

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.

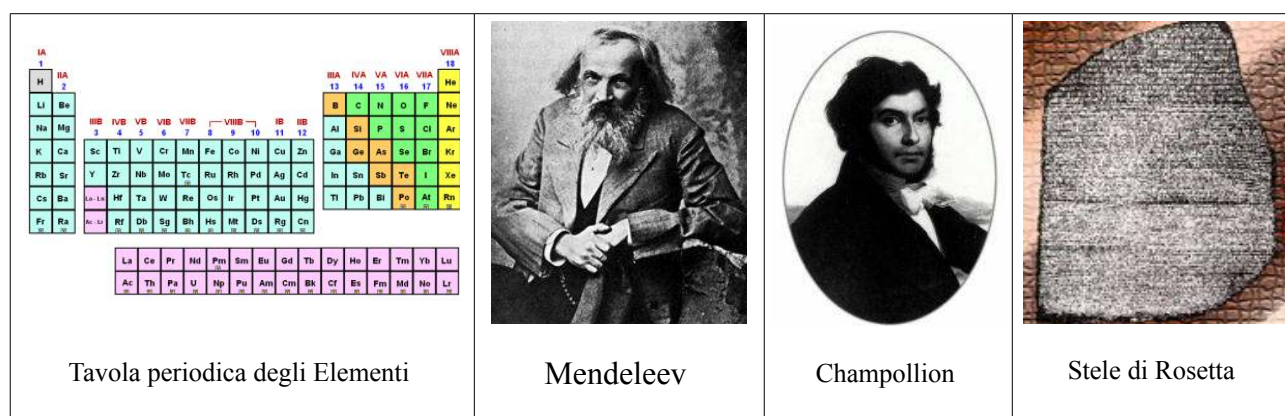


Figura 1. Mendeleev e Champollion

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 grigiasta di ossidi ed idrossidi di sodio, poiché l'ossigeno e l'umidità presenti nell'aria reagiscono velocemente con la superficie appena esposta.

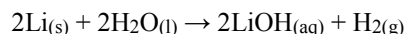
2.1.2. Reattività in acqua

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 ²²⁷Ac nella serie dell'isotopo ²³⁵U. 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 grigiastra, 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.

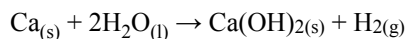
2.2.2. Reattività in acqua

Esperimento 5. Reazione del calcio con acqua.

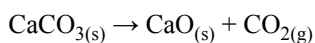
Per confermare la minore reattività con l'acqua dei metalli del secondo gruppo, mettiamo alcuni pezzetti di calcio granulare in un becher contenente acqua. Cosa si osserva?

- ♦ 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.

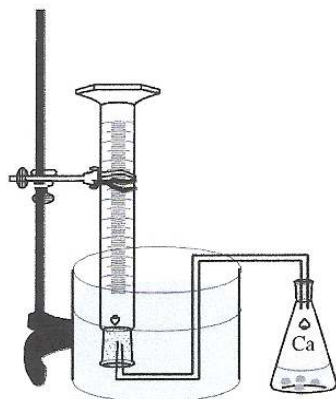
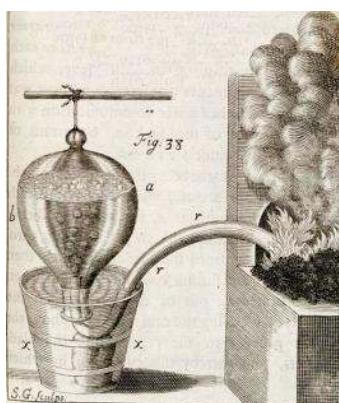


Figura 4. Sistema di raccolta dei gas sull'acqua.



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.

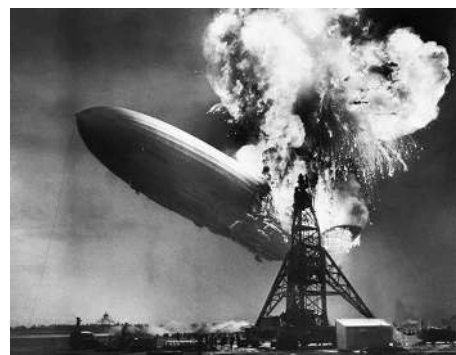
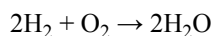


Figura 6. Foto dell'incidente dell'Hindenburg.

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).

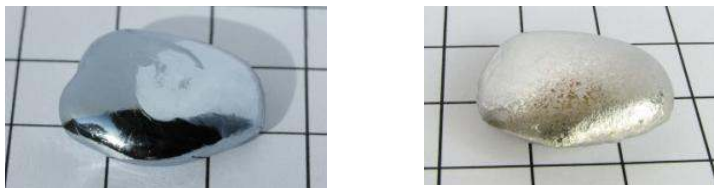


Figura 10. Campione di osmio a sinistra, campione di iridio a destra.

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 in 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.

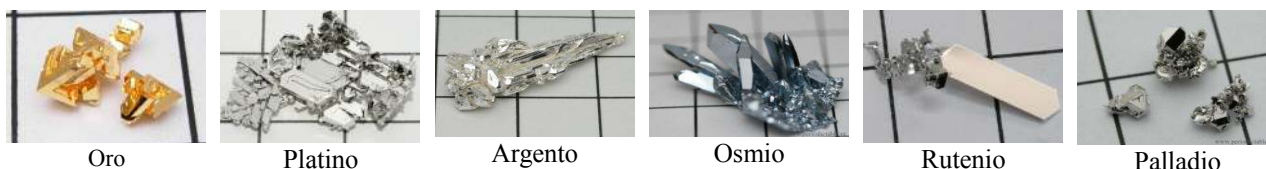


Figura 13. Alcuni dei metalli preziosi in forma cristallina.

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.

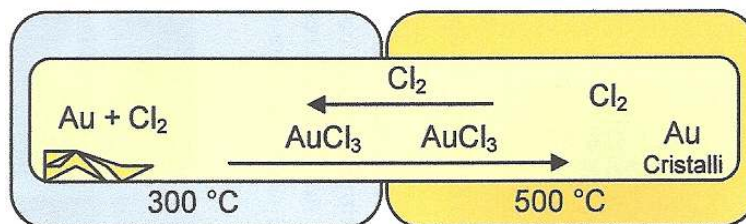


Figura 14. Rappresentazione schematica del sistema di cristallizzazione con trasporto di vapore chimico.

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.

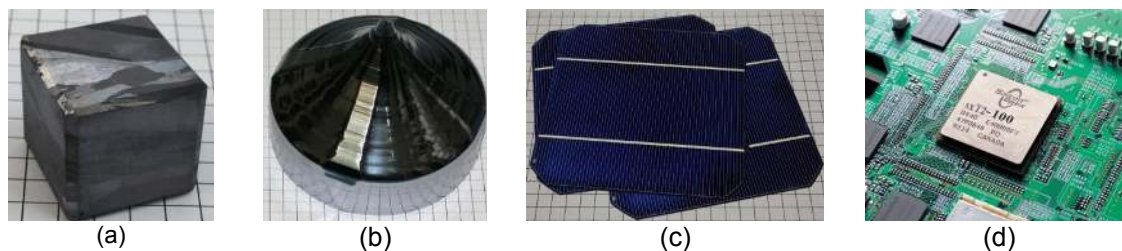


Figura 16. (a) Cubo in silicio policristallino con lato 4 cm. (b) Cilindro di silicio monocristallino con diametro 18 cm ottenuto tramite il processo Czochralski. (c) Celle fotovoltaiche con silicio monocristallino. (d) Scheda elettronica contenente microchip al silicio.

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).

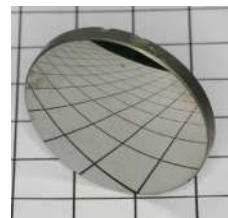


Figura 17. Lente di germanio.

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

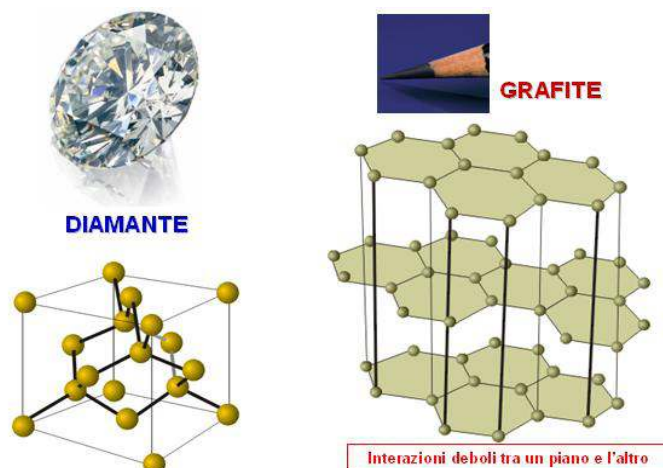
Di fronte a questa problematica sembra ovvio cercare le risposte negli aspetti microscopici. Infatti risulta abbastanza naturale per gli studenti pensare che, se gli atomi presenti nella grafite e nel diamante sono gli stessi, evidentemente essi debbono disporsi e legarsi in modo differente nelle due 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”.

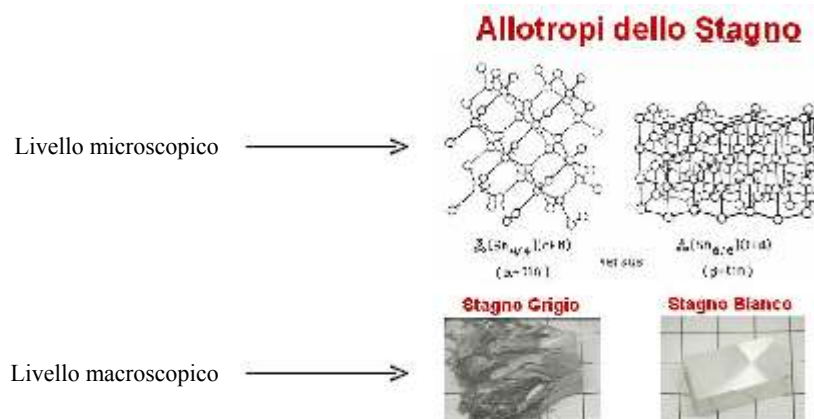


Figura 20. A sinistra campione di stagno bianco. A destra campione di stagno grigio.

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.

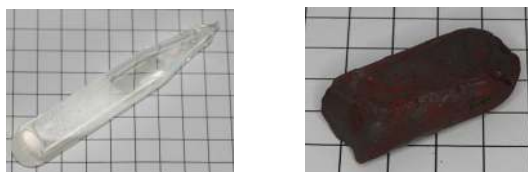


Figura 22. A sinistra fosforo bianco estremamente puro, contenuto in una ampolla sotto vuoto. A destra campione di fosforo rosso esposto all'aria.

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.

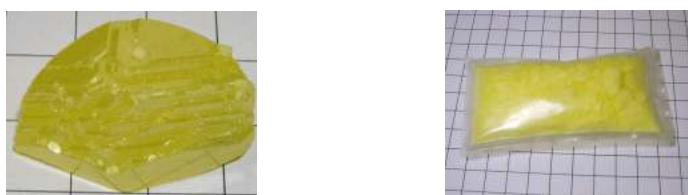


Figura 23. A sinistra cristallo di zolfo e a destra zolfo purissimo in polvere.

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 CO_2).

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 saturata 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).

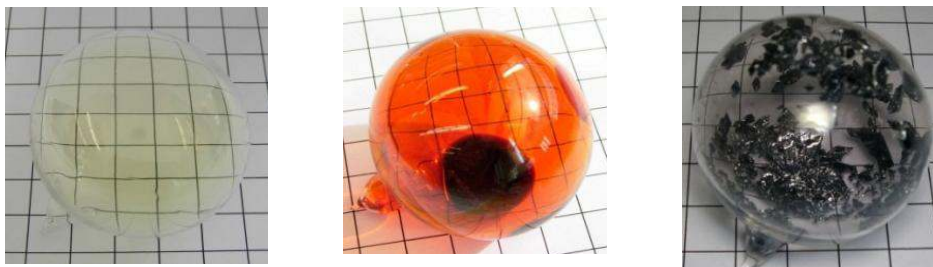


Figura 28. Ampolline con diametro circa 6 cm, contenenti cloro gassoso a sinistra, bromo liquido in presenza dei suoi vapori al centro e iodio solido a destra.

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'europio 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 europio 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 europio (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 europio emette una luce rossa (Figura 33)

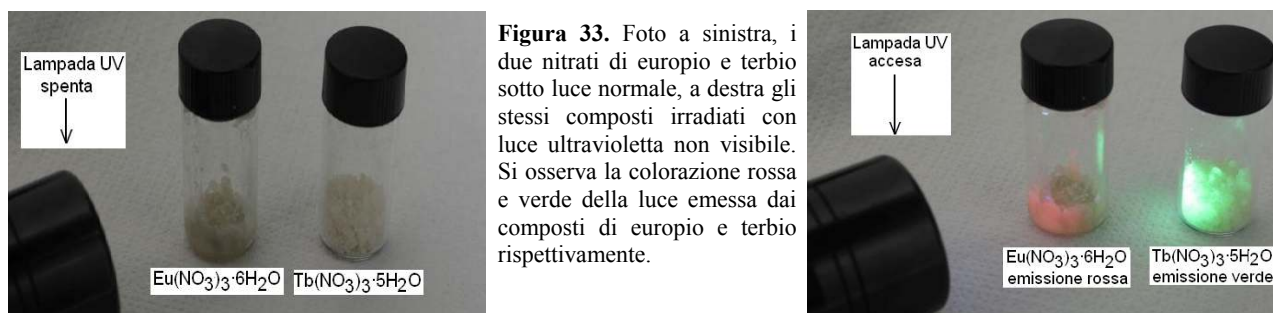


Figura 33. Foto a sinistra, i due nitrati di europio e terbio sotto luce normale, a destra gli stessi composti irradiati con luce ultravioletta non visibile. Si osserva la colorazione rossa e verde della luce emessa dai composti di europio e terbio rispettivamente.

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.