

LEZIONI DI CHIMICA

ARGOMENTI IRRINUNCIABILI: LE REAZIONI CHIMICHE

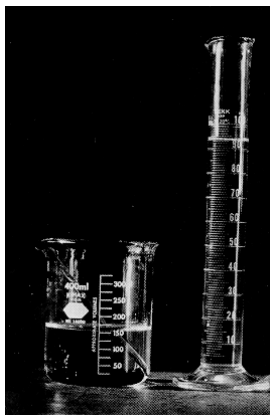
di Maria Cristina Speciani

Una lezione dialogata in cui, a partire da una riflessione sul laboratorio, si è costruito un percorso di apprendimento. L'insegnante ha spiegato tornando e ritornando a motivare i passi che si stavano compiendo e gli alunni lo hanno descritto con le loro parole, dimostrando che la «teoria» può essere fatta propria e reinventata. Un «rapporto di lavoro» che propone un confronto sulla necessità di esplicitare, insieme agli studenti, passaggi logici che a volte sembrano scontati.

Uno dei nodi, a mio parere irrisolti, nel quadro degli argomenti irrinunciabili dei programmi di chimica, è quello delle «reazioni». Ossia: come fare perché gli studenti siano in grado di rappresentare in modo corretto le diverse trasformazioni, di dare il nome ai reagenti e ai prodotti, di bilanciare una relazione, di capire il significato dei coefficienti, eccetera.

Utilizzando come struttura di base le parole con cui gli studenti di una classe quarta liceo scientifico hanno «riassunto» il percorso di una lezione di due ore svolta sull'argomento, vorrei proporre ai lettori che insegnano chimica, in particolare a coloro che sono chimici per formazione, un confronto sulle scelte didattiche relative a questo tema. Come molti insegnanti di scienze naturali alla scuola superiore, la mia formazione è da biologa, per questo caratterizzata da un approccio teso a mettere in evidenza la complessità di un fenomeno.

Queste note vogliono essere un invito a riflettere sul modo in cui comunichiamo i concetti fondamentali della chimica per aprire un dibattito sulla necessità di mettere in atto strategie, e dedicare tempi adeguati, perché gli studenti non si limitino a memorizzare formule, regole e automatismi, ma possano, riflettendo sul lavoro, acquisire il livello concettuale della chimica. Con il desiderio di cominciare a portare allo scoperto, e di capire meglio, le diverse impostazioni didattiche che sono in atto oggi nella scuola italiana. In altre parole: capita troppo spesso che si imposti un corso di chimica «a partire» dai libri di testo più diffusi, o più propagandati sul mercato mettendo in atto al massimo qualche «adattamento» quando gli studenti sono in difficoltà; mi sembra giunto il momento di superare questa fase acritica, aiutandoci anche a identificare cosa vogliamo da un libro di testo.



Nei molti anni in cui ho insegnato chimica al liceo, ho sempre dedicato molte ore agli «esercizi» in classe, curando che ogni studente svolgesse «alla lavagna» una reazione o un problema stechiometrico. Il criterio che mi ha guidato è stato che questa «abilità», intesa come applicazione consapevole delle procedure di rappresentazione del fenomeno che si studia, deve essere conquistata già alla scuola superiore. Non solo e non tanto perché a livello universitario, nelle facoltà che hanno la chimica nel piano di studi, questa acquisizione è fino a oggi data per scontata, ma anche perché volevo comunicare agli studenti il gusto di ragionare sui termini di una reazione, ogni volta come se fosse nuova, fino a ottenere un risultato coerente con la logica applicata.

Un secondo criterio, che si potrebbe definire strategia didattica, ma che in realtà è la riproposizione della modalità con cui io stessa mi pongo di fronte alle cose che voglio capire, è quello di ritornare su un argomento più volte, in modo ricorsivo e graduale, conquistando ogni volta un nuovo punto di vista, considerando ogni volta un nuovo particolare e, contemporaneamente, uno sguardo più ampio sui fenomeni oggetto di studio.

La lezione di cui propongo il «riassunto» si è svolta in modo dialogato, ossia chiedendo agli studenti di riflettere su una serie di attività di laboratorio precedentemente svolte e provocandoli a porre domande che permettessero di cambiare il punto di vista e di sottolineare aspetti prima trascurati, per arrivare a una comprensione più globale.

Nella lettura, si tenga presente che nei riquadri grigi sono riportati brani tratti dalle «relazioni» degli studenti.



Il punto di partenza

In questo periodo stiamo studiando i composti: il nostro scopo è vedere come sono fatti, oltre che studiare la nomenclatura e le diverse reazioni che compiono.

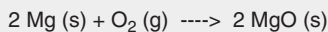
In classe avevamo già parlato dei legami, della valenza e del numero di ossidazione: di fronte alla formula di un composto, gli alunni erano in grado di trovare il numero di ossidazione di ogni atomo del composto e di rappresentarne la molecola con la formula di struttura.

In laboratorio avevamo osservato alcuni tipi di trasformazioni: bruciando il magnesio ne avevamo sintetizzato l'ossido, portando a incandescenza l'ossido di mercurio (sotto cappa), lo avevamo suddiviso in ossigeno e mercurio e infine, durante un incontro di orientamento con i ragazzi di una scuola media, avevamo mostrato la reazione dello zinco in acido cloridrico.

Avevamo concluso che esistono diversi tipi di composti (ossidi,

idrossidi, acidi e sali) e diversi tipi di trasformazioni chimiche e avevamo così rappresentato quelle osservate

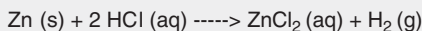
Si ha una reazione di sintesi quando due o più reagenti si uniscono per formare un composto



Nella reazione di decomposizione, invece, un reagente si decompone in due o più prodotti



Nelle reazioni di scambio semplice, o spostamento, un elemento libero si sostituisce a uno degli elementi del composto



Si trattava ora di dare un nome ai composti, di classificarli facendo riferimento alle loro proprietà e di capire come la loro natura chimica determina l'andamento di una trasformazione.

Ho utilizzato le più comuni reazioni di formazione dei composti per insegnare a rappresentare le trasformazioni chimiche e ho spiegato il comportamento dei grandi gruppi di composti inorganici in base alla differenza di elettronegatività.

Usare la mole

In laboratorio avevamo anche imparato a preparare una soluzione e acquisito, in termini operativi, il concetto di mole. Per sottolineare l'importanza di «misurare» le quantità che partecipano a una reazione ho incominciato la lezione riportando alla memoria alcuni aspetti del calcolo stechiometrico attraverso la risoluzione di due problemi.

Dal punto di vista operativo bastava applicare la relazione che lega la massa molecolare al numero di moli ($n_{\text{mol}} = \text{massa (g)} / \text{massa (g)} / \text{una mole}$), ma dal punto di vista logico il procedimento implicava un capovolgimento del punto di vista e l'uso di proporzioni dal significato differente: solo pochi alunni sono riusciti a descriverlo.

Facendo riferimento ad alcune operazioni svolte in laboratorio, abbiamo risolto due problemi stechiometrici di diverso tipo. Nel primo dai grammi siamo passati alla concentrazione; nel secondo invece, partendo dalla concentrazione di soluto siamo arrivati ai grammi. (La notazione xM significa che nella soluzione sono presenti x moli di soluto in 1000 ml di soluzione) La formula da tenere presente è $n = m \text{ (g)}/\text{PM}$, in cui il denominatore indica, in modo convenzionale, la massa di una mole espressa in grammi.

(1) *Sciogliamo 196 g di acido solforico (tetraossosolfato di diidrogeno) in acqua e poi portiamo a volume in modo che il totale sia 326 ml. Qual è la concentrazione della soluzione ottenuta?*

Applicando la formula $n = m \text{ (g)}/\text{PM}$ si ottiene: $n = 196 \text{ g}/98 \text{ g} = 2$ (numero di moli presenti nella soluzione)

Inoltre: $2 : 326 = x : 1000$ da cui $x = 2000/326 = 6,135$ $[\text{H}_2\text{SO}_4] = 6,135 \text{ M}$ (è una concentrazione alta)

(2) *Si vogliono ottenere 200 ml di una soluzione di NaCl 0,1 M. Quanti grammi di sale occorre utilizzare?*

Prima di tutto occorre calcolare quante moli di soluto sono presenti in 200 ml di soluzione;

dalla proporzione: $0,1 : 1000 = x : 200$

si ricava: $x = 20/1000 = 0,02$ (numero di moli di soluto).

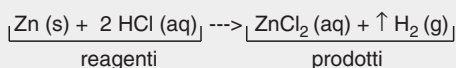
Dalla formula $n = m \text{ (g)}/\text{PM}$ si calcola la massa del sale in grammi:

$m \text{ (g)} = n \cdot \text{PM}$; $m = 0,02 \cdot (40 + 35) \text{ g} = 15 \text{ g}$

Le equazioni chimiche

Abbiamo preso in esame e analizzato una reazione di scambio semplice già eseguita in laboratorio: immergendo un pezzetto di zinco in una soluzione di acido cloridrico si è osservato che lo zinco si consuma (e sparisce nella soluzione) mentre dalla sua superficie si libera una serie di bollicine.

Il processo può essere descritto per mezzo di una equazione, usando i simboli chimici, le formule dei composti e numeri che esprimono i rapporti quantitativi tra le sostanze che partecipano alla reazione nel seguente modo:



La freccia orizzontale indica la direzione in cui procede la trasformazione; le lettere tra parentesi indicano che lo zinco è allo stato solido, l'acido cloridrico e il cloruro di zinco sono in soluzione acquosa e che l'idrogeno è allo stato aeriforme; la freccia verticale accanto all'idrogeno indica che si libera.

I numeri al pedice indicano quanti atomi sono presenti in un composto; il numero davanti all'HCl (chiamato coefficiente stechiometrico) indica quante molecole di quella sostanza partecipano alla reazione. L'equazione scritta in questo modo è detta equazione bilanciata, perché il numero e le specie degli atomi dei reagenti corrispondono a quelli dei prodotti.

Dunque potevamo generalizzare.

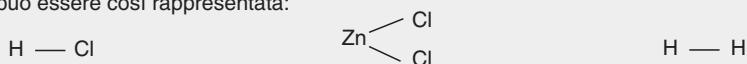
Le equazioni chimiche sono espressioni «simboliche e sintetiche» in cui sono rappresentati i reagenti, i prodotti e le quantità di ognuno di essi che partecipano a una reazione. Le equazioni chimiche non specificano le tappe percorse nella formazione dei prodotti né la resa della reazione, cioè se i reagenti si trasformano completamente nei prodotti (resa del 100%) oppure se la reazione avviene in modo incompleto.

Ora potevamo analizzare i singoli aspetti della reazione in esame.

Nomenclatura

Ogni sostanza che partecipa alla reazione è rappresentata mediante la sua formula: lo zinco è allo stato atomico, la molecola di acido cloridrico è costituita da due atomi; il cloruro di zinco è costituito da un atomo di zinco e due di cloro, la molecola di idrogeno è costituita da due atomi.

La loro struttura può essere così rappresentata:



Finora avevamo identificato i composti che partecipano alla reazione in esame con la nomenclatura tradizionale, tuttora usata dai chimici. Ma ad essi si può assegnare un nome secondo le regole che la IUPAC (*International Union of Pure and Applied Chemistry*) ha stabilito per esprimere in modo razionale i rapporti di combinazione tra gli atomi: il nome è costruito in base al numero degli elementi che lo costituiscono; così, dal nome di un composto è sempre possibile risalire alla sua formula.

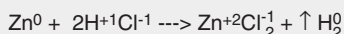
La IUPAC classifica i composti inorganici in base al numero di specie

chimiche combinate: i composti binari contengono due tipi di elementi; quelli ternari tre e così via.

In questo caso i composti che partecipano alla reazione sono composti binari. HCl è costituito dall'idrogeno legato al cloro (elemento del VII gruppo) e il suo nome, cloruro di idrogeno, si forma aggiungendo il suffisso *uro* alla radice del nome dell'alogeno; nel nostro caso HCl è in soluzione perciò lo chiamiamo acido cloridrico. $ZnCl_2$ è costituito da un metallo e da un non metallo e, come vedremo in seguito, chimicamente è un sale ionico; il suo nome, dicloruro di zinco, è costituito dal nome dell'elemento più elettronegativo cui si aggiunge il suffisso *uro*, seguito dal nome dell'elemento meno elettronegativo; il prefisso *di* indica il numero di atomi di cloro combinati. Le regole complete della IUPAC saranno spiegate in seguito, per ora basta sapere che queste regole valgono per tutti i composti binari (*uro*, in inglese si dice *ide*).

Bilanciare l'equazione

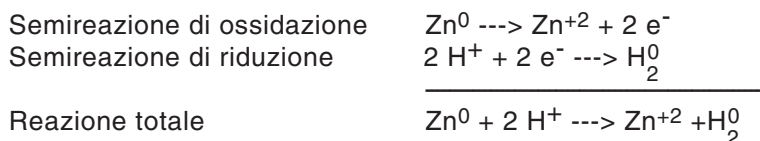
Abbiamo preso in esame la reazione calcolando i numeri di ossidazione degli atomi nei reagenti e nei composti



Abbiamo osservato che si ha un cambiamento nei numeri di ossidazione e quindi questa è una reazione di ossidoriduzione: lo zinco metallico aumenta il proprio numero di ossidazione quindi si ossida mentre l'idrogeno diminuisce il proprio numero di ossidazione perciò si riduce. Lo zinco metallico cede elettroni all'idrogeno e il numero totale degli elettroni ceduti e presi deve essere uguale.

È abbastanza semplice bilanciare questa reazione uguagliando il numero di atomi dei reagenti e dei prodotti. Tuttavia, è più corretto bilanciarla calcolando la variazione del numero di ossidazione nella specie ossidante e in quella riducente e uguagliando il numero degli elettroni ceduti dagli atomi che si ossidano e acquistati dagli atomi che si riducono.

Si può evidenziare il trasferimento di elettroni considerando solo le specie che cambiano il numero di ossidazione e scomponendo la reazione in due semireazioni.

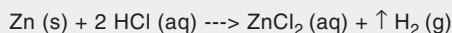


In questo caso i due elettroni persi dallo zinco sono utilizzati dall'idrogeno e ogni semireazione contiene lo stesso numero di elettroni che, nella reazione totale ottenuta per somma algebrica delle due semireazioni, si elidono.

In tutte le reazioni redox il numero di elettroni ceduti dalla specie che si ossida deve essere esattamente uguale al numero di elettroni acquistati dalla specie che si riduce.

Calcolare le quantità di reagenti e di prodotti

I coefficienti stechiometrici di un'equazione chimica esprimono anche il rapporto tra le moli che partecipano alla reazione e permettono di operare in laboratorio con quantità misurabili. Nella reazione

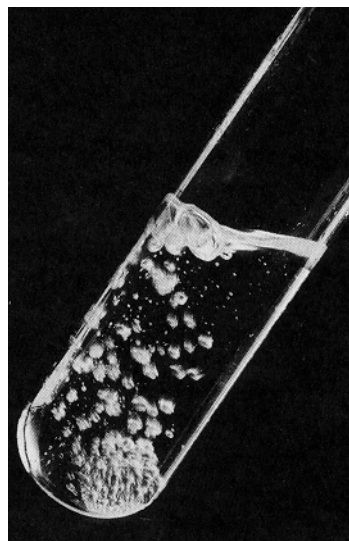


si combinano una mole di zinco e due moli di acido cloridrico per dare una mole di cloruro di zinco e una mole di idrogeno.

Se abbiamo 65 g di zinco, possiamo calcolare quanto acido cloridrico è necessario perché avvenga la reazione.

Poiché il rapporto tra le moli è 1:2 vuol dire che abbiamo bisogno 2 moli di acido cloridrico che, facendo riferimento al peso formula, corrispondono a 72 g. Se si utilizzano 65 g di zinco e 72 g di acido cloridrico (o multipli, o sottomultipli di queste quantità) i reagenti si consumano completamente; se uno dei due reagenti è in quantità minore, viene chiamato reagente limitante.

Alla fine ho fatto notare che una reazione chimica è un fenomeno complesso, di cui avevamo considerato solo alcuni aspetti, utili per rappresentare, in modo univoco, i termini globali della trasformazione. Ma per i chimici, e per le applicazioni che la chimica comporta, è altrettanto importante studiare gli aspetti chimico-fisici di una trasformazione: capire le condizioni a cui una reazione può o non può avvenire, capire se avviene più o meno velocemente, capire cosa succede quando si opera in soluzione eccetera. Così, nella storia della chimica, si sono aperti nuovi campi di studio: la cinetica, che ha permesso di indagare i meccanismi e la velocità con cui si svolgono le reazioni, e la termodinamica per capirne le variazioni energetiche. Così, avremmo fatto anche noi in seguito.



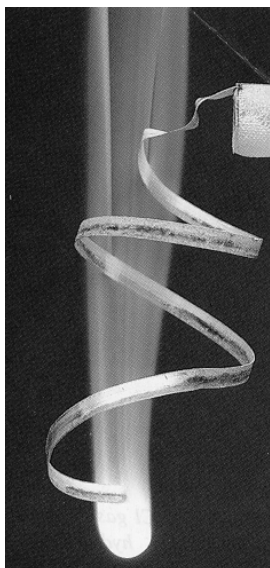
Un passo avanti

A questo punto era rimasta aperta la domanda su come si formano i composti e perché hanno proprietà diverse.

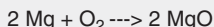
Il tempo era quasi scaduto, perciò ne ho rapidamente schematizzato lo sviluppo, che avrei ripreso con calma in molte lezioni successive.

A partire dalla classificazione degli elementi in metalli e non metalli che, come abbiamo già visto, corrisponde a una differente elettronegatività, i principali tipi di reazioni con cui si formano i composti si possono così schematizzare.

metallo + O ₂	----->	ossido + H ₂ O	----->	base (idrossido)
+ non metallo + O ₂	----->	+ anidride + H ₂ O	----->	+ acido (ossigenato)
<u>sale</u>		<u>sale</u>		<u>sale</u>



Nella reazione osservata in laboratorio:

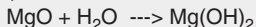


il composto che si forma, ossido di magnesio

ha questa formula di struttura:

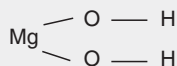


Quando si scioglie in acqua, secondo la reazione:

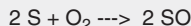


si forma idrossido di magnesio

che ha questa formula di struttura:



Invece, quando il non metallo zolfo si combina con l'ossigeno secondo la reazione

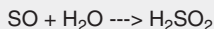


si ottiene ossido di zolfo

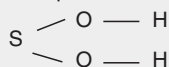
che ha questa struttura:



Quando si scioglie in acqua, secondo la reazione:



si ottiene diossosolfato di diidrogeno (o acido iposolforoso secondo la nomenclatura tradizionale) che ha la struttura:



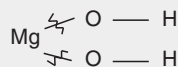
Abbiamo calcolato la differenza di elettronegatività tra metallo, ossigeno e idrogeno nell'idrossido di magnesio e tra non metallo, ossigeno e idrogeno nell'acido iposolforoso.

In $\text{Mg}(\text{OH})_2$ la massima differenza di elettronegatività è tra Mg e O;

in H_2SO_2 la massima differenza di elettronegatività è tra H e O.

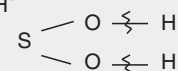
Per questo motivo nelle soluzioni che si formano

$\text{Mg}(\text{OH})_2$ si scinde nel seguente modo:



secondo la reazione $\text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Mg}^{+2} + 2 \text{OH}^-$

mentre H_2SO_2 si scinde nel seguente modo:



secondo la reazione $\text{H}_2\text{SO}_2 \rightarrow 2 \text{H}^+ + \text{SO}_2^{2-}$

Con parole più precise: nell'idrossido di magnesio si spezzano facilmente i legami ionici tra Mg e O mentre, nell'acido iposolforoso, l'acqua interagisce con i legami covalenti tra O e H, più polarizzati dei legami tra O e S, e libera ioni H^+ .

In questo modo eravamo riusciti a spiegare perché, in soluzione, $\text{Mg}(\text{OH})_2$ e H_2SO_2 , pur essendosi formati con lo stesso meccanismo e avendo struttura molto simile si comportano in modo diverso (in un successivo laboratorio avremmo verificato che, in presenza di tornasole le soluzioni si colorano rispettivamente d'azzurro e di rosso, in relazione al fatto che formano ioni OH^- e H^+).

Ma soprattutto avevamo conquistato una nuova idea: il comportamento delle sostanze dipende dalla loro natura chimica e proprio il loro comportamento ci permette di distinguere sostanze di natura basica e sostanze di natura acida, in relazione al tipo di legami che si stabiliscono tra gli atomi.

Da qui si poteva solo andare più avanti.

v