

Un elettrone tagliato a metà

di Vincenzo Boccardi



“**Ci** può essere

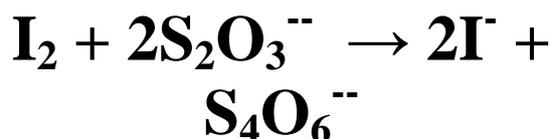
un elettrone tagliato a metà? Si può dividere in due un elettrone? Può mai esistere un mezzo elettrone? Certamente no!”.

Così rimuginava tra sé il Prof. Gustavo Bilancia mentre, dopo una giornata particolarmente estenuante, si avviava a passo svelto verso casa. Quel giorno era stato davvero particolare: già la mattina, mentre percorreva le poche centinaia di metri che separavano la sua abitazione dal liceo dove da tanti anni insegnava chimica, biologia e scienze della Terra, d'improvviso, proprio mentre era intento a riordinare i pensieri che, come sempre quando si recava a scuola, riguardavano le lezioni da spiegare, i compiti da correggere, le interrogazioni, e così via, un gatto nero gli aveva tagliato la strada. Non era mai stato superstizioso; del resto, si era sempre detto, un professore di scienze non può essere superstizioso. Eppure quell'episodio lo aveva in qualche modo turbato; lo aveva infatti avvertito come il segno di un oscura minaccia, una sorta di brivido, di strana sensazione a fior di pelle, presagio di un qualcosa che avrebbe potuto turbare quella che era cominciata come una normale giornata di scuola.

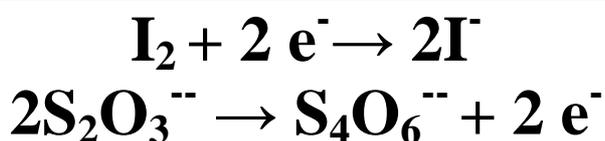
Il fatto avvenne proprio alla quinta ora, l'ora di chimica in quarta, l'ultima della giornata. Gustavo era solito preparare le lezioni di chimica

con scrupolo quasi maniacale: prima di ognuna redigeva con cura la scaletta dei contenuti, consultando sempre numerosi libri, e dedicava una particolare attenzione alla scelta degli esercizi, che risolveva prima, annotando su di un foglio tutti i passaggi richiesti. Sapeva bene, infatti, che ad un docente non può essere mai concesso di essere titubante e temeva molto di perdere la stima della classe che, sin dal secondo anno, aveva subito conquistato. Ma quel giorno andava sul sicuro: l'argomento della lezione, il bilanciamento delle ossido-riduzioni, era uno di quelli in cui si riteneva maggiormente preparato. Del resto erano quasi trent'anni che nelle quarte, proprio in quel periodo dell'anno scolastico, ripeteva quella lezione. Ormai l'aveva sviscerata sotto tutti gli aspetti e si poteva dire che conoscesse a memoria i passaggi di quegli esercizi che ogni anno riproponeva. A volte gli studenti rimanevano sbalorditi perché riusciva in pochi secondi a svolgere i complicati calcoli richiesti: quando con fare sicuro li risolveva alla lavagna i ragazzi pensavano che lui calcolasse davvero il logaritmo negativo della radice quadrata di uno virgola otto per dieci alla meno cinque moltiplicato tre virgola due per dieci alle meno due. In realtà erano semplicemente i ricordi delle soluzioni, sempre le stesse, che al momento giusto riaffioravano dalla memoria rendendolo in grado di fornirle immediatamente alla classe.

Entrato in classe presentò subito, come era solito fare, l'argomento della lezione: “Oggi, ragazzi ci eserciteremo nel bilanciamento delle reazioni di ossido – riduzione. Cominceremo col correggere gli esercizi che vi ho



La reazione bilanciata



Le due semireazioni

“Mezzo elettrone”, sì, proprio così! Ciascun atomo di zolfo perde mezzo elettrone. In tutto fanno due elettroni che sono acquistati dai due atomi di iodio. Certamente funziona, ma non può essere così!

Nel pomeriggio Gustavo consulto quasi tutti i libri di chimica che possedeva: non c'è n'era nemmeno uno che accennasse alla possibilità di ossidarsi perdendo mezzo elettrone.

Quella notte Gustavo dormì un sonno agitato popolato da incubi nei quali un elettrone si trasformava in una grande torta che lui, da bravo docente, tagliava in tante fette che offriva ai suoi alunni in modo che ciascuno potesse ridursi di una qualsiasi frazione di elettrone a suo piacimento. E così chi si riduceva di 1/10, mangiandone una bella fetta, chi di 1/20, mangiando una fetta più piccola, e chi solo di 23/1234, spiluccando 23 piccole mollichine!

I ricordi di chimica organica



Al risveglio Gustavo

avvertì un forte cerchio alla testa: si

sentiva come braccato. Non aveva scampo, doveva risolvere l'enigma di quel “mezzo elettrone”.

D'improvviso mentre faceva colazione si ricordò della chimica organica e, per un attimo, un raggio di luce sembrò illuminare la fitta nebbia di quel mistero. “Ma certo – si disse – la chimica organica! In chimica organica è tutto un susseguirsi di ossidazioni e riduzioni e, se ricordo bene, i numeri di ossidazione possono assumere anche valore frazionario”.

Volle subito mettere alla prova quella nuova intuizione. Prese carta e penna e si mise a calcolare. “Cominciamo con il metano – si disse – Qui il numero di ossidazione è sicuramente -4”. Passo poi all'etano (-3) all'etilene (-2) e all'acetilene (-1). Per ora nessun numero frazionario, anche se comparivano stati di ossidazione diversi da quelli tipici del carbonio (+2 e +4). Passò quindi a completare la serie degli alcani. Nel propano c'erano otto idrogeni e tre carboni: il numero di ossidazione del carbonio era pertanto -8/3; -2,66666... Lo stesso accadeva per il butano: -2,5. Certo: erano possibili anche i numeri frazionari! Per un breve istante un brivido di terrore scosse il suo corpo: si era ricordato delle ossidoriduzioni. Possibile che due atomi potessero scambiarsi una qualsivoglia frazione di elettrone? Il problema non era stato risolto; anzi, si presentava ora con una intensità ancora maggiore!

Fu solo nel pomeriggio, mentre cercava di rilassarsi su una comoda poltrona del suo salotto, che ebbe una nuova illuminazione. “Il Corradini²!”:

² P: Corradini (a cura di), “*Chimica Generale*”, Casa Editrice Ambrosiana, Milano, 1975.

come aveva fatto a non pensarci prima? Generazioni di studenti della sua epoca avevano sostenuto l'esame di chimica studiando su quel libro che già in passato aveva diverse volte adoperato per risolvere problemi particolarmente difficili. Erano forse dieci anni che non lo consultava, ma il libro doveva essere ancora lì, nella sua biblioteca. Fu un rapido susseguirsi di eventi: lo raggiunse sull'ultimo scaffale della libreria, lo afferrò deciso, lo sfogliò avidamente, mentre la sottile polvere che il tempo aveva depositato gli solleticò il naso al punto da farlo starnutire, e rintracciò finalmente la pagina che lo interessava.

Ecco cosa c'era scritto a proposito del numero di ossidazione:

“Il numero di ossidazione di un elemento in un composto rappresenta la carica che tale elemento viene formalmente ad assumere quando i suoi elettroni di valenza sono contati secondo un particolare criterio”.

Già, ma qual'era questo criterio? Fortunatamente era scritto subito dopo:

“Il criterio da seguire è quello di attribuire, considerati due atomi congiunti da un legame chimico, la coppia o le coppie di elettroni di legame a quello fra i due atomi legati che presenta maggiore elettronegatività³”.

Mai fidarsi delle regole! Quelle regole, le “famose” cinque regole per il calcolo del numero di ossidazione che lui pretendeva a memoria dai propri alunni, andavano sicuramente bene per la maggior parte dei casi, ma, come ogni buona regola che si rispetti, avevano anch'esse le loro eccezioni!

Un mistero svelato



“Ma allora

- affermò con decisione Giovanardi - se si applicano le regole che lei ha trovato su quel suo vecchio libro, gli atomi di carbonio di una catena di un composto organico, come ad esempio il butano, non hanno tutti lo stesso numero di ossidazione!”

Come aveva fatto a non pensarci prima! Quelle parole risuonarono per lui come una stiletta che penetrava fino al più profondo del cuore.

Certo, doveva essere proprio così. Nel butano i due carboni centrali legano ciascuno due carboni e due idrogeni. Poiché nel legame carbonio-carbonio non v'è differenza di elettronegatività, il loro numero di ossidazione è -2. I due atomi all'estremità della molecola legano invece un solo carbonio e tre idrogeni, per cui il loro numero di ossidazione è -3. Tutto era risolto: non ci sono atomi con numero di ossidazione decimale e quel -2,5 era solo il risultato della media tra due -2 e due -3! Anche nel propano i conti ora tornavano, poiché quel misterioso -2,6 periodico era in realtà la media tra due -3 e un -2. Era proprio così: gli atomi di carbonio di una catena hanno numeri di ossidazione diversi: gli venne subito in mente la formula di struttura del neopentano (dimetilpropano): al centro v'era un bell'atomo di carbonio con numero di ossidazione 0, mentre i 4 che

³ P. Corradini, op. cit., pagina 154.

lo circondavano avevano numero di ossidazione -3. In media il carbonio aveva però numero di ossidazione $-12/5 = -2,4$.

“In ogni caso – disse alla classe con il tono di voce di chi per primo conferma un’importante scoperta – gli atomi di carbonio hanno sempre numeri di ossidazione interi, per cui ossidandosi o riducendosi perdono o acquistano un numero intero di elettroni”. Finalmente il mistero di quel “mezzo elettrone” sembrava sul punto di essere definitivamente risolto.

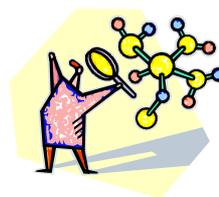
“Già, ma tutto questo come si applica al caso dell’acido tiosolfurico e dell’acido tetratiionico?”, affermò questa volta Petrucci risvegliandosi dal torpore che normalmente lo prendeva nelle ore di chimica. “Cosa c’entrano le catene di atomi di carbonio con questi due composti inorganici?”, disse ancora come chi sa di aver colpito l’avversario in un punto debole.

“C’entrano, c’entrano”, controbatté con apparente fermezza il Prof. Bilancia soprattutto per zittire l’alunno: sapeva infatti che Petrucci gli aveva rivolto quella domanda al solo scopo di metterlo in imbarazzo e non per un vero interesse per la chimica, materia che non studiava e per la quale non aveva alcun interesse.

Fu il suono della campanella a trarlo fuori da ogni imbarazzo. Ma alla lezione successiva avrebbe dovuto comunque fornire una risposta alla classe.

Le formule di struttura

“Signori, impariamo a sognare e forse allora intuiremo la verità”.
Augusto Kekulè, 1865



Anche

quel pomeriggio fu per il Prof. Bilancia caratterizzato da un’attività frenetica di intenso studio. Sulla sua scrivania c’erano ormai già diversi fogli di carta sui quali aveva tentato, senza riuscirvi, di scrivere le formule di struttura dei due ioni incriminati.

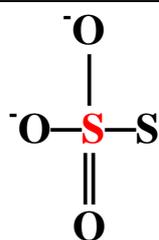
“Certamente – si diceva fra sé - nello ione tiosolfato, come indicava il prefisso “tio-”, i due atomi di zolfo dovevano essere legati insieme”. Il problema si poneva quando si trattava di posizionare i tre ossigeni: ancora una volta non era possibile che essi fossero distribuiti in modo che ciascun zolfo ne ricevesse uno e mezzo! Problemi ancora maggiori si ponevano per l’altro ione: come andavano distribuiti i 6 ossigeni tra i quattro atomi di zolfo? E quest’ultimi come erano legati?



L’Uroboros, il mitico serpente che si morde la coda.

Era tutto assorto in questi angosciosi pensieri quando fu attratto da un’immagine che faceva bella

mostra di sé su una rivista che per caso era rimasta aperta sulla sua scrivania. Si trattava della rappresentazione di un serpente che si morde la propria coda, il mitico serpente Uroboros. Nel vederla il suo pensiero corse subito a Kekulé, il chimico organico che, grazie ad un sogno, per primo aveva intuito la struttura del benzene, una storia che è riportata in quasi tutti i libri di chimica organica⁴. Kekulé era convinto che la molecola del benzene doveva avere una sorta di scheletro costituito dai sei atomi di carbonio, ma non riusciva a trovare la struttura adatta. Fu la visione onirica di un *“serpente che afferra la propria coda e che inizia a roteare come un mulinello davanti ai propri occhi”*, a suggerirgli la struttura ciclica del benzene.



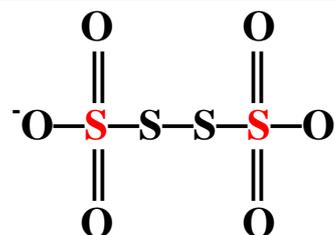
Formula di struttura dello ione tiosolfato

(in rosso l'atomo di zolfo con n.o. = +4; in nero quello con n.o. = 0)

“Ma certo – esclamò d’un tratto - dovevano esistere, come per il carbonio, corte catene di atomi di zolfo!!!”. Di getto si mise a scrivere una prima struttura su di un foglio: una catena di due atomi di zolfo, tre ossigeni ad uno (due legati con legame semplice e con una carica negativa ciascuno ed uno legato con un doppio

legame), nessuno all’altro. Così facendo il primo zolfo aveva numero di ossidazione +4 e il secondo 0: la media era esattamente +2.

Per l’acido tetratiionico le cose erano leggermente più complesse: la catena era costituita da quattro atomi di zolfo, ma solo i due atomi di zolfo alle estremità legavano tre atomi di ossigeno ciascuno, due con un doppio legame ed uno con un legame semplice e quindi con una carica negativa. In questo modo i due atomi di zolfo centrali avevano numero di ossidazione 0 e i due alle estremità +5: la media era quel 2,5 che tanto lo aveva fatto pensare!



Formula di struttura dello ione tetratiionato

(in rosso gli atomi di zolfo con n.o. = +5; in nero quelli con n.o. = 0)

Decise subito che non era il caso di spiegare alla classe quelle strutture troppo complesse: si sarebbe limitato a presentarle così come le aveva trovate nel libro e ad applicare ad esse il criterio per il calcolo del numero di ossidazione.

Finalmente il mistero era ora completamente svelato!



Quella

notte il Prof. Gustavo Bilancia poté finalmente dormire un sonno tranquillo.

⁴ A tale proposito si veda: Il sogno di Kekule, la svolta della chimica organica, di Giovanni Spataro – Le Scienze – settembre 2005 – pag. 118.