

ANTIMONIO

锑 Antimony الأنتيمون Antimoine сурьма アンチモン Antimon

The image shows a standard periodic table of elements. The element Antimony (Sb) is highlighted in red. It is located in the 5th period and the 15th group (VA). The table includes atomic numbers, symbols, and names for all elements. A legend at the bottom identifies the color coding: yellow for metals, light blue for transition metals, light green for metalloids, and light purple for non-metals. A note at the bottom right states: '* I valori tra parentesi indicano il numero di massa dell'isotopo più stabile.' (Values in parentheses indicate the mass number of the most stable isotope.)

PROPRIETA' CHIMICHE

Numero atomico: **51**

Gruppo: **15**

Periodo: **5**

Configurazione elettronica: **[Kr] 4d¹⁰ 5s² 5p³**

Numeri di ossidazione: **-3 +3 +5**

Elettronegatività: **2.05**

Raggio atomico / pm: **145**

Massa atomica relativa: **121.760 ± 0.001**

PROPRIETA FISICHE

Densità / g dm⁻³: **6691 (293 K)**

Volume atomico / cm³mol⁻¹: **18.20 (293 K)**

Numero atomico

51
Sb
Antimonio
121,75
[Kr] 4d ¹⁰ 5s ² 5p ³

Simbolo atomico
 Nome dell'elemento
 Peso atomico

Configurazione elettronica

Resistività Elettrica / $\mu\Omega\text{cm}$:39 (20 °C)

PROPRIETA TERMICHE

Conducibilità termica / $\text{W m}^{-1}\text{K}^{-1}$:24.3

Temperatura di fusione / °C:630.63

Temperatura di ebollizione / °C:1587

Calore di fusione / kJ mol^{-1} :20.9

Calore di vaporizzazione / kJ mol^{-1} :165.8

Calore di atomizzazione / kJ mol^{-1} :262.04

ENERGIE DI IONIZZAZIONE

Energia di prima ionizzazione / kJ mol^{-1} :830.59

Energia di seconda ionizzazione / kJ mol^{-1} :1594.96

Energia di terza ionizzazione / kJ mol^{-1} :2441.10

ABBONDANZA DELL'ELEMENTO

nell'atmosfera / ppm:-

nella crosta terrestre / ppm:0.2

negli oceani / ppm:0.0005

(nel grafico è riportata la stima per la durata di alcune risorse non-rinnovabili; l'antimonio dovrebbe esaurirsi nel 2020)

DATI CRISTALLOGRAFICI

Struttura cristallina: romboedrico

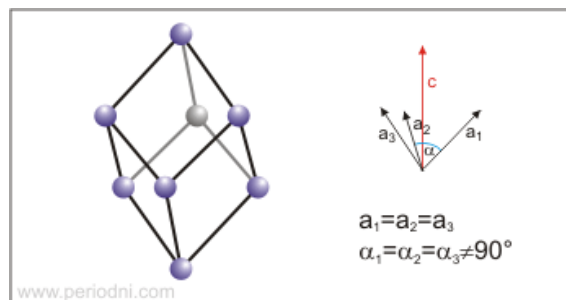
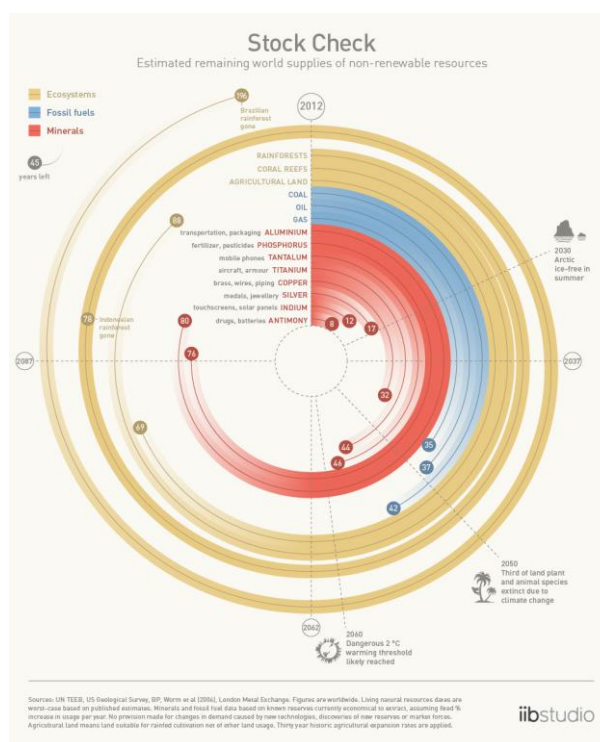
Dimensioni della cella unitaria / pm: a=430.84, c=1124.7

Gruppo spaziale: R3m

ISOTOPI

Sono noti due isotopi stabili, 121 Sb e 123 Sb, le cui caratteristiche sono riportate nelle tabella seguente:

Isotopo	Massa atomica (m a / u)	Abbondanza naturale (atom%)
^{121}Sb	120.9038212 (29)	57.21 (5)



123 Sb 122.9042160 (24) 42.79 (5)

Esistono anche isotopi radioattivi il cui tempo di vita varia da poche ore a qualche giorno e la cui massa atomica varia da circa 117 ma/u a 129 ma/u

CENNI STORICI E ORIGINE DEL NOME

Il solfuro di antimonio come minerale era conosciuto fino da tempi antichi; esso serviva alle donne orientali per colorare le sopracciglia. Anche il metallo è noto da molto tempo, e veniva usato per fare oggetti di uso pratico; in Egitto veniva usato tra il 2500 e il 2200 a.C. per ricoprire con un sottile strato manufatti di rame, mentre oggetti di solo antimonio, risalenti al primo millennio, sono stati ritrovati in Mesopotamia. Il solfuro era noto a Dioscoride (medico farmacista greco del 1° sec. d.C.) sotto il nome di *στίμιον* e a Plinio sotto quello di *stibium*; l'origine della parola pare sia l'egiziano demotico *stim*, dal quale sembra derivi anche l'arabo *ithmid*. A questa forma araba, fortemente alterata per etimologia popolare (*ἀντί* e *moine*), sembra risalga il medievale *antimonium* delle opere alchimistiche latine, che si danno come traduzioni degli scritti dell'arabo Geber (Jābir ibn Hayyān al-Barāqī al-Azīdī, latinizzato in Geber, il più grande alchimista mussulmano e da taluni storici della scienza considerato come il punto di passaggio tra l'alchimia e la chimica), e da esse la voce passò nelle moderne lingue europee.

Altre fonti fanno derivare il nome "antimonio" dalle parole greche *anti* e *monos* col significato di "opposto alla solitudine" perché si credeva che non esistesse allo stato nativo, ovvero dall'arabo *antos Ammon*, ossia "il fiore di Ammon" (Ammon divinità egizia). La leggenda vuole che nel 1510 il monaco tedesco Basilio Valentino avrebbe provato l'antimonio coi maiali che, dopo un primo forte effetto lassativo, avevano subito iniziato a ingrassare. Basilio aveva quindi ripetuto l'esperimento coi suoi compagni, che però purtroppo morirono tutti; da qui l'origine di "anti"- "monaco". Un'altra possibile origine del nome "anti"- "monaco" è quella che si rifà all'uso da parte dei frati della Transilvania, vista l'abbondanza di miniere nella regione, di cucchiari fatti di una lega di antimonio e all'avvelenamento che ne derivò.

Nessun elemento è stato al centro dell'attenzione e della ricerca alchemica quanto lo è stato l'antimonio. L'alchimista che se ne occupò più di ogni altro fu il monaco benedettino Basilio Valentino che visse in Sassonia tra il 1400 e il 1500, il quale, come ricordato, sarebbe anche stato il responsabile del nome. In realtà la stessa esistenza del monaco non è del tutto certa e per molti Basilio Valentino sarebbe soltanto lo pseudonimo sotto il quale scriveva Johannes Tholden, alchimista ed editore dei libri del monaco.

L'opera di Basilio Valentino il Carro Trionfale dell'Antimonio fu per molto tempo il punto di

riferimento per tutti coloro che si cimentavano in esperimenti sull'antimonio.

Senza entrare nella disputa sul significato filosofico ed esoterico dell'alchimia, ma soffermandoci sull'aspetto più "chimico" della stessa, cioè l'insieme di quelle pratiche *per mezzo delle quali gli uomini pensavano di poter convertire i metalli vili in nobili e di creare medicinali atti a guarire ogni malattia e a prolungare la vita oltre i suoi termini naturali*, l'antimonio appare come la materia prima da cui partire (almeno nella cosiddetta "via secca"), forse anche per quella sua caratteristica di *"divorare ogni impurezza dell'oro"*.



Fu però in campo medico e farmacologico che l'antimonio trovò le maggiori applicazioni e diede corpo alle maggiori controversie. Paracelso (Philippus Aureolus Theophrastus Bombastus von Hohenheim, detto Paracelso, 1493-1541, medico-alchimista tedesco) ne tesseva le lodi già nel 1500; attraverso le sue indubbie proprietà emetiche (di indurre il vomito) veniva visto come un efficace "purificatore" dell'organismo, quasi come panacea universale.

Rinomate erano le "pillole eterne", costituite di antimonio, le quali ingerite provocavano il vomito, apparentemente senza consumarsi, e, dopo essere state emesse dall'organismo, potevano venir ancora usate; la proprietà emetica è in realtà dovuta ai composti dell'antimonio che si formano nell'organismo. Gli inguaribili bevitori lasciavano del vino in una coppa di antimonio; l'acido tartarico e gli altri acidi presenti nel vino scioglievano un poco di antimonio, cosicché, la mattina seguente la sbornia, bevendo il vino, ci si liberava completamente lo stomaco. Purtroppo la dose terapeutica era assai vicina a quella letale (circa 100 mg) e quindi capitò spesso che molti si trovarono all'altro mondo credendo di curarsi: pare che uno di questi fu il grande Wolfgang Amadeus Mozart!

Tale pericolosità fece crescere la schiera degli avversari dell'antimonio in farmacopea; molti lo consideravano, come il mercurio o l'arsenico, soltanto un veleno.

La disputa attraversò molti secoli e non ebbe mai dei veri vincitori; prova ne sia la prima edizione della "Farmacopea Ufficiale Italiana del 1892" nella quale il "vino emetico" (kermes minerale: miscela di solfuro di antimonio) era ancora citato o quanto riportato alla voce "antimonio" nell'enciclopedia Treccani, del 1929: "... oggi questi rimedi sono poco usati, ma un ritorno all'uso dell'antimonio è forse da consigliarsi." Tuttavia ad oggi l'utilizzazione dei composti antimoniali in medicina è sostanzialmente limitata al trattamento di alcune malattie tropicali, quali la leishmaniosi cutanea e viscerale (*kala-azar*), la filariosi e la biliarziosi.

DISPONIBILITA'

Benché non sia un elemento abbondante (come detto nella crosta terrestre 0,2 ppm), l'antimonio si trova in oltre 100 diversi minerali. Raramente si trova allo stato nativo; la forma più frequente è quella del solfuro, la stibnite (Sb_2S_3).

In Italia lo si rinvenne nella miniera di Su Leonargiu nel Sarrabus (Sardegna), in arnioni, di cui i più grandi pesavano quasi un chilogrammo, disseminati entro vene argillose, che attraversano gli scisti siluriani. Nella stessa località, l'antimonio si trovò anche incluso nell'antimonite e accompagnato da valentinite in piccoli cristalli e da kermesite in minutissimi aghetti. Ad oggi la miniera è chiusa e utilizzata a scopi turistici come modello di archeologia industriale.

Nella Maremma meridionale toscana erano attive nel secolo scorso miniere di antimonio a cielo aperto (l'ultima è stata chiusa nel 2005 nel comune di Marciano); è in fase di studio il progetto per una miniera di antimonio a cielo aperto della superficie di circa 100 ettari sempre nel comune di Marciano, da parte di una multinazionale canadese, che dovrebbe avere una consistenza di circa 20.000 tonnellate. A tale progetto si oppongono una serie di comitati locali che, nonostante le rassicurazioni della multinazionale, sono preoccupati per la compatibilità ambientale del progetto.

Miniere di antimonio erano attive anche a San Bartolomeo Val Cavargna (Lecco) sul lago di Como.

Nel mercato mondiale l'antimonio rappresenta una di quelle materie prime altamente critiche: cioè quegli elementi la cui produzione è concentrata geograficamente in un numero ristretto di paesi, se non addirittura in un unico paese, e che a causa di



problemi politici, sociali, geologici ed economici potrebbero veder rallentare o interrompere le forniture in maniera drastica e improvvisa.

La produzione annuale è di circa 50.000 tonnellate all'anno, con i materiali vergini che provengono principalmente da Cina, Russia, Bolivia e Sud Africa.

I dati pubblicati nel gennaio del 2013 dalla United States Geological Survey (USGS) evidenziano come l'83% della produzione mondiale di antimonio sia concentrato nella sola Cina.

Le riserve mondiali superano i 5 milioni tonnellate.

La commercializzazione avviene in molte forme fisiche: in polvere, in cristalli, in pezzi o in lingotti.

INFORMAZIONI GENERALI

Nella sua forma stabile a temperatura ambiente, l'antimonio grigio o metallico, ha struttura romboedrica ed ha l'aspetto di un metallo bianco argenteo, fragile. Il suo carattere di semimetallo è denunciato dai valori piuttosto bassi della conducibilità elettrica e termica. L'antimonio esiste in un'altra forma allotropica, l'antimonio giallo a molecola Sb_4 , stabile solo al di sotto dei $-80^{\circ}C$ circa, che a temperatura ambiente si trasforma rapidamente nella forma metallica. Il cosiddetto antimonio nero, amorfo, che si trasforma nella forma stabile in modo quasi esplosivo per percussione, non è ad oggi classificato con sicurezza come una forma allotropica dell'antimonio.

L'antimonio metallico è abbastanza stabile all'aria (anche umida), ma brucia in essa a temperature elevate formando il triossido; è attaccato facilmente a freddo da energici ossidanti come fluoro, cloro, bromo e acido nitrico e dagli idrossidi alcalini, ma non lo è (almeno a freddo) dagli acidi non ossidanti. A temperature elevate reagisce con l'acqua, lo zolfo, il fosforo, l'arsenico e con molti metalli; la miscela di antimonio in polvere e nitrati o clorati alcalini esplosive per riscaldamento.

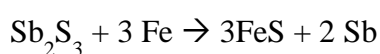
Come noto la linea di separazione solido-liquido ha in quasi tutte le sostanze una inclinazione positiva, ciò indica un aumento del volume specifico all'aumentare della temperatura. A tale comportamento esiste la nota eccezione rappresentata dall'acqua; ma anche l'antimonio (con il gallio e il bismuto) gode della stessa proprietà per cui in solidificazione si ha un aumento del suo volume specifico.

METODO DI PRODUZIONE

L'antimonio si trova in natura principalmente sotto forma di solfuro; il più importante è la stibnite Sb_2S_3 , noto anche come antimonite. In piccole quantità si trova anche come ossido nella valentinite Sb_2O_3 ; ancor più raramente si trova allo stato elementare.



L'antimonio viene generalmente ottenuto per riscaldamento dell'antimonite impura (stibnite) a circa $600^{\circ}C$ in recipienti con il fondo forato; l' Sb_2S_3 fonde e si raccoglie dal di sotto (cosiddetta liquefazione). Il trisolfuro arricchito viene poi ridotto in crogiuolo con ferro metallico, secondo la reazione:



Il processo è condotto in due stadi successivi e può portare ad ottenere antimonio con una purezza

del 99,60% circa.

Il solfuro viene anche trasformato in ossido mediante arrostitimento, e successivamente in antimonio, riducendo l'ossido con carbone. L'antimonio ottenuto con questi processi contiene ancora zolfo, arsenico, rame, ferro, i quali vengono allontanati per fusione con soda.

Antimonio purissimo si ottiene per elettrolisi della soluzione del solfuro in solfuro sodico.

COMPOSTI CHIMICI

Nei suoi composti chimici l'antimonio presenta un tipico carattere semimetallico; il composto $\text{Sb}(\text{OH})_3$, per esempio, è un anfotero (in soluzione può comportarsi sia da acido sia da base) che si può disciogliere nell'acido cloridrico acquoso fungendo da base e trasformandosi nel tricloruro di antimonio, SbCl_3 , ma che si discioglie anche nelle soluzioni degli idrossidi alcalini comportandosi come acido antimonioso, H_3SbO_3 , e dando luogo alla formazione dei corrispondenti antimoniti. Nei suoi composti l'antimonio presenta generalmente le valenze 3 e 5 e solo nell'ossido Sb_2O_4 (che si ottiene dagli altri riscaldandoli all'aria a una temperatura compresa tra i 700 e i 910 °C) la valenza 4. I composti dell'antimonio trivalente derivano dal corrispondente ossido Sb_2O_3 , una polvere bianca che per riscaldamento assume un colore giallo ma torna a quello originale raffreddandola. L'ossido di antimonio (III) è insolubile in acqua, ma solubile negli acidi e nelle basi forti. Ugualmente insolubile, ma di colore giallo aranciato, è il corrispondente solfuro Sb_2S_3 quando sia stato preparato facendo gorgogliare una corrente di acido solfidrico nella soluzione di un sale di antimonio (III); combinando invece a caldo lo zolfo e l'antimonio, oppure riscaldando a temperature abbastanza elevate il solfuro arancione, si ottiene la forma grigia, cristallina e corrispondente alla stibina naturale. I composti dell'antimonio (V) derivano dall'ossido Sb_2O_5 , una polvere di colore giallo insolubile in acqua ma solubile nelle soluzioni basiche concentrate con la formazione di antimoniati, come per esempio l'antimoniato di potassio K_3SbO_4 . Il solfuro corrispondente Sb_2S_5 si presenta come una polvere di colore bruno scuro oppure rosso aranciato a seconda dello stato di aggregazione, che, riscaldata al di sopra dei 150 °C in atmosfera inerte, si decompone in zolfo e nel trisolfuro Sb_2S_3 . Il pentasolfuro si combina con i solfuri alcalini formando tioantimoniati come il cosiddetto sale di Schlippe, $\text{Na}_3\text{SbS}_4 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$. Un altro sale di antimonio assai comune e usato per esempio come mordente è il cosiddetto tartaro emetico, un sale complesso di potassio dell'antimonio con l'acido tartarico.

UTILIZZI E APPLICAZIONI

L'antimonio viene utilizzato soprattutto in leghe con diversi metalli, poiché ne migliora la durezza e altre proprietà: la lega piombo-stagno al 10-20% di antimonio viene usata per batterie di accumulatori, per pallini da caccia, per caratteri da stampa e per metalli antifrizione (3-10% di antimonio). Con lo stagno l'antimonio forma leghe per oggetti di falsa argenteria (metallo Britannia, 14% di antimonio) e il peltro per posateria (69% di stagno, 17% di antimonio, 4% di rame). L'antimonio ha inoltre avuto, e ha tuttora, notevole impiego in campo bellico nelle granate, in inneschi per munizioni e proiettili traccianti.

Oggi l'antimonio molto puro è usato per fare determinati tipi dei dispositivi a semiconduttore, come i diodi ed i rivelatori a infrarossi. I composti dell'antimonio sono usati per fare materiali resistenti al fuoco, vernici, smalti di ceramica, vetro e ceramica.

Viene sempre più usato come sostituto del piombo nelle condotte idriche (leghe senza piombo, contenenti fino al 5% di antimonio)

Gli ossidi e i solfuri di antimonio, l'antimoniato(V) di sodio (NaSbO_3) e il tricloruro di antimonio(III) (SbCl_3) sono usati nella produzione di composti ignifughi, di smalti, di vernici, di vetri e di ceramiche, e come catalizzatori di esterificazione. L'antimonio è utilizzato nelle industrie di semiconduttori (dispositivi elettronici, diodi, transistor, circuiti integrati), per il drogaggio dei semiconduttori. Il più importante composto dell'antimonio(III) è il suo triossido Sb_2O_3 , usato principalmente nella produzione di sostanze ignifughe e ritardanti di fiamma che trovano a loro volta impiego nei settori più disparati, dai giocattoli ai vestiti per i bambini alle fodere per sedili di aereo o automobile. Il solfuro di antimonio(III) Sb_2S_3 è contenuto nei fiammiferi. Un'applicazione attuale dell'antimonio è nell'ambito delle memorie a cambiamento di fase, come elemento principe di una lega calcogenura denominata GST (la memoria a cambiamento di fase è un tipo di memoria non volatile a stato solido di nuova generazione, il cui materiale standard è una lega calcogenura composta da germanio Ge, antimonio e tellurio, GST appunto la cui composizione è $\text{Ge}_2\text{Sb}_2\text{Te}_5$), in grado di cambiare fase, cristallina o amorfa, in modo reversibile e controllato per mezzo di una corrente di programmazione che attraversa la cella di memoria)

Sfruttando la sua caratteristica di bruciare con fiamma cerulea, abbagliante e vivissima è usato, sotto forma di trisolfuro, per dare molto splendore alla fiammata dell'esplosione in pirotecnica (fuochi d'artificio).

Il pentacloruro di antimonio, cloderivato dell'antimonio pentavalente, SbCl_5 , è usato come

clorurante in sintesi organiche, come reagente nell'analisi di alcaloidi; il pentasolfuro di antimonio ha formula Sb_2S_5 ; è impiegato nella vulcanizzazione e nella colorazione del caucciù e come pigmento per colori all'olio e all'acqua; il pentossido di antimonio, composto dell'antimonio pentavalente con l'ossigeno, Sb_2O_5 , noto anche come anidride antimonica è impiegato come ritardante di combustione nei tessuti; il tricloruro di antimonio, cloderivato dell'antimonio trivalente, $SbCl_3$ è impiegato nella preparazione di sali di antimonio, di prodotti farmaceutici, come mordente in tintoria, e principalmente nella brunitura di oggetti di ferro per proteggerli dalla ruggine; il triossido di antimonio, ossido dell'antimonio trivalente, Sb_2O_3 si usa nella fabbricazione di smalti per ferro, di vetri, come mordente in tintoria, talora anche in medicina.

EFFETTI SULLA SALUTE

Soprattutto le persone che lavorano con l'antimonio possono subire gli effetti dell'esposizione attraverso la respirazione di polveri di antimonio. L'esposizione dell'uomo all'antimonio può avvenire, appunto, respirando aria, mangiando cibi e bevendo acque che lo contengono, ma anche attraverso il contatto della pelle con il terreno, l'acqua ed altre sostanze "contaminate". Particolarmente problematica per la salute è la respirazione di antimonio che è legato all'idrogeno in fase gassosa. L'esposizione a concentrazioni relativamente alte di antimonio (9 mg/m^3 di aria) per un lungo periodo di tempo può causare irritazione a occhi, pelle e polmoni. Se l'esposizione continua possono verificarsi effetti più seri sulla salute, quali infezioni polmonari, problemi al cuore, diarrea, vomito severo e ulcere dello stomaco.

Non è noto se l'antimonio può causare cancro o problemi riproduttivi, tuttavia alcuni studi hanno dimostrato perlomeno delle "anomalie" nelle zone in cui è presente un inquinamento da antimonio. Come detto in precedenza l'antimonio è usato anche in medicina tuttavia i farmaci antimoniali possono essere tossici, specie nel bambino. L'avvelenamento acuto provoca spasmi addominali, disturbi gastrici, diarrea, cianosi, crampi facciali e nei casi più gravi collasso cardiocircolatorio. La terapia dell'avvelenamento consiste in lavande gastriche assieme alla somministrazione parenterale di antidoti, per esempio il dimercapolo.

EFFETTI NELL'AMBIENTE

L'antimonio può essere trovato in terreni, acqua ed aria in quantità molto piccole. Esso principalmente inquina i terreni. Attraverso l'acqua freatica può attraversare grandi distanze verso altre posizioni ed acque superficiali. Nelle vicinanze degli impianti di produzione di Sb e di Sb_2O_3 , è stata rilevata una concentrazione elevata di antimonio nell'aria. Prove di laboratorio con topi,

conigli e cavie hanno indicato che livelli relativamente elevati di antimonio possono uccidere gli animali piccoli. I ratti possono avvertire danni ai polmoni, al cuore, del fegato ed ai reni prima della morte. Gli animali che respirano per lungo tempo bassi livelli di antimonio possono avvertire l'irritazione agli occhi e danni ai polmonari. I cani possono avvertire i problemi al cuore anche quando sono esposti a bassi livelli di antimonio. Gli animali che hanno respirato bassi livelli di antimonio per un paio di mesi possono anche avvertire problemi di fertilità.

IN RETE

Di seguito alcuni link interessanti e curiosi relativi alla tavola periodica e all'antimonio in particolare:

- La bellissima Tavola Periodica creata dal Liceo Artistico di Palermo "Vincenzo Ragusa e Otama Kiyohara", che ha vinto nel 2011 il II premio al contest internazionale dell'European Chemistry and Chemical Engineering Education Network:
<http://www.youtube.com/watch?v=gBdlN5F28T8> ;
- Un video per ogni elemento della tavola periodica e milioni di click in oltre 200 paesi. Ecco i numeri che hanno decretato il successo di The Periodic Table o Videos (Ptov) il particolare sito di Martyn Poliakoff, chimico dell'Università di Nottingham. A prima vista il portale dello scienziato non sembra molto diverso da un sito di chimica: la home non è altro che una grande tavola periodica degli elementi. Ma si sa, l'apparenza inganna. Dietro ognuna delle 118 caselle della tavola di Mendeleev, infatti, si nasconde un divertente video che racconta le proprietà e le caratteristiche di ogni elemento chimico con aneddoti ed esperimenti. I video, oltre che sul sito, spopolano su You Tube, dove il canale dello scienziato ha raggiunto i 15 milioni di visitatori. Al riconoscimento da parte del pubblico è presto seguito quello della comunità scientifica e giornalistica. Il sito infatti si è appena guadagnato l'oscar della divulgazione scientifica, il Science Prize for Online Resources in Education (SPORE), assegnato dalla rivista Science :
<http://www.periodicvideos.com> (sito della tavola periodica del professor Martyn Poliakoff)
<http://www.periodicvideos.com/videos/051.htm> (video relativo all'antimonio)
<http://www.youtube.com/playlist?list=PL7A1F4CF36C085DE1> (canale relativo su "youtube")
<http://www.youtube.com/watch?v=kcc6qNT3BoU&list=SP7A1F4CF36C085DE1&index=51> (video relativo all'antimonio su "youtube")
- Anche la "app-mania" non poteva rimanere indifferente alla "tavola periodica":

<https://itunes.apple.com/us/app/ielements-periodic-table-chemical/id413632149?mt=8>

BIBLIOGRAFIA e FONTI

<https://it.wikipedia.org/wiki/Antimonio>

<http://www.chimica-online.it/elementi/antimonio.htm>

<http://www.lenntech.it/periodica/elementi/sb.htm>

<http://www.treccani.it/enciclopedia/antimonio/>

[http://www.minerali.it/scheda-scientifica/97471026-826b-47b0-b732-](http://www.minerali.it/scheda-scientifica/97471026-826b-47b0-b732-390f5ec24f6a/ANTIMONIO.aspx)

[390f5ec24f6a/ANTIMONIO.aspx](http://www.minerali.it/scheda-scientifica/97471026-826b-47b0-b732-390f5ec24f6a/ANTIMONIO.aspx)

<http://www.periodni.com/it/sb.html>

<http://www.chimicamo.org/chimica-generale/composti-dell%E2%80%99antimonio.html>

<http://www.chimica.unibo.it/it/risorse/files/elementi/sb>

Francesco Borgese, Gli elementi della tavola periodica. Rinvenimento, proprietà, usi. Prontuario chimico, fisico, geologico, Roma, CISU, 1993

Marcello Fumagalli, Dizionario di alchimia e di chimica farmaceutica antiquaria, Edizioni Mediterranee