della Noosfera. ²³ Egli ritenne che la scienza, pur progredendo tramite le idee sviluppate dalla creatività degli individui, costituisse un insieme che, nel suo complesso, andava oltre la singola persona. Ogni fatto e ogni generalizzazione scientifici diventavano parte di un patrimonio di conoscenza unitario, comune agli uomini di tutte le generazioni. Vernadsky, tuttavia, non concepì mai quest'insieme dei saperi come qualcosa di astratto, accessibile solo tramite elucubrazioni di un pensiero avulso dalla concretezza della realtà; anzi, sottolineò l'importanza di un ambiente ad esso favorevole. Fattori che permettono un suo sviluppo positivo sono un'ampia divulgazione del pensiero scientifico, una costante e massiccia sua presenza all'interno dei programmi scolastici, una totale libertà della ricerca sia da vincoli religiosi che filosofici e sociali. Vernadsky ritenne che anche le sempre più diffuse organizzazioni sociali e democratiche dei lavoratori, caratterizzate da un'universalità che superava i confini degli Stati, dovessero essere considerate, insieme alla creatività scientifica, premesse necessarie per il pieno dispiegarsi della Noosfera. Infine, non dimenticò né il valore pratico ed applicativo di tale sviluppo del pensiero, né l'importanza dei nuovi prodotti della tecnologia, che avevano richiesto risorse statali in misura prima inimmaginabile. ²⁴

Purtroppo Vernadsky non poté approfondire il concetto di Noosfera a causa del sopravvenire della morte. Nonostante ciò, ritengo si possa affermare che la concepisse come una nuova era geologica, successiva a quella in cui si era formata la Biosfera, caratterizzata dall'imponente ruolo dell'uomo. Temporalmente dunque è collocabile in una sequenza lineare, che implica una delimitazione spaziale: i confini della Noosfera si estendono a partire dalla Biosfera, che ne è la base naturale. Vernadsky infatti sostenne che tra i profondi mutamenti apportati dall'uomo ci fosse la conquista di luoghi prima deserti e disabitati. ²⁵ Dall'altro lato, la Biosfera rimane il substrato fondamentale e determinante: se i suoi confini possono essere allargati, tuttavia essa è un ambiente limitato e le sue caratteristiche rimangono proprie anche della Noosfera. Non può esistere un legame unidirezionale tra la Terra e i suoi abitanti, ma qualunque evento ha effetti che si ripercuotono tanto nel contesto naturale quanto sulla società umana.

L'azione non è proprietà esclusiva dell'uomo, opposta a un subire che dovrebbe appartenere all'ambiente; entrambi infatti sono contemporaneamente protagonisti passivi ed attivi della storia.

Vernadsky fu consapevole dell'enorme potenziale nelle mani dell'uomo, passibile di effetti tanto positivi quanto negativi. Particolarmente significative sono le parole del 1922 a proposito dell'energia atomica, riconosciuta come immensa fonte di forza, che può arrecare giovamento, ma anche portare all'autodistruzione. Vernadsky si chiese profeticamente se gli esseri umani sarebbero stati in grado di sfruttare i nuovi mezzi, ribadendo la necessità, per gli scienziati, di star all'erta riguardo alle conseguenze delle proprie scoperte, di sentirsene responsabili e mirare sempre a

19. *Ivi*, p. 15.

20. *Ibidem*.

21. Si veda *ivi*, pp. 16-18. Un riconoscimento di tutte le principali fonti di ispirazione ad opera dell'autore stesso si trova in Vernadsky (1999), pp. 213-217.

22. Si veda Bailes (1990), p. 162.

23. Si veda Vernadsky (1994), p. 49.

24. Si veda *ivi*, pp. 52-53.

25. Si veda Vernadsky (1999), pp. 138-139.

Vladimir Ivanovič Vernadsky: Biosfera e Noosfera

riorganizzare al meglio l'umanità.²⁶ Nonostante le tragedie epocali, tra cui entrambe le guerre mondiali, in cui si trovò a vivere, Vernadsky rimase fiducioso del fatto che lo sviluppo dell'umanità procedesse nella direzione corretta, in sintonia con la Noosfera. Così concluse l'articolo *The Biosphere and the Noösphere*:

Ora attraversiamo un nuovo cambiamento geologico evolutivo della biosfera: entriamo nella noosfera. Avanziamo nella noosfera nel pieno di un nuovo, spontaneo processo geologico, in un momento tempestoso, mentre è in corso una distruttiva guerra mondiale. Ma per noi è importante il fatto che gli ideali della nostra democrazia vanno di pari passo con il processo geologico spontaneo, con le leggi della natura, in armonia con la noosfera. Per questo possiamo guardare con sicurezza al futuro. Esso è nelle nostre mani. Non ce lo faremo sfuggire.²⁷

26. Si veda Grinevald (1993), p. 13.

27. Vernadsky (1999), pp. 218-220.

Bibliografia

- Bailes Kendall (1990), *Science and Russian culture in an age of revolutions: V. I. Vernadsky and his scientific school, 1863-1945*, Indianapolis, Indiana University Press.
- Deléage Jean-Paul (1994), *Storia dell'ecologia. Una scienza dell'uomo e della natura*, Napoli, CUEN.
- Grinevald Jacques (1992), *Come è nata l'idea di biosfera*, in Peter Bunyard, Edward Goldsmith (a cura di), *L'ipotesi Gaia*, Como, Red Edizioni.
- Grinevald Jacques (1993), *Vernadsky e la scienza della biosfera*, in Vladimir Ivanovich Vernadsky, *La Biosfera*, Como, Red Edizioni.
- Margulis Linn (1998), *Foreword to the English-Language Edition*, in Vladimir Ivanovič Vernadsky, *The Biosphere*, New York, Springer.
- Tagliagambe Silvano (1994), *Uno scienziato ai confini tra più saperi*, in Vladimir Ivanovich Vernadsky, *Pensieri filosofici di un naturalista*, Roma, Teknos.
- Tagliagambe Silvano (1998), *La filosofia russa e sovietica*, in Mario Dal Pra (a cura di), *Storia della filosofia, vol.11 tomo II, La filosofia della seconda metà del Novecento*, Piccin Nuova Libreria.
- Vernadsky Vladimir Ivanovich (1994), *Pensieri filosofici di un naturalista*, a cura di Silvano Tagliagambe, Roma, Teknos.
- Vernadsky Vladimir Ivanovich (1999), *La biosfera e la noosfera*, a cura di Davide Fais, Palermo, Sellerio.

La fiamma: una fucina di idee

Riccardo Carlini^{1,2}, Maria Maddalena Carnasciali^{1,2}

1 Dipartimento di Chimica e Chimica Industriale – Via Dodecaneso 31 - 16146 Genova
2 INSTM : Consorzio Interuniversitario Nazionale per la Scienza e Tecnologia dei Materiali
carlini@chimica.unige.it

Riassunto

L'acquisizione della conoscenza procede attraverso un passaggio obbligatorio: l'osservazione sperimentale. Questo lavoro si occupa di concetti chimico-fisici relativi alla fiamma tramite lo sviluppo di attività teoriche e pratiche che riguardano l'interazione luce-materia e lo scambio di calore.

Il target era costituito da una classe seconda del Liceo Scientifico Tecnologico: sono stati proposti questionari introduttivi, applicazioni pratiche, discussioni collettive e lavori di gruppo.

Nella valutazione si è tenuto conto dell'abilità di osservazione, della capacità di estrapolazione delle leggi e dell'elaborazione dei risultati.

Abstract

The acquisition of knowledge proceeds through a forced passage: the experimental observation. This work deals with physical-chemical concepts related to the flame through the development of practical and theoretical activities concerning the light-matter interaction and the heat exchanges. The target is constituted by a second class of a Technological Scientific High School: introductory questionnaires, practical applications, open discussions and group projects are proposed.

Power of observation, laws extrapolation ability, experimental results elaboration are evaluated.

Il fuoco è il prodotto di una reazione chimica — detta combustione — che corrisponde all'ossidazione di carbonio o dei suoi composti allo stato gassoso ad opera dell'ossigeno contenuto nell'aria. La fiamma è la particolare porzione di spazio dove questo avviene. Poiché la reazione di ossidazione è fortemente esotermica, nella zona della fiamma viene raggiunta una temperatura molto alta. L'emissione di luce è associata alla ricombinazione di elettroni che si riportano alle condizioni di equilibrio all'interno degli atomi del gas, emettendo luce. In altre parole, parte dell'energia prodotta nella reazione chimica viene restituita, oltre che sotto forma di fotoni della gamma termica (infrarosso), anche sotto forma di fotoni della gamma visibile. Le reazioni della combustione avvengono in una zona ristretta della fiamma, il *fronte*, spesso diversi millesimi di millimetro. La temperatura della fiamma dipende dalla concentrazione locale dei reagenti e dal modo e dal rapporto in cui combustibile e comburente vengono mescolati prima di arrivare alla fiamma. La quantità di calore che viene sviluppato dipende dal combustibile, mentre la temperatura della fiamma dipende dall'equilibrio fra l'energia termica sviluppata dalle reazioni e quella dispersa dal fronte della fiamma nell'ambiente circostante [1, 2].

La fiamma

Nella fiamma ossidante si distinguono due parti essenziali il cono interno e il mantello esterno:

- il **cono interno** è più freddo (~300°C) perché contiene gas non combusto mescolato a circa il 60-70% d'aria.
- il **mantello esterno**: la regione dove la combustione del gas è completa. A circa un terzo dell'altezza della fiamma si raggiunge la temperatura più alta (1800–2000°C). La forma conica è dovuta alla differenza di peso specifico tra aria fredda e aria calda: in assenza di gravità la differenza di peso scompare, l'ascensione dell'aria calda non ha più luogo e la fiamma diventa sferica. [3]



Figura 1: Fiamme in presenza di gravità (a sinistra) e in assenza di gravità (a destra).

La fiamma: una fucina di idee

PERCORSO DIDATTICO

L'intervento didattico [4, 5] è stato svolto in una classe seconda di un liceo scientifico tecnologico con 26 studenti. Dopo discussione preliminare si è appurato che gli studenti fossero in possesso delle conoscenze disciplinari necessarie per il percorso:

- Conservazione dell'energia in sistemi conservativi
- Introduzione alla relazione $Q = m C_s \Delta T$ e definizione del C_s
- Primo principio della termodinamica

Le abilità trasversali emerse dalla discussione sono state in generale:

- Capacità di osservazione, elaborazione e sintesi
- Capacità di astrazione
- Capacità di realizzare grafici lineari
- Utilizzo di software compilativi e grafici

Il nostro obiettivo si è focalizzato sull'acquisizione dei seguenti concetti:

- Disomogeneità della fiamma
- Dipendenza della temperatura dalla trasformazione chimica
- Dipendenza dell'energia termica dalla quantità di materia trasformata

L'intero intervento è stato concepito in modo tale da fornire agli studenti un metodo per acquisire nuove conoscenze su alcune proprietà chimico-fisiche della fiamma, sulla termodinamica che sta alla base dei fenomeni associati e sui processi chimici coinvolti. Dopo la distribuzione di un questionario sull'incandescenza, è stato iniziato il percorso di laboratorio costituito da tre attività con due postazioni ciascuna per gruppi di 5 persone. Ogni postazione prevedeva alcune pagine numerate contenenti ciascuna una domanda a cui rispondere in rigorosa successione.

ATTIVITÀ 1

Scopo: valutazione delle conoscenze riguardo l'interconnessione tra temperatura e incandescenza

Procedimento: sono state proposte delle domande mirate alle quali gli studenti dovevano rispondere individualmente a casa, senza conoscere nulla riguardo all'intera attività:

- ◆ Da che cosa riconosci un metallo incandescente?
- ◆ Come si fa a rendere incandescente un metallo?
- ◆ Si possono vedere diverse tonalità nell'incandescenza?
- ◆ In base a che cosa varia l'intensità dell'incandescenza?
- ◆ Come varia l'intensità dell'incandescenza?

Formazione: individuale

Tempo necessario: 60 min

Grado di difficoltà: medio - basso

Dall'analisi delle risposte sono state fatte le seguenti considerazioni:

- ◆ Il concetto di incandescenza ha un significato che deve essere negoziato con l'intera partecipazione della classe, poiché emerge la mancanza di una definizione condivisa a riguardo. Un'opinione ricorrente è quella per cui un oggetto è tanto più incandescente quanto più diventa rosso: è difficile comprendere la differenza che c'è tra variazione dell'intensità luminosa e variazione della colorazione. Sebbene si riescano a discriminare abbastanza agevolmente le tonalità, è più difficile comprendere come a questa variazione sia associata anche un incremento della luminosità.
- ◆ In alcuni casi si ritiene che all'aumento della temperatura, la colorazione del metallo diventi più scuro.
- ◆ Una concezioni diffuse ricorrente è quella di ritenere che l'incandescenza interessi solo la parte superficiale esposta alla fonte di calore.

Dopo negoziazione collettiva si è arrivati quindi a definire l'incandescenza come *“la proprietà di alcuni corpi di emettere luce se sottoposti ad alta temperatura”*

ATTIVITÀ 2

Scopo: osservazione e caratterizzazione di una fiamma

Concetto strutturante: la fiamma non è uniforme

Procedimento: dopo aver acceso la candela, il bunsen e la torcia, gli studenti hanno osservato le fiamme scrivendo successivamente le osservazioni effettuate.

Conclusioni: la fiamma della candela è divisa in una zona esterna più luminosa e colorata di giallo-arancio ed una più interna colorata in azzurro, vicino allo stoppino (da ricercare con attenzione perché non sempre ben visibile).

Per le altre due fiamme, le considerazioni sono simili.

Tempo necessario: 60 min

Grado di difficoltà: medio-basso, legato esclusivamente alla capacità di osservazione.

Rischi: medio-alti, dipendenti dalla cura con cui si maneggiano le fiamme libere, soprattutto nel momento dell'accensione e durante l'osservazione (pericolo ovviabile con l'intervento dell'insegnante)

Domande in postazione:

Osserva attentamente le fiamme che hai di fronte e rispondi alle seguenti domande:

- ◆ Quali caratteristiche sono presenti nella fiamma della candela? Ed in quella del bunsen? E in quella della torcia?
- ◆ Esiste qualche differenza tra una fiamma e l'altra?
- ◆ La fiamma è visivamente uniforme? Giustifica la risposta

ATTIVITÀ 3

Scopo: valutare qualitativamente la differenza di temperatura all'interno della fiamma del bunsen

Concetti strutturanti: la fiamma interna blu è più fredda di quella esterna giallo-arancione

Materiali usati: candela, filo di platino

Procedimento: si è passato un filo di platino sulla punta della fiamma e lo si è lasciato lì per circa 10 secondi. Si è preso nota di tutte le osservazioni. Si è posto il filo nel centro della fiamma, procedendo come prima.

N.B. Per avere un'idea della differenza di temperatura tra le due zone della fiamma, è possibile posizionare uno stuzzicadenti perpendicolarmente all'asse della fiamma in modo che attraversi la parte centrale della zona fredda. Per pochi secondi si nota la carbonizzazione delle parti di legno esposte al cono esterno e l'integrità, pressoché totale, della parte interna.

Conclusioni: il filo di Pt è più incandescente se posto sulla parte più esterna della fiamma: la parte più esterna è più calda di quella interna.

Possibili concezioni difformi:

L'interno blu della fiamma è a temperatura ambiente perché non c'è incandescenza

Tempo necessario: 60 min

Grado di difficoltà: medio-basso legato alle capacità di osservazione ed al corretto posizionamento del filo sulla fiamma

Rischi: relativi alla manipolazione e all'uso di fiamme libere (pericolo ovviabile con l'intervento dell'insegnante)

Domande in postazione:

Osserva attentamente che cosa succede al filo di platino e rispondi alle seguenti domande:

- 1) Il filo di Pt diventa sempre incandescente? La luminosità è la stessa nelle diverse porzioni della fiamma?
- 2) In quale parte della fiamma percepisci la luminosità maggiore del filo di platino incandescente? Dove invece la luminosità è minore? Avanza alcune ipotesi in merito
- 3) Disegna le fiamme che hai osservato

ATTIVITÀ 4

Scopo: vedere che fiamme di grandezza simile, ma di natura diversa, danno diverse incandescenze

Concetto strutturante: dipendenza della temperatura di combustione dalla quantità di energia sottoforma di calore

Procedimento: dopo aver acceso la candela si è acceso il bunsen regolando la fiamma in modo che fosse il più possibile simile a quella della candela. Quindi si è posto il filo di Pt in prossimità della punta osservando l'incandescenza.

Conclusioni: l'incandescenza è più marcata sulla fiamma del bunsen quindi è più calda

Possibili concezioni difformi:

è lo stoppino, e non la cera, che brucia

La fiamma di candela è più fredda perché c'è lo stoppino che sottrae calore

Tempo necessario: 60 min

Grado di difficoltà: medio, legato alla sensibilità di osservazione ed alla capacità di regolazione della fiamma

Rischi: fiamme libere (vedi sopra)

Domande in postazione:

- ◆ La luminosità del filo incandescente è la stessa per le due fiamme?
- ◆ Da che cosa dipende, secondo te, la differenza nella luminosità dell'incandescenza?

La fiamma: una fucina di idee

ATTIVITÀ 5

Scopo: vedere che a parità di combustibile fiamme di diversa grandezza portano alla stessa incandescenza

Concetto strutturante: la temperatura della fiamma è indipendente dalla quantità di materia che si trasforma

Procedimento: tre bunsen sono stati accesi regolandoli in modo che le fiamme fossero simili. I due bunsen sono stati inclinati per ottenere una fiamma unica. Quindi si è posto il filo di Pt in prossimità della punta delle due fiamme ottenute, quella grossa e quella piccola. Dopo 15 secondi si è osservata l'incandescenza dei due fili.

Conclusioni: l'incandescenza osservata è identica: la temperatura non si somma.

Tempo necessario: 60 min

Grado di difficoltà: medio

Rischi: presenza di fiamme libere (vedi sopra)

Domande in postazione:

- ◆ L'intensità dell'incandescenza osservata è uguale nei due casi?
- ◆ La velocità con cui si raggiunge la massima incandescenza è uguale in entrambi i casi?
- ◆ Che cosa determina le eventuali differenze che hai riscontrato?

ATTIVITÀ 6

Scopo: verificare la dipendenza tra quantità di energia termica somministrata e velocità di riscaldamento tramite l'elaborazione di grafici sperimentali di T vs. t

Procedimento: sotto un treppiede che sostiene una reticella è stato posizionato un numero di candele diverso per ogni gruppo. Quattro becker da 250 ml sono stati riempiti con 100 ml di acqua ponendovi sopra le reticelle; con il termometro si è misurata la temperatura dell'acqua. Le candele sono state accese e sono state poste sotto ogni reticella gruppi da 1,2,3,4 candele. Ogni 10 secondi è stata rilevata la temperatura e raccogliendo i valori in una tabella T vs. t

Risultati: si costruisce un grafico per gruppo con T (°C) in ordinate e t (s) in ascisse. Si confrontano i 4 grafici

Tempo necessario: 60 min

Grado di difficoltà: alto, a causa delle difficoltà esecutive dell'attività e nella misurazione simultanea di due grandezze

Rischi: presenza di fiamme libere

Conclusioni:

- ◆ Le curve hanno tutte un andamento rettilineo
- ◆ È possibile determinare la velocità di riscaldamento per ogni postazione
- ◆ La velocità di riscaldamento varia a seconda del numero di candele usate
- ◆ La velocità di riscaldamento è direttamente proporzionale al numero di candele usate
- ◆ Le anomalie riscontrate a livello sperimentale (rallentamento del riscaldamento) sono riscontrabili sul grafico come sensibili deviazioni all'andamento della retta estrapolata.

Intervento dell'insegnante: tramite procedimento matematico si verifica la relazione trovata sperimentalmente.

$Q = mC_s\Delta T$: Relazione tra calore e temperatura (1)

dove Q = calore di reazione

m = massa d'acqua

C_s = calore specifico dell'acqua

ΔT = variazione di temperatura

$$\frac{\Delta T_1}{\Delta t_1} = v_1, \quad \frac{\Delta T_2}{\Delta t_2} = v_2 \quad \text{Velocità di riscaldamento determinata sperimentalmente durante il riscaldamento con un numero differente di candele}$$

Dividendo (1) per Δt si ha in particolare

$$\frac{Q_1}{\Delta t_1} = m_1 C_{s1} \frac{\Delta T_1}{\Delta t_1} \quad \text{e} \quad \frac{Q_2}{\Delta t_2} = m_2 C_{s2} \frac{\Delta T_2}{\Delta t_2}$$

considerando costante la massa dell'acqua si ottiene:

$$\frac{Q_1}{\Delta t_1} = \frac{\Delta T_1}{\Delta t_1} \quad \text{e} \quad \frac{Q_2}{\Delta t_2} = \frac{\Delta T_2}{\Delta t_2}$$

Considerando $\Delta t_1 = \Delta t_2$ si ha $\frac{Q_2}{Q_1} = \frac{v_2}{v_1}$ dove v_1 è la velocità minore.

Si è trovato sperimentalmente che questi rapporti sono numeri interi e corrispondono al numero di candele usate.

Possibili concezioni difformi: *l'acqua bolle ad una temperatura superiore a 100°C a pressione atmosferica.* L'osservazione nasce dal fatto che il termometro, posizionato troppo vicino al fondo del becker, misura effettivamente una temperatura superiore a quella dell'acqua. Si ovvia a questo problema agitando debolmente la soluzione e posizionando il termometro ad un'altezza corretta.

ATTIVITÀ 7 - VERIFICA SOMMATIVA

È stato sottoposto agli studenti un questionario composto da 7 domande aperte, di cui quattro identiche a quelle formulate nell'attività 1 e le altre più strettamente inerenti alle attività pratiche. Sono state concesse due ore di tempo per elaborare le risposte; gli studenti erano liberi di usare gli appunti presi durante le attività.

ATTIVITÀ 8 – DISCUSSIONE QUESTIONARI

Si è proceduto alla consegna dei questionari dell'attività 1 e della verifica sommativa, debitamente corretti e valutati. Il docente ha affrontato le concezioni difformi emerse dai questionari lasciando ampio spazio alla discussione tra gli studenti. Al termine ha dato risposta ad alcuni dubbi sorte durante il percorso, come ad esempio la relazione tra fusione ed incandescenza.

ATTIVITÀ 9

Scopo: ricapitolare autonomamente i concetti

Procedimento: redazione di una presentazione multimediale o di un poster nei quali sono stati illustrati i concetti fondamentali e le concezioni difformi a cui si è data una risposta negoziata.

Formazione: collettiva

Tempo necessario: 60 min + 150 min. lavoro a casa

Grado di difficoltà: basso

Rischi: nessuno

VALUTAZIONE

La valutazione della verifica scritta ha avuto un peso del 50% sulla valutazione totale.

Nell'analisi delle risposte si è tenuto presente:

- la conformità e l'approfondimento della risposta
- la capacità di osservazione e di rielaborazione delle osservazioni
- la capacità di astrarre le leggi teoriche relative ai fenomeni osservati
- il linguaggio scientifico adeguato

La valutazione della presentazione PowerPoint e/o poster ha avuto un peso del 35% sul voto finale. Nella valutazione si è tenuto presente:

- la rielaborazione delle osservazioni
- la corretta organizzazione ed omogeneità degli argomenti riportati
- la forma grafica ed il linguaggio adottato
- la capacità di sintesi e di selezione degli argomenti sviluppati

La valutazione delle attività pratiche in laboratorio ha avuto un peso del 15% sul totale. A causa dell'alto numero di studenti in uno spazio ristretto, si è dovuto attribuire una percentuale bassa all'attività pratica per tenere conto delle difficoltà aggiuntive che gli studenti hanno dovuto affrontare. È da considerare, tuttavia, che all'area delle attività laboratoriali debba essere riservato un maggior peso, data la sua fondamentale importanza nella formazione disciplinare degli studenti.

Si è tenuto conto :

- del comportamento adottato in laboratorio
- dell'atteggiamento più o meno costruttivo verso le attività svolte
- del corretto utilizzo dei presidi di sicurezza, degli strumenti e dell'attrezzatura
- dell'autonomia nell'organizzare ogni singola attività

L'intervallo di valutazione complessivo variava da 10 a 2 punti.

Nel caso da noi studiato, l'interesse è stato significativamente alto, infatti, gran parte della classe ha partecipato attivamente con domande pertinenti.

La fiamma: una fucina di idee

Nella figura 2 è riportato il punteggio complessivo attribuito ad ogni singolo studente usando i criteri sopra elencati. Dall'analisi dell'istogramma si può notare che la classe ha risposto in maniera soddisfacente raggiungendo un buon livello di conoscenze e di competenze. I punti di forza sono state le attività di gruppo in laboratorio e la realizzazione della presentazione finale.

Dal confronto tra le risposte dell'attività 1 e della verifica sommativa, emerge che la maggior parte degli studenti è stata in grado di correggere le concezioni difformi palesate inizialmente.

In alcuni casi, gli studenti sono riusciti a fornire una visione critica su eventuali incongruenze tra la parte teorica e quella sperimentale, come il comportamento dei metalli basso fondenti (ad esempio: Sn, Bi, Pb, Zn) per i quali la fusione avviene al di sotto di 525°C , limite corrispondente al rosso nascente, prima radiazione visibile: pertanto gli studenti hanno evidenziato che questi metalli fondono senza diventare incandescenti [1].

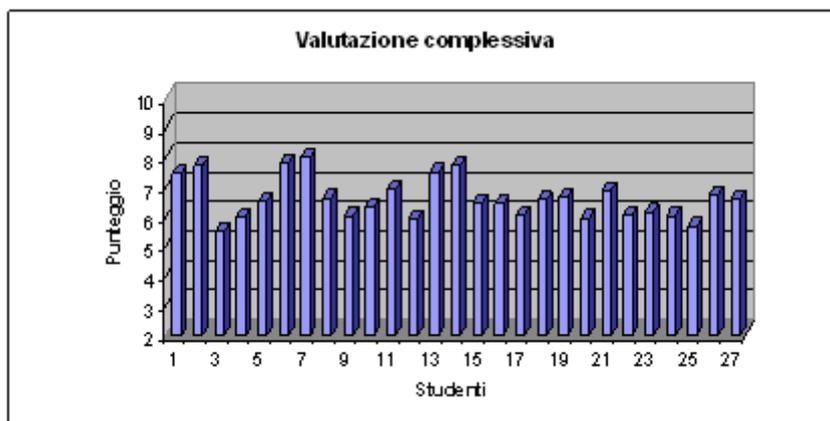


Figura 2: Istogramma dei voti finali attribuiti agli studenti

Per valutare il percorso didattico proposto, è stato somministrato agli studenti un questionario anonimo di gradimento nel quale si è chiesto di attribuire un punteggio da 1 a 5 ai diversi aspetti del progetto: chiarezza delle informazioni fornite, relazione con l'insegnante, coesione del gruppo, utilità del percorso, compiti richiesti e organizzazione delle attività.

Nella figura 3 sono riportate le valutazioni complessive che ogni studente ha fornito.

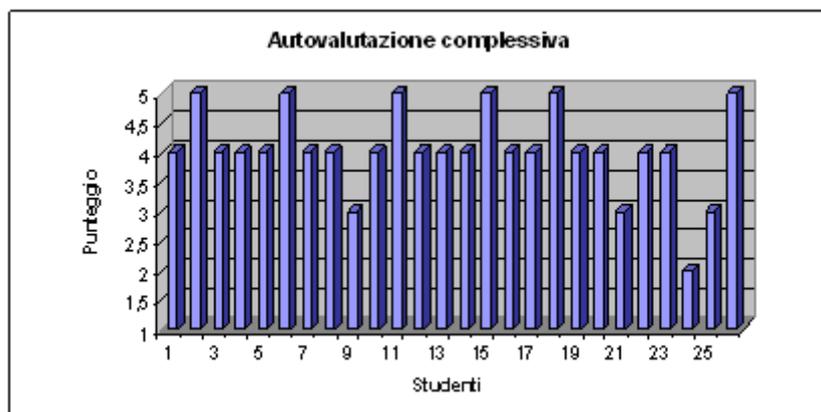


Figura 3: Istogramma della valutazione complessiva attribuita al percorso didattico da parte degli studenti

Dall'analisi delle singole risposte emerge che gli studenti hanno dato una valutazione molto positiva al metodo e agli aspetti contenutistici; una valutazione leggermente inferiore è stata riservata agli aspetti organizzativi e al lavoro di gruppo.

Conclusioni

Seppure questo approccio richieda un numero superiore di ore, le competenze acquisite risultano maggiori e di migliore qualità. Per convivere con la necessità di svolgere i programmi scolastici, riteniamo che sia opportuno dedicare questo metodo ad almeno alcuni argomenti. Per esperienza, si è notato che adottando questo approccio, il tempo richiesto per lo svolgimento dei percorsi diminuisce progressivamente: gli studenti, maggiormente coinvolti, sviluppano una maggiore capacità di apprendimento. A conferma di ciò, l'esito positivo della verifica sommativa ha mostrato che la par-

tecipazione diretta degli studenti durante l'intero percorso porta a migliori risultati rispetto a quelli ottenuti, in altri contesti, con un insegnamento puramente trasmissivo.

Un altro problema che si presenta nell'eseguire questo procedimento, come si è evidenziato nel test di gradimento, sono gli ostacoli logistici che troppo spesso si incontrano nelle scuole durante l'esecuzione di attività pratiche. In alcuni casi potrebbe essere possibile suddividere la classe in due gruppi, portando avanti parallelamente le attività in aula e in laboratorio; oppure organizzare le attività pratiche in strutture dotate di spazi adeguati, come fortemente suggerito dal Piano Nazionale Insegnare Scienze Sperimentali (ISS). La versatilità con cui questi percorsi didattici sono stati concepiti, permetterà di contestualizzarli alle diverse realtà, raggiungendo gli obiettivi prefissati con un miglior gradimento.

Bibliografia

- [1] E. Platone, Chimica generale e inorganica e laboratorio, Ed. CEDAM, 1980, pag 1008.
- [2] B. Lewis, G., Von Elbe , Combustion, flames and explosions of gases. Third edition , Academic Press, 1987.
- [3] G. Amaldi, L'Amaldi 2 – Introduzione alla fisica Ed. Zanichelli, 2004.
- [4] R. Carlini, Percorso didattico sulle proprietà chimico fisiche della fiamma per il biennio delle scuole secondarie superiori, Tesi di specializzazione SSIS, 2009.
- [5] R. Carlini, M. Carnasciali, M. Martinelli, XVI Convegno Nazionale della Divisione di Didattica Chimica, Sorrento, 7- 9 luglio 2009.

Informazioni



Società Chimica Italiana

CnS-La Chimica nella Scuola

SSN 0392-8942

**Anno XXXIII n. 5
Novembre - Dicembre 2011**

Direttore responsabile

Luigi Campanella

Dipartimento di Chimica
Piazzale Aldo Moro, 5 - 00185 ROMA
e-mail: luigi.campanella@uniroma1.it

Redattore

Pasquale Fetto

Via Carlo Iussu, 9
40068 San Lazzaro di Savena (BO)
Tel. 051463312 cell. 3280221434
e-mail: pasquale.fetto@didichim.org

Editore

SCI - Viale Liegi 48/c - 00198 Roma

Comitato di redazione

Aldo Borsese, Luigi Campanella, Liberato
Cardellini, Marco Ciardi, Valentina Domenici,
Pasquale Fetto, Silvano Fuso, Fabio Olmi,
Pierluigi Riani, Silvia Ripoli, Gianmarco Ieluzzi,
Giovanni Villani.

Comitato Scientifico

Aldo Borsese, Luigi Campanella, Luigi Cerruti,
Rinaldo Cervellati, Giacomo Costa, Michele
Antonio Floriano (*Presidente della Divisione di
Didattica*), Ezio Roletto, Giuseppe Valitutti,
Richard Zare.

Periodicità: bimestrale (5 fascicoli all'anno)

Abbonamenti annuali

Italia € 48,00 - Paesi comunitari € 58,00

Fascicoli separati Italia € 12,00

Fascicoli separati Paesi extracomunitari € 15,00

Gli importi includono l'IVA e, per l'estero, le
spese di spedizione via aerea.

Spedizione in abbonamento postale Art.2
comma 20/C Legge 662/96 Filiale di Roma

Ufficio Abbonamenti

Manuela Mostacci

SCI, Viale Liegi, 48/c - 00198 - Roma
Tel. 068549691 fax 068548734
e-mail: manuelamostacci.sci@agora.it

Copyright 1995 Società Chimica Italiana

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

La riproduzione totale o parziale degli articoli e
delle illustrazioni pubblicate in questa rivista è
permessa solo se autorizzata della Direzione

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

Editing

Pasquale Fetto

pasquale.fetto@didichim.org

Stampa

DE VITTORIA s.r.l.

Via Degli Aurunci, 19 - 00185 ROMA