

Corso di Didattica della Chimica

X Scuola di Didattica e Ricerca
Educativa “Ulberico Segre”

Roma, 5-8 Settembre 2018



Società Chimica Italiana
*Divisione di Didattica
Chimica*

INDICE

Introduzione	1
Appendice 1	
Proposta della Divisione di Didattica della Società Chimica Italiana	8
Appendice 2	10
Sostanze e trasformazioni	15
L'atomo classico	28
Atomo e molecola del Novecento	43
Miscele	51
Le reazioni Chimiche	65
Allegato 1 Combustione	77
Allegato 2 Osserva e spiega	82
Allegato 3 Coloranti e Pigmenti	88

Società Chimica Italiana – Divisione di Didattica
X Scuola Ulderico Segre – Roma 5 – 8 settembre 2018

Gruppo Coordinatori

Eleonora Aquilini, Elena Ghibaudi, Michele A. Floriano, Margherita Venturi, Giovanni Villani

Introduzione

I materiali di questo e-book sono stati ottenuti da un lavoro collettivo con l'obiettivo di essere un possibile supporto per i docenti dei Corsi di Didattica della Chimica (o affini) che sono stati attivati in molti Dipartimenti di Chimica delle università italiane a seguito dei cambiamenti normativi introdotti con il Nuovo sistema di formazione iniziale degli Insegnanti (Legge N. 107 del 2015). Secondo tale legge, infatti, gli aspiranti insegnanti, per poter partecipare al Concorso, devono avere acquisito 24 CFU in Corsi universitari di antropologia-psicologia-sociologia e di didattiche disciplinari; per queste ultime, in particolare, possono essere acquisiti da 0 CFU (i 24 CFU tutti negli altri ambiti) fino a un massimo di 12 CFU. Fino all'anno accademico 2016-2017, nell'ambito chimico delle università italiane erano presenti pochissimi insegnamenti di didattica della Chimica ma, a partire dall'anno accademico 2017-2018, in molte università sono stati attivati tali corsi.

In tale contesto, la Divisione di Didattica della Chimica della Società Chimica Italiana (DDSCI) si è attivata per coordinare e uniformare le impostazioni di tali Corsi e, nel limite del possibile, fornire un supporto metodologico/didattico con specifici esempi chimici trattati in dettaglio. Nel Dicembre 2017, è stato organizzato a San Miniato (Pi) un workshop per elaborare delle Linee Guida a cui tali Corsi si dovrebbero attenere, una Proposta generale riguardante tali corsi (inserite alla fine di questa Introduzione come Appendice 1 e 2) e sono stati istituiti cinque Gruppi di Lavoro su alcuni argomenti fondamentali di tali Corsi. In particolare:

1) *Sostanze e trasformazioni della materia*. Il concetto di sostanza e di trasformazione delle sostanze è centrale per la chimica e costituisce un fondamento per tutte le successive modellizzazioni. Abbiamo perciò voluto mettere in rilievo e discutere alcuni aspetti che è opportuno tener presente quando si opera la trasposizione didattica di tali argomenti (origini storiche, nodi concettuali, concezioni difformi, ecc.).

2) *L'atomo classico*. Il concetto di atomo è una imprescindibile conquista della scienza moderna, ma esso non nasce con la scienza moderna, ma ha una storia millenaria alle spalle. È solo nell'Ottocento, tuttavia, che tale concetto passa da ipotesi filosofica a teoria scientifica. Nella trattazione di questo argomento si evidenzia come per la prima volta con la teoria atomica di Dalton si colleghi il mondo macroscopico al mondo microscopico con criteri scientifici. Viene proposto un percorso didattico che tiene conto di come Dalton ha trovato il peso atomico degli elementi e la legge delle proporzioni multiple.

3) *L'atomo contemporaneo e il concetto di molecola*. I concetti di atomo e di molecola attuali, seppure in forme semplici, devono essere un'acquisizione di qualsiasi studente che esca dalla scuola secondaria di secondo grado. Per questa ragione, questi argomenti sono presenti in tutti i tipi di scuole e non possono mancare in nessun corso di didattica. Qui, abbiamo delineato un percorso che, tramite un approccio storico-epistemologico, permetta di passare gradualmente e con consequenzialità logica dall'atomo ottocentesco all'atomo contemporaneo e introdurre le basi concettuali del concetto di molecola.

4) *Miscela di sostanze*. Questo argomento riveste importanza fondamentale in tutti i corsi di chimica sia per le implicazioni di carattere pratico/analitico sia per quelle di carattere concettuale che sottendono alla definizione di omogeneità. Viene adottato un approccio didattico basato sull'indagine guidata e si fa esplicito riferimento al modello particellare per razionalizzare il processo di solubilizzazione.

5) *Le reazioni chimiche*. Si tratta di un argomento che va affrontato in tutti i corsi di chimica per molteplici ragioni. Le reazioni chimiche (a) sono "eventi" che si verificano continuamente attorno a noi ed in noi: sono, infatti, alla base della vita e di tutte le trasformazioni che avvengono in natura, ma sono anche fondamentali per lo sviluppo tecnologico; (b) permettono di collegare in maniera chiara i tre livelli della chimica; (c) possono essere efficacemente affrontate con un approccio storico-epistemologico e laboratoriale: il primo, infatti permette di capire come si è arrivati all'attuale interpretazione atomico-molecolare, termodinamica e cinetica della reattività chimica, mentre attraverso il secondo è possibile consolidare aspetti concettuali e realizzare esperimenti semplici e coinvolgenti.

Tali Gruppi, coordinati rispettivamente da Elena Ghibaudi (Università di Torino), Eleonora Aquilini (docente distaccata alla SCI), Giovanni Villani (ICCOM-CNR), Michele A. Floriano (Università di Palermo) e Margherita Venturi (Università di Bologna), tutti appartenenti alla DDSCI, hanno sviluppato tali argomenti, presentati alla X Scuola di Didattica e Ricerca Educativa "Ulderico Segre" di Roma, Settembre 2018. In questa Scuola i lavori dei Gruppi sono stati discussi e condivisi da una platea di circa 30 persone in rappresentanza di una ventina di università. Una successiva rielaborazione, che ha tenuto conto delle problematiche emerse dalle discussioni svolte durante la scuola stessa, ha prodotto il materiale finale presentato e messo a disposizione in questo e-book.

Riteniamo che il problema-chiave dell'insegnamento delle scienze nella scuola sia l'accesso ai significati dei concetti scientifici disciplinari e siamo convinti che questo sia possibile conferendo ad essi un'organizzazione che non prescinda da considerazioni storico-epistemologiche, pedagogiche e psicologiche. Tale operazione deve essere preceduta dalla individuazione dei concetti più importanti della disciplina, in relazione alla sua organizzazione specialistica attuale, alle strutture cognitive dello studente e alle sue concezioni di senso comune. La cultura scientifica prodotta ed insegnata nelle università è spesso molto distante da questi aspetti. Inoltre, nell'insegnamento tradizionale, non soltanto tale distanza non viene colmata, ma la si accentua in quanto non vengono chiarite le modalità attraverso le quali si può transire dalle concezioni comuni dei fenomeni alla loro descrizione scientifica. In altri termini, generalmente non viene chiarita la natura del sapere scientifico.

Una formazione scientifica più solida è, in questo periodo storico, più che mai centrale per la formazione degli alunni, perché fornisce gli strumenti per la comprensione di aspetti fondamentali del mondo che ci circonda. I modi di vivere odierni sono fortemente influenzati dalla scienza e dalla tecnica, sempre più sofisticate, specialistiche e poco comprese dai cittadini, con gli evidenti pericoli che ne conseguono.

È illusorio pensare che la sola fruizione delle acquisizioni scientifiche e tecnologiche assicuri automaticamente la capacità di esercitare una razionalità in grado di vincere l'ignoranza e il pregiudizio. Un insegnamento delle scienze autenticamente formativo dovrebbe perciò mirare a dotare gli allievi delle capacità critiche razionali che sono tipiche del pensiero scientifico, ben più che di un corpus di nozioni puntuali.

Nell'introdurre gli specifici materiali didattici elaborati dai Gruppi, ci sembra importante esplicitare alcuni degli aspetti generali presenti in questo materiale e, in particolare, discutere dei possibili approcci metodologici/didattici utilizzabili, quelli (a) storico/epistemologico, (b) laboratoriale e (c) particellare, da introdurre nel primo biennio della Scuola Secondaria Superiore. Una trattazione dettagliata di tali argomenti richiederebbe un e-book a parte; in questa sede, ci accontentiamo di fornire qualche cenno e una bibliografia ragionata che possa fare da supporto all'utilizzo del materiale qui presentato.

(a) Approccio storico/epistemologico

Il ruolo della storia nell'insegnamento della chimica è stato oggetto di numerosi lavori ed è ormai riconosciuto da chi si occupa a vario titolo di insegnamento della chimica a tutti i livelli scolastici, in particolare nella scuola secondaria di secondo grado e in ambito universitario. Il ricorso ad aspetti storici per favorire l'apprendimento della chimica trova una giustificazione nei modelli di insegnamento di questa disciplina, e in particolare nel cosiddetto "modello tetraedrico" proposto da Mahaffy (MAHAFFY 2006), per includere l'«elemento umano» tra i livelli in cui si sviluppa la chimica. L'elemento umano, secondo Mahaffy, non è altro che la contestualizzazione della chimica nella società e nella storia, tenendo conto quindi di tutti gli aspetti che vedono la chimica inserita in contesti reali, concreti e talvolta anche controversi. Questo modello rappresenta il superamento del "modello triangolare" proposto e discusso per la prima volta da Alex Johnstone (JOHNSTONE 1993) che descrive i tre aspetti fondamentali per l'insegnamento dei concetti della chimica: il livello macroscopico o fenomenologico, il livello sub-microscopico o molecolare e il livello delle rappresentazioni o dei modelli

L'utilizzo degli approcci storici o storici-epistemologici nell'insegnamento della chimica, in particolare a livello di scuola secondaria, è stato oggetto di numerose riflessioni e di lavori sia nel contesto italiano che internazionale (CIARDI 2007, DOMENICI 2018, FIORENTINI - AQUILINI - COLOMBI - TESTONI 2007, LIN 1998, PAOLONI 1984, ROLETTA 2005, SCERRI 2017, SJÖSTRÖM - TALANQUER 2014, TALANQUER 2013, WANDERSEE - GRIFFARD 2002).

Tra i vari approcci storici e/o epistemologici che possono essere adottati per l'insegnamento di aspetti specifici della scienza chimica e del suo rapporto con la società, riportiamo di seguito alcuni elementi ritenuti rilevanti dal punto di vista didattico dagli autori sopra citati:

- Il ricorso alla storia della chimica permette all'insegnante di ripercorrere il progresso della conoscenza scientifica, seguendo gli aspetti sia sperimentali che teorici, i passaggi concettuali e i nodi problematici che hanno accompagnato una scoperta scientifica o la formulazione di un concetto scientifico così come lo conosciamo oggi;
- Il ruolo della narrazione storica della chimica permette di evidenziare e aumentare la consapevolezza della natura della scienza moderna, e in particolare della chimica moderna, come impresa collettiva, risultato del lavoro di moltissimi scienziati e ricercatori, e non solo frutto della genialità di singoli scienziati;
- L'uso della storia nell'insegnamento della chimica permette di contestualizzare a livello storico, sociale, politico ed economico le scoperte scientifiche e la formulazione dei concetti fondamentali della chimica;
- La narrazione della chimica consente di valorizzare anche i contributi cosiddetti minori, raccontare i dibattiti e le controversie tra scienziati, evidenziando il lato umano degli scienziati e il ruolo dell'errore, favorendo tra l'altro una visione della scienza come prodotto dell'attività umana e come qualcosa di complesso, tutt'altro che lineare.

Riferimenti

Marco Ciardi, *A chi serve la storia della chimica?*, in «La chimica nella scuola», 2007, Vol. 3, pp. I-IV.

Valentina Domenici, *Insegnare e apprendere chimica*, Mondadori Università, Firenze, 2018.

Carlo Fiorentini - Eleonora Aquilini - Domenica Colombi - Antonio Testoni, *Leggere oltre le apparenze. Per una didattica dei concetti fondamentali della chimica*, Armando Editore, Roma, 2007.

Alex H. Johnstone, *The development of chemistry teaching: a changing response to changing demand*, in «Journal of Chemical Education», 1993, Vol. 70, pp. 701-705.

Huann-shyang Lin, *The Effectiveness of Teaching Chemistry through the History of Science*, in «Journal of Chemical Education», 1998, Vol. 75, pp. 1326.

Peter Mahaffy, *Moving Chemistry Education in 3D: a tetrahedral metaphor for understanding chemistry*, in «Journal of Chemical Education», 2006, Vol. 83, pp. 49-55.

Leonello Paoloni, *La storia nella didattica della chimica: modi, contesti, attualità*, in *Orientamenti di ricerca educativa e didattica della chimica*, a cura di Enzo Ferroni, Quaderni del Centro di Documentazione, Firenze, 1984.

Ezio Roletto, *La scuola dell'apprendimento: didattiche disciplinari, modelli e applicazioni operative*, Erickson, Trento 2005. Disponibile all'url: www.sends.unito.it

Eric Scerri, *Un racconto di sette elementi*, Aracne Editore, Roma, 2017.

JesperSjöström - Vicente Talanquer, *Humanizing Chemistry Education: from simple contextualization to multifaceted problematization*, in «Journal of Chemical Education», 2014, Vol. 91, pp. 1125-1131.

Vincente Talanquer, *Chemistry education: ten facets to shape us*, in «Journal of Chemical Education», 2013, Vol. 90, pp. 832-838.

James H. Wandersee - Phyllis Baudoin Griffard, *The history of chemistry: potential and actual contributions to chemical education*, in *Chemical Education: towards research-based practice*, a cura di John K. Gilbert, Onno De Jong, Rosaria Justi, David F. Treagust, Jan H. Van Driel, Kluwer Academic Publishers, Dordrecht, 2002.

(b) Approccio laboratoriale

Affinché la conoscenza sia significativa è necessario utilizzare una didattica di tipo laboratoriale, che non significa spiegare la teoria e poi proporre un'attività pratica che di solito consiste nel fatto che gli studenti duplicano pedissequamente una ricetta, ma significa far nascere nello studente domande e curiosità che lo invogliano a sapere. La Comunità Europea e molti esperti di didattica delle scienze suggeriscono di adottare l'apprendimento per scoperta, detto anche Inquiry-Based Learning (IBL) (BYBEE 2006, BYBEE *et al.* 2006, BYBEE 2009), o metodo delle 5E, dal momento che consta di cinque fasi ciascuna delle quali, in inglese, comincia con la lettera E: *Engage, Explore, Explain, Elaborate, Evaluate*.

Questo approccio laboratoriale può essere visto come la versione didattica della ricerca scientifica, perché fa salire lo studente su quella meravigliosa giostra che comincia a muoversi per effetto della curiosità e che si alimenta di domande per rispondere alle quali si organizzano esperimenti. Dai risultati degli esperimenti deriva la conoscenza che genera stupore e da questo nascono nuove curiosità e nuove domande. Allora, si parte per un secondo giro di giostra, alla fine del quale, inebriati dal fascino della scoperta, non si vorrebbe più scendere.

La didattica laboratoriale, pertanto, si fonda su un'educazione che parte dai bisogni propri di chi apprende, insegna la cooperazione per organizzare esperienze trasformandole in competenze, sfrutta percorsi flessibili riconosciuti dallo studente, significativi per se stesso e spendibili nella realtà e genera un apprendimento duraturo. Inoltre con le attività laboratoriali vengono recuperate le pre-conoscenze degli studenti che rappresentano lo sfondo e lo scenario dal quale partire per costruire le nuove conoscenze.

Riferimenti

Rodger W. Bybee, *Scientific inquiry and science teaching* in *Scientific inquiry and nature of science: Implications for teaching for teaching, learning, and teacher education*, a cura di Larry Flick, Norman G. Lederman, Springer, Dordrecht, 2006.

Rodger W. Bybee, Joseph A. Taylor, April Gardner, Pamela Van Scotter, Janet Carlson Powell, Anne Westbrook, Nancy Landes, *BSCS 5E instructional model: origins and effectiveness* in http://bscs.org/sites/default/files/_legacy/BSCS_5E_Instructional_Model-Full_Report.pdf, 2006.

Rodger W. Bybee, *The BSCS 5E instructional model and 21st century skills* in http://itsisu.concord.org/share/Bybee_21st_Century_Paer.pdf, 2009.

c) Il modello particellare

Sul modello particellare della materia esiste una vasta letteratura sia a livello italiano (RIANI 1995, RIANI 1996, ROLETTO - ALBERTAZZI - REGIS 1996, ROLETTO - REGIS - GHIRARDI - GIORDANO 2010, GIORDANO 2016) sia a livello internazionale (BRIDLE - YEZIERSKI 2012, HADENFELDT - LIU - NEUMANN 2014, KAPICI - SAVASCI - AÇIKALIN 2015), perché il modello particellare ha una grande valenza dal punto di vista didattico per introdurre gli allievi, in modo graduale, ad una spiegazione della natura della materia su una scala microscopica e, in particolare, per descrivere alcune proprietà dei tre stati della materia: solido, liquido e gassoso. L'adozione consapevole del modello

particellare rappresenta però un ostacolo cognitivo per gli studenti, perché sono necessarie capacità di astrazione per immaginare qualcosa che nella realtà non possono sperimentare. La presenza di questo ostacolo è evidenziata dalle difficoltà che alcuni studenti incontrano in questa fase dello studio della chimica e dai misconcetti esistenti su questo argomento e riportati da una ricca letteratura sull'argomento (NAKHLEH 1994, MULFORD - ROBINSON 2002). Recentemente, nella letteratura internazionale, sono comparsi molti studi sull'utilizzo di *software*, “anche come *app* per *tablet* e *smartphone*”, sviluppati proprio per assistere gli studenti nella visualizzazione di fenomeni su scala atomica e molecolare basati sul modello particellare. Questi strumenti, inoltre consentono di mettere efficacemente in evidenza gli aspetti legati alla dinamica di atomi e molecole che sono raramente evidenziati. Per introdurre il modello particellare (AKTAS - BILGIN 2015) gli strumenti digitali possono risultare efficaci per l'apprendimento della chimica (AMARAL - SHANK - I.A. SHIBLEY - L.R. SHIBLEY 2013, HUANG 2015), come dimostrato da studi recenti (BRIDLE - YEZIERSKI 2012, SEERY - O'CONNOR 2015, BELLI 2016, BELLI - MILAZZO - DOMENICI 2016, LISCHI 2017, LISCHI *et al.* 2017) in cui si utilizzano metodi didattici basati sull'indagine (*inquiry-based learning*) insieme ad esperienze sulla modellizzazione della materia utilizzando strumenti digitali, anche combinati con esperienze laboratoriali più tradizionali.

Riferimenti

Idris Aktas - Ibrahim Bilgin, *The effect of the 4MAT learning model on the achievement and motivation of 7th grade students on the subject of particulate nature of matter and an examination of student opinions on the model*, in «Research in Science & Technological Education», 2015, vol. 33, pp. 1-21.

Katie E. Amaral - John D. Shank - Ivan A. Shibley - Lisa R. Shibley, *Web-Enhanced General Chemistry Increases Student Completion Rates, Success, and Satisfaction*, in «Journal of Chemical Education», 2013, Vol. 90, pp. 296-302.

Dimitri Belli, *Progetti educativi, informatica e didattica della chimica. Come incoraggiare lo sviluppo della capacità di astrazione negli alunni delle scuole secondarie di primo grado con l'ausilio di applicazioni interattive*, Tesi magistrale di Informatica Umanistica, presso l'Università di Pisa, 2016.

Dimitri Belli - Paolo Milazzo - Valentina Domenici, *Simulazioni interattive per una didattica della chimica nelle classi 2.0*, in «XXVI Congresso Nazionale Divisione di Didattica Società Chimica Italiana», Mondadori Education, Bergamo, 2016.

Chad A. Bridle - Ellen J. Yezierski, *Evidence for the Effectiveness of Inquiry-Based, Particulate-Level Instruction on Conceptions of the Particulate Nature of Matter*, in «Journal of Chemical Education», 2012, Vol. 89, pp. 192–198.

Cecilia Giordano, *Progettazione di sequenze didattiche di insegnamento/apprendimento della chimica secondo un approccio inquiry-based*, in «Form@re», 2016, Vol. 16, pp. 238-248.

Jan Christoph Hadenfeldt - Xiufeng Liu - Knut Neumann, *Framing students' progression in understanding matter: a review of previous research*, in «Studies in Science Education», 2014, Vol. 50, pp. 181–208.

Ling Huang, *Chemistry apps on smartphones and tablets*, in *Chemistry Education. Best practices, opportunities and trends*, a cura di Javier Garcia-Martinez e Elena Serrano-Torregrosa, Wiley-VCH, Weinheim, 2015.

Hasan Özgür Kapıcı – Funda Savaşçı-Açıklalın, *Examination of visuals about the particulate nature of matter in Turkish middle school science textbooks*, in «*Chemistry Education Research and Practice*», 2015, Vol. 16, pp. 518-536.

Guglielmo Lischi, *Sviluppo di un'applicazione ibrida per l'insegnamento del modello particelle nelle scuole secondarie di primo grado*, Tesi magistrale di Informatica Umanistica, presso l'Università di Pisa, 2017.

Guglielmo Lischi - Sergio Mariani - Dimitri Belli - Paolo Milazzo - Valentina Domenici, *A software tool for a better visualization and understanding of the particulate nature of matter*, comunicazione presso il XXVI Congresso Nazionale della Società Chimica Italiana "SCI2017", Paestum, 13 settembre 2017.

Douglas Mulford - William Robinson, *An inventory for alternate conceptions among first-semester general chemistry students*, in «*Journal in Chemical Education*», 2002, Vol. 79, pp. 739-744.

Mary B. Nakhleh, *Students' Models of Matter in the Context of Acid-Base Chemistry*, in «*Journal of Chemical Education*», 1994, Vol. 71, pp. 495-499.

Pierluigi Riani, *La struttura particellare della materia nella scuola media inferiore*, in «*La Chimica nella Scuola*», 1995, Vol. 17, pp. 79.

Pierluigi Riani, *Gli stati fisici della materia. Problemi relativi alla didattica a livello dell'istruzione obbligatoria*, in «*La Chimica nella Scuola*», 1996, Vol. 3, pp. 85-89.

Ezio Roletto - Pier Giorgio Albertazzi - Alberto Regis, *Le attività di modellizzazione nell'educazione alle scienze. Parte seconda: il modello particellare*, in «*La Chimica nella Scuola*», 1996, Vol. 2, pp. 37-47.

Ezio Roletto - Alberto Regis - Marco Ghirardi - Cecilia Giordano, *Evoluzione dei sistemi: modelli e rappresentazioni*, in «*La Chimica nella Scuola*», 2010, Vol. 1, pp. 31-34.

Michael K. Seery - Christine O'Connor, *E-learning and Blended Learning in Chemistry Education*, in *Chemistry Education. Best practices, opportunities and trends*, a cura di Javier Garcia-Martinez e Elena Serrano-Torregrosa, Wiley-VCH, Weinheim, 2015.

Appendice 1

Proposta della Divisione di Didattica della Società Chimica Italiana

Il D.M. 616 del 10 Agosto 2017 ha modificato in maniera sostanziale le norme per la formazione iniziale e il reclutamento degli insegnanti. Il nuovo quadro normativo prevede, oltre al possesso delle lauree disciplinari magistrali, l'acquisizione (in forma curriculare o aggiuntiva) di 24 CFU negli ambiti antropo-psico-pedagogico e nell'ambito delle metodologie e tecnologie didattiche, includendo in quest'ultimo, per la prima volta, le didattiche disciplinari. Ciò implica la necessità di definire delle strategie didattiche per scegliere e veicolare con efficacia i contenuti disciplinari della chimica. Le discipline che hanno specifici SSD dedicati alla didattica (come la fisica e la matematica) hanno professionalità riconosciute per ottemperare a questo obbligo. La chimica non ha uno specifico SSD di didattica, il che rischia di penalizzare la disciplina in questa fase. In mancanza di un'esperienza consolidata, vi è il pericolo che le singole sedi universitarie procedano in modo non coordinato nell'organizzazione e progettazione dei corsi, privilegiando i contenuti rispetto alle metodologie didattiche.

La Divisione di Didattica della Società Chimica Italiana (DDSCI) offre la propria esperienza per svolgere un ruolo di supporto in questa fase di progettazione e mette a disposizione le proprie competenze per la definizione dei contenuti dei corsi. La realizzazione di tali corsi può inoltre essere un'occasione per valorizzare il ruolo della didattica nella formazione generale del chimico.

Poiché alcune università attiveranno i corsi di didattica della chimica nel secondo semestre dell'a.a. 2017-2018, mentre altre li attiveranno nell'a.a. 2018-2019, la DDSCI, in un Workshop dedicato, ha individuato alcune linee guida per i corsi di imminente attivazione e intende sviluppare indicazioni più dettagliate per i corsi del prossimo a.a.

In accordo con le indicazioni relative alle classi di concorso A-28, A-34 e A-50 riportate nell'Allegato B del D.M. 616, la DDSCI propone le seguenti linee guida per la progettazione dei corsi universitari di didattica della chimica. Tali corsi dovrebbero:

1. Avere un numero di crediti non inferiore a 6 CFU.
2. Non essere intesi come una pura ripetizione di contenuti disciplinari, ma come un'occasione per ripensare questi contenuti in chiave didattica, privilegiando un approccio problematico tale da favorire un ruolo attivo degli studenti nella costruzione della conoscenza.
3. Contenere elementi di analisi storico-epistemologica dei nodi fondanti della disciplina chimica, sia per quanto riguarda le problematiche connesse all'apprendimento/insegnamento dei concetti relativi alle entità chimiche nel piano macroscopico e microscopico (sostanza semplice e composta, atomo, molecola, ecc.), sia alla loro trasformazione.
4. Analizzare la struttura logica della chimica e la specificità delle sue rappresentazioni della materia.
5. Affrontare le problematiche relative al ruolo dei modelli e della loro costruzione nell'insegnamento della chimica, tenendo conto che le classi di concorso 'scolastiche' si rivolgono a studenti di diverse età.
6. Sviluppare competenze trasversali necessarie per affrontare temi con grande impatto sociale.

7. Analizzare criticamente l'efficacia dei nuovi strumenti didattici digitali in rapporto con gli strumenti tradizionali.

Un punto di riferimento preliminare può essere il sito web curato dalla DDSCI: www.culturachimica.it.

Appendice 2

Il presente documento è stato elaborato dalla DD-SCI come supporto per la progettazione di corsi di Didattica della Chimica a livello universitario, che possono essere parte del percorso pre-FIT.

Sebbene presentati nella forma di scheda di un insegnamento, i contenuti proposti non devono essere intesi come contenuti minimi, né hanno valore prescrittivo. La DD-SCI ha inteso definire un dominio di competenze e conoscenze che sono specifiche della didattica della chimica, intesa come disciplina. Da esso, i titolari dei corsi di didattica della chimica delle diverse sedi universitarie sono invitati ad attingere per la programmazione dei propri corsi, compatibilmente con le specificità locali dei corsi stessi. La DD-SCI resta a disposizione dei docenti per coadiuvarli nelle fasi di programmazione dei contenuti e di realizzazione dei corsi stessi, anche attraverso l'offerta di interventi seminariali da parte di esperti in specifici temi inerenti la didattica della chimica.

PROPOSTA PER UN INSEGNAMENTO DI DIDATTICA DELLA CHIMICA (6-12 CFU) DA ATTIVARE NELL'AMBITO DI CORSI DI LAUREA IN CHIMICA E FRUIBILE ENTRO IL PACCHETTO DI 24 CFU PER L'ACCESSO AL CONCORSO PER LE CLASSI DI ABILITAZIONE CHE PREVEDONO L'INSEGNAMENTO DELLA CHIMICA

Target

L'insegnamento dovrebbe fornire strumenti atti a rendere i laureati in chimica consapevoli del valore culturale e del ruolo economico e sociale della propria disciplina.

L'insegnamento dovrà essere collocato preferenzialmente nella laurea magistrale. In ogni caso, i frequentanti dovrebbero aver maturato una conoscenza sufficientemente approfondita della chimica di base, tale da consentire loro di affrontare in maniera consapevole i temi connessi alla riflessione storica, epistemologica e metodologica e alla trasposizione didattica.

I crediti conseguiti con questo insegnamento potranno rientrare nel pacchetto di 24 CFU richiesti per l'accesso al concorso per l'insegnamento nella scuola secondaria. Pertanto i contenuti dovranno essere coerenti con l'allegato B del D.M. 616 del 10 agosto 2017; inoltre si dovrà tener conto della possibile presenza di studenti di lauree magistrali in discipline scientifiche diverse dalla chimica, i cui titoli di studio sono compatibili con le classi di abilitazione che prevedono l'insegnamento della chimica.

Si sottolinea l'importanza di riservare almeno il 30% dei CFU ad attività di esercitazioni in aula o laboratorio.

Requisiti minimi

Gli studenti devono avere una buona conoscenza degli argomenti trattati nei corsi di chimica generale di qualsiasi corso di laurea in discipline scientifico/tecnologiche e una buona padronanza di strumenti multimediali.

Obiettivi formativi

L'insegnamento si pone i seguenti obiettivi:

- Presentare e discutere i principali quadri teorici sviluppati in didattica della chimica;
- Presentare e discutere le metodologie e le tecniche di trasposizione didattica dei concetti della chimica affrontabili nel primo e nel secondo ciclo d'istruzione, che tengano conto delle acquisizioni della psicologia dell'apprendimento;
- Fornire criteri e strumenti per la progettazione di attività didattiche relative alla chimica in funzione degli obiettivi formativi e del grado di istruzione nel quale si opera;
- Discutere criticamente la relazione pedagogica esistente tra i concetti fondanti della chimica a livello macroscopico (sostanza semplice, sostanza composta, stato fisico, ecc.), microscopico (atomo, molecola, ecc.) e simbolico (formula chimica, formula di struttura, ecc.) e la loro trasposizione didattica;
- Pervenire ad una contestualizzazione storica-epistemologica dei concetti fondanti della chimica ed evidenziarne l'efficacia didattica, dalla scuola all'università;
- Discutere il rapporto della chimica con le altre discipline, evidenziandone le specificità in termini di struttura concettuale e di approccio conoscitivo alla realtà;
- Presentare e discutere esempi di didattica laboratoriale della chimica;
- Presentare e discutere esempi di utilizzo di risorse e strumenti tecnologici multimediali specifici per la didattica della chimica;
- Discutere il rapporto della Chimica con la società in termini di implicazioni tecnologiche, aspetti etici e sociali in relazione a temi di grande impatto sociale (ambiente, salute, alimenti, energia, nuovi materiali, conservazione dei beni culturali, ecc.) in un contesto di economia circolare;
- Presentare e discutere metodi di autovalutazione e valutazione formativa e sommativa, coerenti con i modelli e le strategie didattiche utilizzati e con il grado di istruzione nel quale si opera.

Risultati di apprendimento attesi

Al termine del corso, lo studente sarà in grado di:

- comprendere e comunicare i contenuti della chimica, individuandone la gerarchia concettuale e i distinti piani concettuali (macroscopico, microscopico e simbolico);
- inquadrare storicamente le scoperte fondamentali della chimica e illustrare l'evoluzione di alcune conoscenze in ambito chimico in relazione al contesto storico-culturale;
- progettare attività didattiche in ambito chimico, secondo uno schema di lavoro strutturato, che tenga conto del target, dei nodi concettuali ad esse inerenti, dei processi cognitivi posti in atto, delle propedeuticità concettuali necessarie, delle risorse e degli strumenti multimediali disponibili, e che siano coerenti con le Indicazioni Nazionali e le Linee Guida;
- utilizzare il laboratorio come momento di confronto tra ipotesi formulate e risultati ottenuti;
- utilizzare tecniche interattive e laboratoriali, risorse e strumenti tecnologici multimediali utili alla costruzione di concetti chimici e alla visualizzazione di aspetti pertinenti a fenomeni ed enti di interesse della chimica;

- utilizzare strategie di verifica efficaci nel determinare le conoscenze pregresse e le competenze acquisite;
- orientare l'insegnamento alla formazione di cittadini in grado di esprimere posizioni consapevoli ed informate rispetto a temi di rilevanza economica, sociale ed etica che coinvolgono la chimica.

Programma

- L'insegnamento della Chimica nella scuola italiana di oggi: classi di concorso accessibili ai chimici e aspetti curriculari ad esse relativi e le indicazioni nazionali per il curricolo;
- Cenni sui principali modelli di apprendimento/insegnamento delle scienze (Empirismo, Comportamentismo e Costruttivismo. Sintesi delle teorie di Bruner, Piaget, Vygotsky);
- Cenni di epistemologia: la natura della scienza (Popper, Kuhn, Lakatos, ecc.) e della Chimica; specificità della Chimica e confronto con le altre discipline; valore didattico dell'epistemologia della Chimica;
- La struttura logica della chimica e i suoi concetti fondanti a livello macroscopico (sostanza semplice, sostanza composta, stato fisico, ecc.), microscopico (atomo, molecola, ecc.) e simbolico (formula chimica, formula di struttura, ecc.); le implicazioni didattiche di tale struttura in termini di propedeuticità concettuali e costruzione di percorsi didattici verticali tra i diversi gradi di istruzione;
- Il ruolo dei modelli in ambito scientifico/chimico e della modellizzazione nell'insegnamento della Chimica: aspetti didattici ed epistemologici;
- Criteri e metodologie per la realizzazione di contesti di insegnamento/apprendimento autentico che implicano un ruolo attivo dello studente;
- Le competenze nei contesti formativi, con particolare riferimento all'ambito scientifico-tecnologico;
- Il ruolo del laboratorio sperimentale nella didattica della chimica;
- Processi di insegnamento e apprendimento della chimica mediante strumenti e tecnologie, incluse le nuove tecnologie digitali;
- Criteri per la progettazione di un intervento didattico secondo metodi basati sull'indagine, e per la scelta delle modalità di verifica delle competenze acquisite, che tengano conto dello sviluppo dei concetti e del diverso livello di concettualizzazione richiesto dai diversi gradi di istruzione. Fasi della pianificazione: individuazione degli obiettivi e del target, definizione del procedimento e dei tempi, scelta delle modalità di verifica dell'apprendimento;
- Presentazione e discussione di esempi di trasposizione didattica di concetti della chimica;
- Rapporto della Chimica con la società. Discussione degli aspetti e delle implicazioni di tipo economico, sociale ed etico relativamente a temi di interesse generale quali: ambiente, salute, alimenti, energia, nuovi materiali, conservazione dei beni culturali, ecc.

Modalità di verifica degli obiettivi di apprendimento

Tra le possibili modalità di verifica, elenchiamo:

- Progettazione di un'attività didattica in ambito chimico, che espliciti: il target, il modello didattico utilizzato in relazione al modello di apprendimento a cui si fa riferimento; le competenze-requisito

- necessarie per affrontare l'attività didattica; le competenze attese al termine dell'attività didattica; le propedeuticità concettuali implicite nel progetto; la descrizione analitica delle attività da realizzare in classe; i tempi di realizzazione; le modalità di valutazione delle competenze acquisite;
- Organizzazione di attività interattive a piccoli gruppi per accertare le conoscenze degli studenti su aspetti metodologici della disciplina, secondo la logica del *cooperative learning*;
 - Presentazioni di specifici argomenti relativi alla didattica della chimica da parte degli studenti, attingendo dal patrimonio bibliografico, secondo la logica della *flipped classroom*.

Bibliografia

Si ritiene che la scheda finale degli specifici insegnamenti di didattica della chimica dovrà specificare non più di 2/3 testi di riferimento (possibilmente facilmente reperibili) e non più di una decina di testi di approfondimento. Ove possibile sarebbe preferibile evitare dispense o appunti del docente se non per specifiche esercitazioni pratiche. Segue un elenco rappresentativo e non esaustivo delle risorse disponibili.

A Guidebook of Good Practice for the Pre-Service Training of Chemistry Teachers, scaricabile da <http://www.ec2e2n.net/publication/msct2>.

American Association for the Advancement of Science, *The science curriculum: Evaluating what and how we teach*, 2061 Today, 7, 1-2, 1997

D. Antiseri, *Epistemologia e didattica delle scienze*, Armando Ed., 2000.

H.-D. Barke, A. Hazari, S. Yitbarek, *Misconceptions in Chemistry: Addressing Perceptions in Chemical Education*, Springer, 2009.

W.H. Brock, *The Chemical Tree: a history of chemistry*, Norton Company, 2000.

G. Cavallini, *La formazione dei concetti scientifici*, La Nuova Italia, 1999.

L. Cerruti, *Bella e potente: la chimica del Novecento fra scienza e società*, (2a ed.) Ed.Riuniti, 2016.

R. Cervellati, D. Perugini, *Guida alla didattica della chimica*, Zanichelli, 1987.

R. Cervellati, F. Olmi, *Tecniche di verifica dell'apprendimento della chimica*, Zanichelli, 1989.

J.G. García-Martínez (Ed.), E. Serrano-Torregrosa (Ed.), *Chemistry Education: Best Practices, Opportunities and Trends*, Wiley 2015.

C. Fiorentini, E. Aquilini, D. Colombi, A. Testoni, *Leggere il mondo oltre le apparenze*, Armando Editore, 2007.

M.B. Ligorio, S. Cacciamani, *Psicologia dell'educazione*, Carocci Ed., 2013.

L. Paoloni, *Nuova didattica della chimica: un progetto culturale per la scuola secondaria*, Società Chimica italiana, 1982.

E. Roletto, *Produzione ed evoluzione dei saperi scientifici per comprendere la natura della scienza*, Aracne, 2009.

E. Roletto, *La scuola dell'apprendimento* Erickson, 2005.

E. Scerri, *The Periodic Table: Its Story and Its Significance*, Oxford University Press, 2006.

G. Villani, *La Chiave del mondo. Dalla filosofia alla scienza: l'onnipotenza delle molecole*, CUEN, 2001, <http://www.culturachimica.it/wp-content/uploads/2017/04/La-chiave-del-mondo.pdf>.

Gruppo di lavoro

Paola Fini, Elena Ghibaudi, Marco Ghirardi, Angelo Natalucci, Nadia Parodi

Sostanze e trasformazioni

Obiettivo di questo gruppo è delineare gli elementi essenziali di un percorso didattico dedicato alla trattazione del tema ‘sostanze e trasformazioni’ ad un livello scolastico corrispondente alla scuola secondaria di primo grado o al biennio della secondaria di secondo grado.

Introduzione storica

Lo studio delle trasformazioni della materia, e in particolare delle trasformazioni chimiche, ha seguito un percorso storico che parte dal livello macroscopico e fenomenologico per approdare solo in un secondo momento a modellizzazioni microscopiche.

La disamina delle principali tappe concettuali che hanno caratterizzato questo percorso mette in evidenza il fatto che la postulazione della natura particellare della materia e la successiva distinzione tra i concetti di atomo e molecola sono costrutti teorici, volti a dare conto di una fenomenologia altrimenti inesplicabile. La storia ci mostra che i concetti di atomo e molecola emergono come necessità logica per interpretare un corpus di dati sperimentali, che includono la disamina dei rapporti ponderali tra le masse macroscopiche delle sostanze in un sistema di reazione, gli studi dei rapporti volumetrici nei sistemi reattivi gassosi, la calorimetria (legge di Dulong e Petit) e i primi studi termodinamici, fino alle teorizzazioni più elaborate riguardanti le trasformazioni chimiche. Alla luce di queste considerazioni, appare dunque ragionevole che un percorso didattico sulle trasformazioni fisiche e chimiche assecondi queste esigenze logiche, in due modi: i) operando una corretta distinzione tra evidenze empiriche raccolte a livello macroscopico e modelli esplicativi costruiti a livello microscopico; ii) ripercorrendo i nodi concettuali emersi nel percorso storico, utilizzandoli per formulare interrogativi problematici e così pervenire alla evidenza della necessità di distinguere tra i concetti di atomo e molecola. Quest’ultimo passaggio si configura dunque come un punto di arrivo del percorso didattico, contrariamente a quanto proposto dalla maggior parte dei libri di testo, dove i concetti di atomo e molecola vengono introdotti *a priori*, in modo apodittico. Quest’ultima pratica è criticabile sotto molti aspetti, non ultimo il fatto che – così facendo – si veicola un’idea del tutto distorta della pratica scientifica, dei suoi metodi e della natura del sapere scientifico in rapporto alla realtà che esso si prefigge di interpretare.

Le tappe storiche più rilevanti in merito alla concettualizzazione delle trasformazioni della materia e alla distinzione tra trasformazioni fisiche e chimiche sono le seguenti:

	<i>Livello macroscopico: combinazioni delle sostanze e loro trasformazioni</i>
1789	Legge di conservazione della massa (Lavoisier)
1799	Legge delle Proporzioni definite e costanti (Proust) - <i>Quando due o più elementi reagiscono per formare un determinato composto, si combinano sempre secondo proporzioni in massa definite e costanti.</i>
1804	Legge delle Proporzioni multiple (Dalton) - <i>Quando due elementi si combinano in modi diversi per formare diversi composti, posta fissa la quantità di uno dei due elementi, la quantità dell'altro elemento necessaria a reagire per formare un diverso composto risulterà essere un multiplo o sottomultiplo di se stessa, in rapporti esprimibili con numeri piccoli ed interi.</i> ⇒ ‘quanti di materia’ (ipotesi atomica di Dalton: Atomi semplici e atomi ‘composti’) Dalton afferma che ”Se esiste una sola combinazione tra due corpi, si può supporre che sia binaria” ⇒ la formula dell’ acqua è OH (ostacolo epistemologico). Nota terminologica: il mondo anglo-

	sassone utilizza il termine <i>atomo</i> , il mondo francofono utilizza <i>molecola</i> ⇒ questi termini avevano significati diversi rispetto a quelli che attribuiamo loro oggi
1808	Legge dei volumi (Gay Lussac) <i>Quando due sostanze gassose reagiscono tra loro per formare nuove sostanze, anche esse gassose, i volumi dei gas reagenti e di quelli prodotti stanno tra loro in rapporti espressi da numeri interi e semplici</i>
1811	Ipotesi di Avogadro (Avogadro) <i>Volumi uguali di gas diversi alla stessa T e P contengono lo stesso numero di particelle (molecole integranti)</i> ⇒ viene introdotta la distinzione tra molecole elementari e molecole integranti. In altri termini, si ammette che le particelle dei corpi semplici (come il gas idrogeno) possano essere formate da più ‘molecole elementari’. Avogadro introduce così la distinzione concettuale tra ciò che oggi chiamiamo atomi e ciò che chiamiamo molecole. Ma la sua formulazione sarà ripresa e si affermerà solo 50 anni più tardi.
1860	Recupero dell’ipotesi di Avogadro e della distinzione tra atomo e molecola da parte di Cannizzaro. Ciò consente il riordino e la razionalizzazione dei dati sui pesi atomici e apre la strada alla formulazione della prima Tavola Periodica da parte di Mendeleev (1869). <i>Livello microscopico: trasformazioni chimiche interpretate in termini di ricombinazioni di atomi a formare nuove molecole.</i>

Individuazione dei concetti-chiave e delle loro relazioni

L’introduzione del tema ‘sostanze e trasformazioni’ in ambito didattico implica la costruzione e la messa in gioco di vari concetti, pertinenti sia al livello macroscopico che microscopico. Inoltre il tema presenta alcuni requisiti (ossia concetti che devono essere costruiti prima di affrontare questa attività) necessari per garantirne una trattazione logicamente coerente e consequenziale.

La trattazione del tema ‘sostanze e trasformazioni’ ad un livello di concettualizzazione primario ed essenziale comporta la messa in gioco di concetti quali:

- Modello, rappresentazione di un modello
- Sostanza
- Trasformazione, varianti ed invarianti di una trasformazione
- Atomo, molecola
- Stato fisico

Il concetto di modello, di rappresentazione di un modello ed il rapporto esistente tra modelli e realtà dovrebbe essere la premessa indispensabile nella didattica di qualunque disciplina scientifica, in quanto questi aspetti rappresentano un elemento unificante e distintivo del sapere scientifico. Nel caso specifico, il tema delle trasformazioni della materia deve essere preceduto dalla costruzione del modello particellare della materia: di conseguenza, i concetti di modello e di rappresentazione del modello dovrebbero essere già stati chiariti.

Il concetto di sostanza può essere costruito a livello macroscopico o microscopico: esistono scuole di pensiero che privilegiano una scelta rispetto all’altra. Qualunque sia la scelta che si opera, deve essere chiaro che la costruzione del concetto a livello macroscopico comporta il ricorso a parametri chimico-fisici come punto di fusione, di ebollizione, densità, tensione di vapore, ecc. che richiedono un livello di concettualizzazione alquanto elevato, oltre a fare riferimento a passaggi di stato fisico che, pur essendo noti agli allievi sul piano fenomenologico ed esperienziale, devono ancora essere affrontati sul piano teorico e concettuale. Viceversa, la costruzione del concetto di sostanza a livello microscopico comporta il solo utilizzo del modello particellare come requisito indispensabile. Concetti correlati sono quello di sostanza semplice e composta, i quali a loro volta richiedono l’introduzione del concetto di elemento. Tali concetti possono essere introdotti in un secondo momento senza compromettere la coerenza dell’impianto didattico.

L'idea di trasformazione (generica) è intuitiva, ma la sua concettualizzazione richiede di mettere a fuoco aspetti normalmente passati sotto silenzio. Innanzi tutto, quando si tratta la trasformazione di un sistema occorre esplicitare e definire con chiarezza le caratteristiche e i confini del sistema fisico (materiale) cui si riferisce. Inoltre, occorre evidenziare che qualunque tipo di trasformazione comporta elementi di continuità (invarianti della trasformazione) ed elementi di discontinuità (varianti della trasformazione). Gli invarianti sono gli aspetti che individuano il sistema stesso e rimangono inalterati nel corso della trasformazione: essi sanciscono l'identità del sistema e la sua preservazione attraverso la trasformazione. D'altra parte, ciò che varia nel sistema serve ad individuare il tipo di trasformazione.

Tra gli invarianti di una trasformazione fisica o chimica della materia individuiamo la massa (determinabile e monitorabile a livello macroscopico), mentre a livello microscopico (ossia modellistico) avremo gli atomi di vari elementi e le molecole (per le trasformazioni fisiche) oppure i soli atomi (per le trasformazioni chimiche). Il concetto di elemento (che qui non tratteremo) è ugualmente un invariante delle trasformazioni chimiche: esso serve precisamente a designare ciò che si conserva in un sistema che subisce una trasformazione di tipo chimico.

Il concetto di sostanza è da annoverarsi tra gli invarianti di una trasformazione fisica, mentre è una variante della trasformazione chimica.

I concetti di atomo e molecola, che sono cruciali nella modellizzazione delle trasformazioni chimiche, non sono premesse, ma esiti dell'intervento didattico.

Infine, in riferimento alle trasformazioni fisiche, è centrale il concetto di stato fisico, che è premessa necessaria a questa attività. Tale concetto può essere costruito dapprima a livello macroscopico e poi a livello microscopico, contestualmente alla costruzione del modello particellare della materia.

Ulteriori concetti correlati, quali la tipologia di trasformazioni chimiche, i loro meccanismi e modelli esplicativi, la mole, il legame chimico, il legame inter-molecolare sono pertinenti al tema, ma non pare opportuno introdurli in modo analitico prima di aver costruito dei modelli semplificati della materia. In altri termini, essi vanno pensati all'interno di un percorso a spirale nel quale, dopo aver introdotto i concetti fondanti, in passaggi successivi si torna sulla medesima fenomenologia per accedere a livelli di modellizzazione più raffinati.

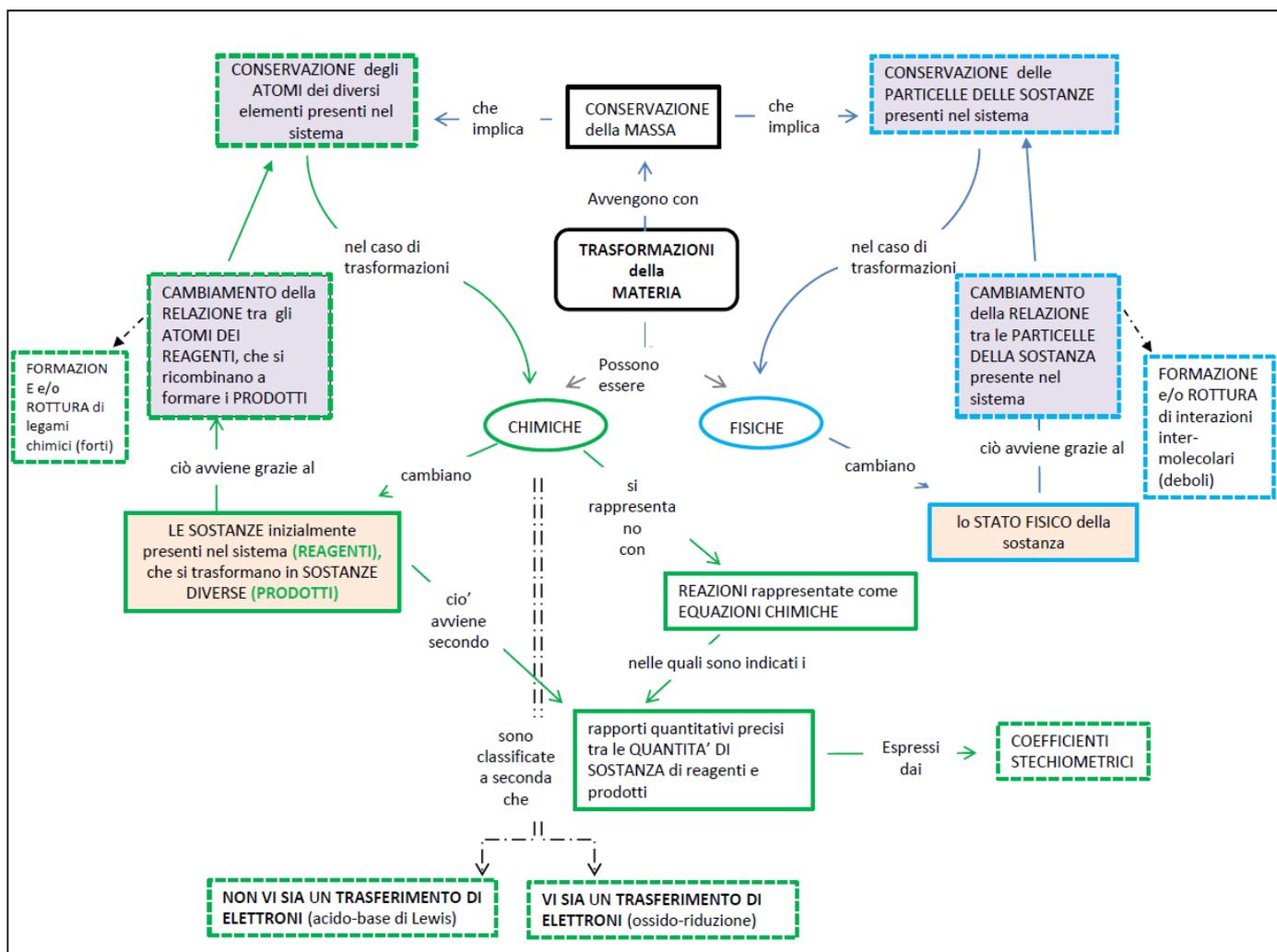
Un discorso a parte merita la stechiometria delle trasformazioni chimiche, ossia gli aspetti quantitativi di queste ultime. E' molto diffusa la prassi di introdurre il linguaggio simbolico della chimica e applicarlo immediatamente alla schematizzazione dei processi chimici, attraverso l'uso di formule e indici stechiometrici. Tuttavia, troppo spesso si dimentica che tale linguaggio costituisce un codice comunicativo specializzato, che può porre gli stessi problemi di interpretazione posti, ad esempio, dalla lettura di un testo in una lingua straniera. E' dunque necessario porre gli allievi nelle condizioni di attribuire il corretto significato a formule e indici stechiometrici. A questo scopo, molti studiosi mettono in evidenza l'utilità delle rappresentazioni iconiche del mondo microscopico (atomico-molecolare): esse infatti consentono agli allievi di mettere a fuoco la corrispondenza tra 'tipo di sostanza' e 'tipo di particella', oltre che la differenza tra particelle semplici e composte (atomi e molecole). Questo tipo di rappresentazioni ha anche il merito di favorire la comprensione di un aspetto delle trasformazioni chimiche che è fonte di grandi incertezze negli allievi: ci riferiamo al differente significato ricoperto dagli indici stechiometrici dentro le formule (es. N_2O) rispetto ai coefficienti stechiometrici di una equazione chimica. Solo una volta che questi concetti sono stati costruiti è opportuno introdurre i simboli, le formule chimiche e le equazioni chimiche scritte in forma simbolica.

significato e delle implicazioni dei rapporti stechiometrici e alla rappresentazione simbolica delle trasformazioni chimiche.

Tra le criticità di questo approccio si possono annoverare: i) il rischio di veicolare l'idea che tutte le sostanze siano di natura molecolare; ii) il mancato riferimento a legami chimici e interazioni inter-molecolari. Si tratta di scelte didattiche precise, mirate ad evitare un sovraccarico concettuale che rischierebbe di far perdere di vista il focus di questa attività didattica. In un percorso a spirale, si tornerà a trattare di struttura della materia in un momento successivo, affrontando i legami chimici e le interazioni inter-molecolari. Ciò consentirà di chiarire o approfondire quegli aspetti che qui sono rimasti in ombra.

Una scelta didattica differente è quella rappresentata dalla Mappa concettuale 2.

Mappa 2



Qui la scelta è di porre al centro il concetto di trasformazione della materia e le relative classificazioni. Il concetto di sostanza non compare più come centrale, ma è inevitabilmente presente e dunque richiede di essere costruito come premessa a questa attività. Questa mappa contiene (in modo esplicito o implicito) altri concetti che la mappa precedente tralasciava: ad esempio quello di quantità di sostanza, di legame chimico e interazione inter-molecolare e di trasferimento elettronico, in relazione alla tipologia di trasformazioni chimiche, e i relativi aspetti energetici. Si tratta chiaramente di concetti cruciali: tuttavia è sconsigliabile introdurli all'interno di un singolo percorso, che li includa tutti e li ponga ad uno stesso livello. Questa mappa appare dunque più adatta ad una trattazione più avanzata, da collocare ad un livello scolastico successivo a quello per il quale la mappa precedente è stata progettata.

Collocazione e obiettivi della trasposizione didattica del tema ‘sostanze e trasformazioni’

L'argomento ‘sostanze e trasformazioni della materia’ viene affrontato nella scuola secondaria di primo grado e nel biennio di quella di secondo grado, secondo un percorso verticale che parte dal livello dell'evidenza empirica (macroscopico) per raggiungere quello della modellizzazione microscopica. La modellizzazione microscopica può essere introdotta già nella scuola secondaria di primo grado, dapprima mediante la costruzione di un modello particellare primitivo, volto a rendere gli allievi consapevoli della natura particellare della materia e delle implicazioni di questo fatto (ad es., l'esistenza del vuoto). Il modello particellare consente anche di dare sostanza al concetto di stato fisico in termini microscopici: ogni stato fisico è caratterizzato da relazioni più o meno vincolanti tra le particelle che costituiscono il sistema. Tutto ciò costituisce requisito necessario per la costruzione del concetto di sostanza (a livello microscopico) e per poter quindi affrontare il problema della trasformazione delle sostanze dapprima in termini fisici (passaggi di stato) e poi chimici (reazioni). Il generico concetto di ‘particella’ viene successivamente specificato in atomo e molecola, i quali emergono come costrutti teorici indispensabili per interpretare il comportamento macroscopico della materia durante i due tipi di trasformazione.

Questa esposizione evidenzia che la trattazione del tema ‘sostanze e trasformazioni’ necessita di propedeuticità, che si possono esprimere in termini di requisiti, ossia di competenze e abilità che gli allievi devono aver acquisito prima di cimentarsi con questa attività didattica. Tali requisiti sono:

Requisiti

Competenza	Abilità
Discutere le caratteristiche generali di corpi solidi, liquidi e gassosi utilizzando le adeguate proprietà macroscopiche (massa, volume, forma, compressibilità e densità) associandole a coerenti rappresentazioni microscopiche.	<ol style="list-style-type: none">1. Utilizzare correttamente i concetti di massa, volume, forma e compressibilità.2. Differenziare compressibilità da deformabilità.3. Descrivere i modelli macroscopici di corpo solido, liquido e gassoso.4. Scegliere un appropriato cilindro graduato per prelevare un dato volume.5. Utilizzare il concetto di densità per affrontare esercizi e semplici situazioni-problema.6. Differenziare viscosità da densità.7. Associare congruentemente i modelli macroscopici dei corpi a solidi e liquidi problematici (sabbia, spugna, miele, yogurt, ...).

Anche gli obiettivi di apprendimento possono essere espressi in termini di competenze e abilità che gli allievi devono maturare come conseguenza dell'intervento didattico.

Obiettivi di apprendimento

Competenza	Abilità
Riconoscere, interpretare e rappresentare le trasformazioni fisiche e le trasformazioni chimiche utilizzando concetti e/o modelli di livello macroscopico, microscopico atomico-molecolare e simbolico.	<ol style="list-style-type: none">1. Esporre e utilizzare il concetto di sostanza correlando le pertinenti caratteristiche macroscopiche ai corrispondenti attributi microscopici.2. Esporre e utilizzare i concetti di miscela omogenea e di miscela eterogenea differenziandone le caratteristiche

	<p>macroscopiche dai corrispondenti attributi microscopici.</p> <ol style="list-style-type: none"> 3. Descrivere i cambiamenti macroscopici che si verificano durante un passaggio di stato. 4. Rappresentare i passaggi di stato utilizzando il modello particellare. 5. Descrivere e saper utilizzare le comuni tecniche di separazione (decantazione, filtrazione, centrifugazione, cristallizzazione, separazione liquido/liquido e distillazione semplice). 6. Differenziare trasformazioni fisiche e trasformazioni chimiche sia a livello macroscopico sia a livello microscopico. 7. Rappresentare le trasformazioni chimiche mediante segni iconici, simboli chimici e indici stechiometrici. 8. Esporre e utilizzare i concetti di sostanza semplice e sostanza composta differenziandone le caratteristiche macroscopiche dai corrispondenti attributi microscopici. 9. Esporre e utilizzare in contesti semplici le <i>leggi</i> e le <i>ipotesi fondamentali</i> della chimica (Lavoisier, Proust, Dalton, Avogadro, Gay-Lussac).
--	---

Gli obiettivi di apprendimento dichiarati dovranno trovare riscontro nelle verifiche cui vengono sottoposti gli allievi. La specificazione degli obiettivi di apprendimento serve non solo ad evidenziare le competenze e abilità che l'intervento didattico deve promuovere: essi sono anche una guida alla costruzione di verifiche congruenti con l'intervento didattico che si è realizzato.

Modalità di verifica

1. Per ognuna delle abilità riportate, si predispongono/predispongono uno o due quesiti/esercizi per valutarne il grado di raggiungimento, ponendo attenzione alla necessità di rilevare anche le semplici conoscenze; infatti, qualora si profilasse una valutazione non sufficiente o fosse necessario offrire suggerimenti per il miglioramento dell'apprendimento, sarebbe necessario rilevarne le cause in termini di conoscenza di concetti, applicazione di procedure e rielaborazione individuale, proprio per capire in quale ambito si hanno le maggiori difficoltà o dove emergono i problemi. Pertanto, la valutazione delle abilità dovrebbe richiedere oltre che l'applicazione di procedure (anche di calcolo) ugualmente conoscenze puntuali.
2. Per la valutazione della competenza, si predispongono una situazione-problema il cui svolgimento porrà in evidenza il grado di raggiungimento della stessa; in tal senso, la valutazione accerterà quanto lo studente, la studentessa, è in grado di:
 - individuare, per la spiegazione di uno specifico sistema o una trasformazione, un modello adeguato;
 - descrivere un sistema o una trasformazione utilizzando in modo congruente il modello selezionato;
 - individuare e discutere gli eventuali aspetti problematici del modello considerato, correlandoli all'evoluzione storica del modello stesso;

- effettuare gli eventuali confronti tra modelli pertinenti acquisiti durante lo sviluppo dei temi proposti.

In conclusione, la valutazione finale della competenza richiede che uno studente, una studentessa, riesca a risolvere una situazione-problema utilizzando in modo integrato le proprie conoscenze, le proprie abilità e gestendo positivamente l'inevitabile ansia da prova.

Esempi di domande pertinenti alla verifica degli obiettivi di apprendimento per questa attività sono:

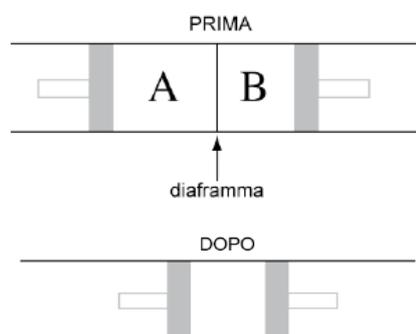
Per chiarire qual è la differenza fra le trasformazioni fisiche e chimiche, completa la seguente tabella:

	TRASFORMAZIONI FISICHE	TRASFORMAZIONI CHIMICHE
Cosa cambia a livello <u>macro</u>?		
Cosa <u>non</u> cambia a livello <u>macro</u>?		
Cosa cambia a livello <u>micro</u>?		
Cosa <u>non</u> cambia a livello <u>micro</u>?		
Esempi:		

In questo caso, si vuole verificare il grado di comprensione della differenza tra i tipi di trasformazione, basandosi sulla esplicitazione di varianti e invarianti a livello macroscopico e microscopico.

La seguente domanda invece mira a verificare la comprensione della relazione, sia qualitativa che quantitativa, esistente tra reagenti e prodotti di una trasformazione chimica (Ghibaudi 2016).

Rifletti sulla situazione, descritta di seguito, riguardante la trasformazione di un sistema costituito da Cl_2 e O_2 . La trasformazione del sistema che coinvolge le due sostanze gassose sopra riportate avviene a temperatura e pressione costanti. La situazione sperimentale è la seguente: un cilindro è chiuso alle due estremità da due pistoni mobili; un diaframma rimovibile divide il cilindro in due recipienti a tenuta. Il recipiente A contiene $2,00 \text{ dm}^3$ di Cl_2 (1,42 g), mentre il recipiente B contiene $3,00 \text{ dm}^3$ di O_2 (0,900 g). Si rimuove il diaframma, avviene una trasformazione chimica tra i due gas e si ottengono $2,00 \text{ dm}^3$ di una nuova sostanza.



- Riguardo il testo dell'esercizio, come mai – secondo te – l'insegnante ha utilizzato l'espressione "trasformazione chimica"?
- Rappresenta, a livello microscopico, le sostanze prima della trasformazione e dopo.
- Scrivi la rappresentazione del processo in termini simbolici, con i corretti indici numerici.
- Calcola la massa di Cl_2 e di O_2 necessarie per preparare 250 g della nuova sostanza.

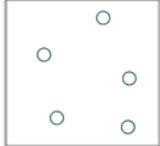
Infine questo esempio, tratto da un lavoro di Talanquer (2013), è volto a verificare la presenza di concezioni difformi riguardo alle trasformazioni chimiche:

Basandovi sulla rappresentazione iconica sottostante, quale sarà il colore del prodotto di reazione?

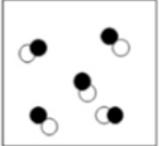
BLU



GIALLO



???



A. bluette

B. giallastro

C. verde

D. non sono in grado di rispondere

Giustificare la risposta

Le più comuni concezioni difformi relative alle trasformazioni della materia

- Nel trattare le trasformazioni della materia, occorre essere consapevoli delle difficoltà associate al continuo passaggio da macroscopico a microscopico, tra l'osservabile e il modello, tra il concreto e l'astratto. In relazione a ciò Laugier e Dumon (2004) sostengono la necessità di definire cosa appartiene al livello empirico e cosa al livello di modellizzazione. Gli studenti devono affrontare opportuni ostacoli, in situazioni problematiche appositamente costruite. In particolare, la progressione delle attività consiste in:
 - fasi di azione* - consentono ai discenti di "costruire la propria rappresentazione della situazione, che diventa il loro modello per prendere le proprie decisioni" nel processo di interazione reciproca;
 - fasi di formulazione* - portano alla realizzazione di un linguaggio comune da comprendere per tutti i membri del gruppo;
 - convalida* - confronto tra le proposte del gruppo con le opinioni di altri studenti e/o con l'esperimento.
- Le trasformazioni chimiche pongono problemi superiori alle trasformazioni fisiche. Hesse e Anderson (1992) ritengono che l'apprendimento del cambiamento chimico richieda complesse modifiche nelle "ecologie concettuali" della maggior parte degli studenti, coinvolgendo almeno tre aree:
 - 1- Conoscenza chimica (atomi e molecole non vengono identificati come costrutti esplicativi),
 - 2- Ragionamento conservativo (i cambiamenti di massa nelle reazioni risultano inspiegabili e imprevedibili)
 - 3- Ideali esplicativi (spiegazioni basate su analogie superficiali di eventi quotidiani sono preferite a quelle basate su teorie chimiche)
- Una delle principali difficoltà nella comprensione e concettualizzazione delle trasformazioni chimiche è rappresentata dalla comparsa di nuove sostanze nel sistema di reazione: per gli allievi non è facile cogliere il nesso esistente tra reagenti e prodotti. Per poterlo comprendere, è necessario aver chiarito la nozione di sostanza a livello macroscopico e microscopico ed essere in grado di differenziare tale concetto da quello, più generico, di materia. Inoltre è essenziale comprendere la relazione esistente tra atomi e molecole, e tra varianti e invarianti di una trasformazione.
- Piaget e Inhelder (1974) segnalano che nei bambini si riscontrano le seguenti concezioni relative al comportamento della materia:
 - la materia non ha un aspetto permanente: quando la materia scompare dalla vista (es. zucchero dissolto in acqua) cessa d'esistere;
 - alla materia sono associate varie proprietà casuali con esistenza indipendente, quindi la materia può "sparire", mentre le sue proprietà (es. dolcezza) possono continuare ad esistere in modo completamente indipendente. Le proprietà vengono dunque sostanzializzate.

- il peso (massa) non è una proprietà intrinseca della materia, si ammette l'esistenza di una materia senza peso (massa)

Spesso queste concezioni difformi permangono anche nei ragazzi: è dunque importante che gli insegnanti verifichino le concezioni presenti nell'immaginario mentale dei propri allievi, per porre in atto azioni mirate a superarle.

Riguardo alla concezione particellare della materia, alcuni studiosi rilevano problemi anche nei ragazzi e non solo nei bambini:

- Secondo Millar (1989) fino all'età di circa 14 anni, gli studenti si affidano primariamente alle informazioni sensoriali quando ragionano sugli stati della materia. L'idea (astratta) di particella non viene spontaneamente utilizzata per rispondere a domande sulle proprietà della materia; può persistere una concezione continua e non particellare della materia.
- Novick e Nussbaum (1981) osservano che la visione ingenua degli studenti si basa sul "vedere per credere": le particelle non possono essere "viste", quindi – secondo la visione ingenua - non hanno bisogno d'esistere in un modello che spieghi il comportamento della materia. Interiorizzare il modello particellare richiede il superamento delle difficoltà cognitive di base sia di natura concettuale che di natura percettiva.
- Altri studenti, pur considerando la materia discontinua (particelle) non rinunciano ad ascrivere le proprietà macroscopiche alle particelle stesse che quindi possono cambiare la loro forma (solido- liquido), cambiare forma e colore, esplodere, bruciare, espandersi, contrarsi (Happs 1980, Ben-Zvi 1987). Inoltre il carattere dinamico delle particelle nei liquidi e nei corpi aeriformi risulta difficile da apprezzare; anche la nozione di spazio vuoto può rappresentare una difficoltà, in mancanza di evidenze sensoriali che la sostengano.
- Queste osservazioni evidenziano non tanto l'incapacità dei ragazzi di concepire la natura particellare della materia e di utilizzare il modello particellare, quanto l'importanza che quest'ultimo sia costruito e utilizzato insieme ai ragazzi, in modo da renderli consapevoli del suo potere esplicativo e delle sue implicazioni. Lo stesso Piaget segnala che i bambini cominciano molto presto ad adoperare il pensiero simbolico e acquisiscono capacità rappresentativa, cioè sono in grado di rappresentare mentalmente cose, oggetti, situazioni, persone indipendentemente dalla loro presenza (Piaget 1971)
- Non si tratta di rinunciare a introdurre una concezione particellare della materia prima dei 15 anni, quanto piuttosto di progettare interventi didattici nei quali, attraverso il ragionamento e la risoluzione di situazioni problematiche, i ragazzi possano maturare consapevolezza riguardo a questo argomento.

Altri problemi associabili allo studio delle sostanze e delle loro trasformazioni sono:

- La mancanza di coerenza, tipica degli studenti di 10-15 anni, nella tipologia di ragionamenti utilizzati: a volte ricorrono al ragionamento sensoriale in alcune occasioni e a quello logico in altre; in generale l'esperienza sensoriale domina nei casi in cui la percezione sensoriale della materia non è immediata (stato aeriforme) (Stavy 1990).
- L'introduzione troppo precoce del linguaggio simbolico della chimica. La rappresentazione simbolica delle equazioni chimiche diventa significativa solo quando è incorporata in una complessa "ecologia concettuale" che deve essere costruita e non può essere semplicemente comunicata agli studenti.

Applicazioni tecnologiche e novità di ricerca

Lo studio delle trasformazioni fisico/chimiche della materia si presta ad applicazioni tecnologiche, ad esempio in merito allo studio di materiali come il bronzo, l'argilla, il marmo.

Questi tre materiali sono conosciuti dall'uomo fin da epoche remote e i manufatti antichi realizzati con queste materie prime, oltre a costituire importanti testimonianze storiche, sono molto coinvolgenti per il forte impatto visivo e assai utili per scopi didattici.

Segue una breve descrizione di un'attività didattica realizzata a partire da questi materiali.

A) Scopo e obiettivi

1. Individuato l'oggetto della trasformazione fisico/chimica (v. punto B1), fornire agli studenti i criteri per: i) distinguere tra tipi di trasformazioni; ii) identificare le caratteristiche MACROSCOPICHE della materia, correlandole con proprietà MICROSCOPICHE.
2. Promuovere l'acquisizione di conoscenze e competenze relative alla scienza dei materiali;
3. Promuovere l'interdisciplinarietà, attraverso l'approfondimento della relazione tra aspetti fisico/chimici dei materiali presenti nei manufatti e gli aspetti storico/artistici.

B) Attività didattica

1) Osservazioni e simulazioni sperimentali

- a. Trasformazioni fisiche: indagine del ciclo di trasformazioni solido/liquido della cera, materiale utilizzato nella lavorazione del bronzo in occasione della tecnica della "cera persa".
- b. Trasformazioni chimiche: processi ossidativi relativi alla produzione e alla decorazione delle ceramiche.

Il ferro (ovvero i suoi composti presenti nell'argilla insieme a quelli di elementi come il calcio, magnesio, alluminio, silicio) ha svolto nel tempo un ruolo importante nella produzione (preparazione dell'impasto, foggatura, essiccazione e cottura), rifinitura e decorazione delle ceramiche (es. vasi greci a figure nere VI sec. a.c. e quelli a figure rosse V/IV sec. a.c.). Gli antichi ceramisti avevano notato che le superfici dei vasi d'argilla durante la cottura potevano assumere una colorazione nera o rossa in base alla temperatura e al grado di areazione dei forni (oggi sappiamo che la colorazione rossa del vaso si ottiene per ossidazione totale del ferro presente nell'impasto d'argilla durante la cottura per formazione di ossido ferrico, l'ossidazione parziale rende la superficie del vaso scura). Essendo poco agevole riprodurre ceramiche decorate in un laboratorio didattico, si può tuttavia indagare il comportamento del ferro attraverso un sistema-modello che ne esemplifichi l'ossidazione parziale e/o totale (Inter-conversione tra l'idrossido di Fe^{2+} bianco-verdastro e l'idrossido di Fe^{3+} rosso bruno).

I processi chimici interessati sono:

- dal ferro bivalente, a pH 5,5 si può ottenere un precipitato di idrossido ferroso bianco-verdastro:
$$\text{FeSO}_4 + 2\text{KOH} \rightleftharpoons \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Fe}(\text{OH})_2$$

L'idrossido si ossida rapidamente all'aria assumendo tinte variabili dal verde bruno al giallo carico, grazie alla formazione di idrossido ferrico
$$4\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 4\text{Fe}(\text{OH})_3$$

Si ottiene quindi una miscela nera di idrossido ferroso-ferrico.
- In alternativa, l'ossidazione del Ferro bivalente può essere promossa dall'acqua ossigenata in ambiente acido:
$$2\text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O} + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$$

Poiché la reazione è reversibile, variando il pH, si può passare dal colore verde-bruno dell'idrossido ferroso a quello nero della miscela dei due idrossidi, al precipitato gelatinoso rosso-bruno dell'idrossido ferrico poco solubile in eccesso di reattivo a pH 14, solubile negli acidi. Viceversa, abbassando il pH, ricompaiono i colori caratteristici dei reagenti.

Un altro esempio di trasformazioni chimiche è quello relativo al marmo, proveniente da "materiale di spoglio" di antiche costruzioni romane, riutilizzato nel medio-evo (fenomeno storico delle "calcare") per produrre calce a buon mercato, usata come legante aereo per nuove costruzioni.

I processi chimici coinvolti sono:

- CaCO_3 (riscaldata a 850°C) \rightarrow CaO (calce viva) + CO_2
- $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$ (calce spenta)
- $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ (processo di carbonatazione)

Sinteticamente:

- cottura e idratazione della pietra calcarea \rightarrow calce + CO_2 --- (presa e indurimento) \rightarrow calcare

Questa serie di reazioni permette di interpretare anche il processo chimico naturale e la conservazione nel tempo dell'antica "pittura ad affresco": l'acqua piovana percola attraverso la roccia calcarea e lentamente la solubilizza in $\text{Ca(HCO}_3)_2$. I pigmenti (o colori), costituiti principalmente da ossidi di metalli e depositati dall'artista sulla superficie umida, formano gli idrossidi del metallo che poi subiscono, come il bicarbonato di calcio solubile, il processo di carbonatazione. In tal modo si riforma sulla superficie asciutta un nuovo carbonato insolubile che viene inglobato stabilmente dalla roccia calcarea.

- 2) ricerca e studio svolto in modo autonomo sulle fonti proposte a ciascuno studente (supporto cartaceo, formato digitale, multimediale ecc.);
- 3) elaborazioni di gruppo, presentazioni multi-mediali e/o visite specifiche;
- 4) riscontri e verifiche.

A titolo di esempio, ricordiamo che alcuni prodotti ceramici trovano impiego nei seguenti settori (a livello di indagine di ricerca o a livello produttivo):

1. Settore delle nanotecnologie: bio-materiali
2. In medicina: produzione di filtri per gas anestetici
3. Nell'aerospaziale: per la produzione di ultra-refrattari per navicelle spaziali
4. Nella conservazione e restauro dei Beni Culturali

Riferimenti bibliografici e sitografici e materiale didattico disponibile:

- Ben-Zvi, R., Eylon, B., Silberstein, J. Students' visualization of a chemical reaction. *Education in Chemistry* 24, 117-120 (1987)
- Ghibaudi E., Roletto E., Regis A., Didattica della chimica e trasposizione didattica Parte seconda - Un'approccio didattico alla costruzione del concetto di trasformazione chimica. *Perspectives in Science*, 10, 28-45 (2016) available at: (<https://www.sciencedirect.com/science/article/pii/S221302091630129X>)
- Happs, J. *Particles: A working paper of the Learning in Science Project (no. 18)*, Science Education Unit, University of Waikato, Hamilton, New Zealand (1980)
- Hesse J, Anderson C., Students' Conceptions of Chemical Change. *J. Res. Science Teaching* 29, 277-299 (1992)
- Laugier A., Dumon A., The equation of reaction: a cluster of obstacles which are difficult to overcome. *Chem. Educ. Res. Pract.* 5, 327-342 (2004)
- Millar, R. (1989) What use are particle ideas to children? Paper presented at the seminar "Relating macroscopic phenomena to microscopic particles: a central problem in secondary science education" held at the Centre for Science and Mathematics Education, (1989)
- Mirone P., Roletto E., Sostanze, miscele, reazioni: un'indagine sulle concezioni delle matricole di chimica. *La Chimica nella Scuola*, XXI, 116-120 (1999)
- Novick, S. and Nussbaum, J., Pupil's understanding of the particulate nature of matter: a cross age study. *Science Education* 65, 187-196 (1981)

- Piaget J. e Inhelder B., *Lo sviluppo delle quantità fisiche nel bambino: conservazione e atomismo*, La Nuova Italia, (1971)
- Piaget J. e Inhelder B., *L'immagine mentale nel bambino*, La Nuova Italia (1974)
- Regis A., Roletto E., I modelli della materia: dalla storia alla classe. *Memorie di Scienze Fisiche e Naturali, Rendiconti dell'Accademia Nazionale delle Scienze*, XXIX, 365-384 (2005)
- Roletto E., Regis A., Ghirardi M., Giordano C., Evoluzione dei sistemi: modelli e rappresentazioni. *La Chimica nella Scuola*, XXXII, 31-34 (2010)
- Roletto E., Regis A., Ghirardi M., Trasformazioni fisiche e trasformazioni chimiche: una distinzione senza senso?/2. *Didattica delle Scienze*, 260, 39-43 (2009)
- Roletto E., Regis A., Ghirardi M., Trasformazioni fisiche e trasformazioni chimiche: una distinzione senza senso?/1. *Didattica delle Scienze*, 259, 47-52 (2009)
- Stavy R., Children's conception of changes in the state of matter: From liquid (or solid) to gas. *J. Res. Science Teaching* 27, 247-266 (1990)
- Talanquer V-, How Do Students Reason About Chemical Substances and Reactions? *Concepts of Matter in Science Education*, Innovations in Science Education and Technology, G. Tsaparlis and H. Sevian (eds.), 19, Springer (2013)

Esempi di trasposizioni didattiche relative al tema 'sostanze e trasformazioni' sono disponibili a questi indirizzi web:

- <http://www.sends.unito.it/it/content/scuola-secondaria-di-ii-grado>
- <http://forum.indire.it/repository/cms/working/export/6538/index.html>

Gruppo di lavoro

Eleonora Aquilini, Teresa Celestino, Valentina Domenici, Silvana Saiello

L'ATOMO CLASSICO

IL CONCETTO DI GAS E LA COSTRUZIONE DELLE BASI DELLA CHIMICA

Molti studenti, soprattutto i più giovani, sono in difficoltà nel comprendere la natura dello stato gassoso; ad esempio, raramente sono convinti del fatto che i gas siano materiali allo stesso modo dei liquidi e dei solidi. Questo non deve stupire, dato che il concetto di gas rappresenta un ostacolo cognitivo di cui tenere conto visto che non è intuitivo; nasce con Torricelli con i suoi studi sull'aria, Boyle e la sua legge di proporzionalità inversa tra Pressione e volume a Temperatura costante e poi con Joseph Black (1728-1799) che individuò nell'aria fissa (l'anidride carbonica) la prima aria diversa dall'aria atmosferica.

Il problema della natura dei gas è intrecciata con il problema dell'esistenza del vuoto. Dimostrare l'esistenza del vuoto ha richiesto un lungo cammino. Anche gli studenti sono restii ad accettare l'idea del vuoto, complici le rappresentazioni grafiche dei libri di testo; questi ultimi tendono infatti a rappresentare le particelle (ad esempio di un liquido) come tanti piccoli cerchi all'interno di un contenitore. Nel commentare simili immagini, gli studenti spesso affermano che le particelle si muovono "in" un liquido. La rappresentazione sottesa a questa affermazione corrisponde a una serie di particelle racchiuse nella materia continua, una sorta di ibrido tra il modello continuo e il modello discreto. Gli studenti immaginano dunque che gli spazi bianchi tra una particella e l'altra nelle rappresentazioni dei testi corrispondano a qualcosa che contiene le particelle stesse. Se si chiede loro di identificare questo qualcosa, rispondono per lo più che si tratta di aria. Contribuisce a creare tale confusione il medesimo modello realizzato con oggetti reali, ad esempio ponendo delle sferette in un becher; in questo caso l'aria è sicuramente presente tra una sferetta e l'altra, ma gli allievi sono portati a dare per scontata la presenza dell'aria sempre e comunque, anche tra ... le particelle di aria stessa. Si tratta di uno dei rari casi in cui la costruzione di un modello reale non agevola l'interiorizzazione del concetto che vuole rappresentare, finendo anzi per ostacolarla

Date le difficoltà incontrate ci sembra importante ripercorrere con gli alunni il percorso storico che ci permettono di costruire il concetto di gas.

Gli studi sull'aria

Nel 1643 Evangelista Torricelli dimostrò che l'aria esercitava una pressione, corrispondente a una colonna di mercurio di 760 mm. Una spettacolare dimostrazione della pressione esercitata dall'atmosfera fu eseguita da un fisico tedesco, Otto von Guericke (1602-1686); egli costruì una pompa pneumatica tramite la quale l'aria era estratta da un recipiente in modo che la pressione al di fuori di esso non fosse più equilibrata dalla pressione interna. Nel 1654 Guericke preparò due semisfere di bronzo in modo che combaciassero lungo i rispettivi bordi cosparsi di grasso. Unite le due semisfere, Guericke estrasse con la pompa pneumatica l'aria contenuta all'interno di esse; in questo modo, la pressione esterna dell'aria le manteneva in contatto. A ciascuna semisfera furono collegate delle pariglie di cavalli che, nonostante fossero costrette a dirigersi in direzioni opposte a colpi di frusta, non riuscivano a separare le semisfere l'una dall'altra; queste ultime si separavano spontaneamente solo permettendo all'aria di penetrare nuovamente all'interno.

In seguito a questi ed altri esperimenti, i gas cominciarono a perdere quell'alone di mistero di cui le teorie degli alchimisti li avevano circondati: divenne sempre più chiaro che essi costituivano una forma della materia di cui si poteva misurare il peso, esattamente come per i liquidi e i solidi, stati fisici caratterizzati da una densità maggiore di quella dello stato aeriforme.

La legge di Boyle

Robert Boyle (1627-1691), incuriosito dalle dimostrazioni di von Guericke, progettò una pompa pneumatica ancora più efficiente. In seguito, dopo aver aspirato la massima quantità di aria da un recipiente, effettuò l'esperimento opposto: compresse l'aria a temperatura costante, registrando la diminuzione del suo volume in corrispondenza del valore della pressione esercitata.

L'apparecchio usato da Boyle era composto da un braccio mobile riempito con mercurio, il quale poteva essere sollevato o abbassato variando così la pressione esercitata su un braccio fisso e chiuso contenente una certa quantità di aria intrappolata alla sua estremità. Boyle ricavava il volume dell'aria dal valore letto su una scala graduata posta sul braccio fisso (che misurava l'altezza della colonna d'aria). Raddoppiando la pressione, il volume dell'aria si dimezzava; triplicando la pressione, esso si riduceva a un terzo; dimezzandola, esso raddoppiava e così via. Rappresentando in un grafico i valori di pressione e i corrispondenti valori di volume, Boyle ottenne un ramo di iperbole, che dimostrava chiaramente una relazione inversamente proporzionale tra le due grandezze.

La "legge di Boyle" indica dunque il rapporto in base al quale il volume diminuisce in maniera proporzionale all'aumento della pressione. Quando essa fu formulata, nel 1662, lo scienziato non specificò che l'esperimento doveva essere eseguito a temperatura costante. Quando, nel 1676, il fisico francese Edme Mariotte (1630-1684) scoprì indipendentemente la legge di Boyle, specificò esplicitamente il valore costante della temperatura. Per questa ragione la legge di Boyle è spesso indicata come "legge di Boyle-Mariotte" o "legge isoterma" dei gas:

data una certa quantità di gas a temperatura costante, pressione e volume sono inversamente proporzionali.

Con l'esperienza di Boyle, s'introduce un altro fattore importante per la comprensione del comportamento dei gas, l'elasticità dell'aria. L'aria è un fluido elastico che può essere compresso ed esiste una relazione di inversa proporzionalità fra pressione e volume. È un'occasione importante quest'ultima per cogliere la regolarità di certi comportamenti, introdurre la legge che costituisce un esempio di utilizzo della matematica nella chimica.

Joseph Black e l'aria fissa

Una volta stabilito che l'aria è materia perché ha un peso, un volume, esercita una pressione, si può dimostrare che è chimicamente attiva, rifacendosi alle esperienze di Black sull'aria fissa¹.

Il concetto di pressione è un requisito fondamentale per la comprensione di questo punto. Lo strumento principale per la raccolta delle varie "arie" è infatti il bagno pneumatico ideato da Hales, il cui funzionamento, semplice ma geniale, si basa sul fatto che il cilindro rovesciato contiene acqua che non scende perché sostenuto dal peso dell'aria. Tale cilindro che è immerso in una bacinella d'acqua, è in grado di raccogliere la cosiddetta aria che si forma in una reazione chimica. Hales non fu in grado di distinguere i diversi gas che si ottenevano da queste trasformazioni, egli pensava che si trattasse sempre dello stesso gas, cioè dell'aria atmosferica. Il fatto che l'aria partecipi a molte trasformazioni chimiche ed è chimicamente attiva è un'acquisizione concettuale fondamentale. L'invenzione di Hales costituì l'atto di nascita del concetto di gas. Essa permette di sottolineare un aspetto fondamentale della scienza moderna contemporanea, rispetto a quella medievale e cioè che la natura, come ci dice Geymonat², non deve essere solo osservata ma interrogata:

La preparazione dell'esperimento non coinvolge soltanto un aspetto tecnologico, bensì anche uno essenzialmente teorico. Per porre una chiara interrogazione bisogna avere preventivamente un'idea delle risposte che si possono ottenere; bisogna cioè possedere, in via ipotetica, una teoria del fenomeno che si vuole indagare.

La prima aria che è stata caratterizzata come diversa dall'aria atmosferica è stata appunto *l'aria fissa* ottenuta per decomposizione termica del carbonato di calcio. Tale "aria", non mantiene la combustione, non permette la respirazione e precipita l'acqua di calce. La calcinazione del calcare e l'invenzione di Hales del bagno pneumatico ci permettono inoltre di evidenziare che la comprensione di un fenomeno è limitata se ci si colloca in modo passivo di fronte ad esso e che il dispositivo sperimentale opportuno è fondamentale per confermare le ipotesi. In questo caso il dispositivo sperimentale è molto semplice. Ciò che non è banale è l'utilizzo di questo dispositivo per raccogliere della materia non visibile, dell'aria prodotta da trasformazioni chimiche. La caratterizzazione di questa "aria" fu fatta da Black nel 1755 evidenziando che:

- 1) non mantiene la combustione,
- 2) non permette la respirazione,
- 3) precipita acqua di calce.

¹ ABBRI F., *Le terre, l'acqua, le arie*, Il Mulino, Bologna, 1984, pp. 169-184.

² GEYMONAT L., *Lineamenti di filosofia della scienza*, Mondadori, Milano, 1985, pp. 38-39.

L'ipotesi dell'aria fissa di Black ha permesso di spiegare fenomeni come l'effervescenza e la caustificazione della soda e della potassa.

La proposta che coniuga l'analisi dei contenuti disciplinari con una riflessione di tipo storico-epistemologico prosegue con lo studio dell'opera di Lavoisier. La crisi causata dalla "chimica delle arie" e dalla questione dei rapporti ponderali nella combustione e nella calcinazione dei metalli, ha poi portato alla comprensione relativa al coinvolgimento dell'aria nella combustione. Ciò ha comportato l'abbandono della teoria del flogisto ed ha costituito la *rivoluzione chimica*³. Riteniamo che la nascita del concetto di gas non solo sia stato basilare per la nascita della chimica come scienza, ma sia un nodo concettuale chiave per la comprensione dello sviluppo della chimica come disciplina a livello di biennio della scuola secondaria superiore.

L'atomismo: breve excursus storico

La teoria secondo la quale la materia è intimamente costituita da particelle piccolissime e indivisibili prende il nome di *atomismo*. Gli esperimenti di Boyle ingrossarono le file degli atomisti. In quel periodo l'*atomismo* stava infatti ritornando in auge grazie alla diffusione a stampa del poema *De Rerum Natura* del poeta latino Tito Lucrezio Caro (ca. 95 – ca. 55 a.C.).

Le più antiche formulazioni teoriche dell'atomismo risalgono ai filosofi greci. Questi si interrogarono sulla possibilità di prolungare all'infinito la divisione della materia, ad esempio: fino a che punto è possibile frantumare una pietra in pezzi sempre più piccoli? È evidente che spaccando una pietra in due, ciascun frammento conserva le proprietà intensive della pietra originaria; continuando a suddividere i frammenti, le dimensioni sempre più ridotte rendevano difficile valutarne le proprietà, né era possibile stabilire fino a che punto tale suddivisione potesse continuare. Alcuni filosofi sostenevano una teoria del *continuum*, secondo la quale la materia è divisibile all'infinito. Altri, sostenitori del modello particellare, mettevano in dubbio la convinzione che qualsiasi pezzo di materia potesse essere suddiviso in parti sempre più piccole. Fra questi ultimi troviamo Leucippo (ca. 450 a.C.), un filosofo ionico di cui esistono pochissime testimonianze. Molto più famoso è il suo discepolo Democrito di Abdera (ca. 470 – ca. 380 a. C.), che continuò a sostenere la tesi secondo la quale dalla divisione di un qualsiasi materiale poteva essere ottenuto un frammento di dimensioni minime, non suscettibile di ulteriori divisioni. Questo frammento, la particella più piccola della materia, fu denominato da Democrito "atomo", che in greco significa "indivisibile".

Democrito riteneva che gli atomi di ciascun elemento fossero differenti per dimensione e forma, e che tale diversità spiegasse le diverse proprietà dei vari elementi. Secondo Democrito, il mondo macroscopico era composto da miscele in cui i vari elementi erano presenti di volta in volta in differenti proporzioni; modificando la composizione di tali miscele, era possibile passare da una sostanza all'altra. L'atomismo di Democrito non era suffragato da dati sperimentali, poiché i filosofi greci non avevano la possibilità di condurre esperimenti che provassero l'esistenza degli atomi. Essi si limitarono a speculazioni filosofiche facilmente confutabili da coloro che rifiutavano una concezione "discreta" della materia, costituita cioè - a livello microscopico - da particelle

³ KUHN T., *La struttura delle rivoluzioni scientifiche*, Einaudi, Torino, 1995.

elementari separate e distinte le une dalle altre. Aristotele, ad esempio, sosteneva una concezione “continua” della materia, che non ammetteva l’esistenza di spazi vuoti tra una particella e l’altra.

La teoria del *continuum* era più accettabile dal punto di vista intuitivo: i nostri sensi percepiscono il mondo macroscopico come “pieno”, non ci danno una percezione diretta del “vuoto” (la cui esistenza sarà provata da esperimenti come quello di von Guericke). Oggi sappiamo che le dimensioni piccolissime delle particelle elementari, il loro elevatissimo numero, la coesione e l’interdipendenza fra di esse fanno sì che a livello macroscopico la discontinuità della materia non sia percepita. Tuttavia questo salto logico ha richiesto molti secoli prima di essere elaborato.

A causa del suo carattere fortemente *controintuitivo* la teoria atomistica divenne impopolare e quasi sconosciuta per i duemila anni successivi al periodo in cui visse Democrito. Tuttavia l’atomismo non fu mai del tutto sepolto. Il filosofo greco Epicuro (ca. 342-270 a.C.) accolse l’atomismo nel suo sistema filosofico; tra i suoi seguaci troviamo Lucrezio, il cui poema è giunto fino a noi, mentre delle opere di Leucippo, Democrito ed Epicuro non restano che frammenti e citazioni.

L’opera di Lucrezio *De Rerum Natura* influenzò profondamente un filosofo francese, Pierre Gassendi (1592-1655), che divenne un convinto sostenitore dell’atomismo. Gassendi fornì un contributo determinante nella ripresa della teoria atomistica, considerata eretica in epoca medioevale in quanto segno di materialismo ed ateismo. Il ruolo di Gassendi nella scienza e nella filosofia del Seicento è importante per molti motivi, ad esempio: egli combatté l’autorità di Aristotele, dominatore incontrastato degli ambienti accademici conservatori, rivalutò l’esperimento come base della teoria e intuì come l’atomismo – e la conseguente ammissione dell’esistenza del vuoto – era l’unica teoria sulla costituzione della materia compatibile con la realtà scientifica che si stava delineando. Il pensiero di Gassendi influenzò Boyle, che divenne atomista a sua volta. Anche il fisico Isaac Newton (1642-1727) era convinto della fondatezza della teoria atomistica.

LA TEORIA ATOMICA DI DALTON

PERCORSO DIDATTICO PER IL BIENNIO DELLA SECONDARIA DI SECONDO GRADO⁴

Ambito multidisciplinare

Il percorso è aperto all’intervento degli insegnanti di Scienze, Chimica e Fisica.

Requisiti

- Conoscenza dell’opera di Lavoisier, anche in relazione ai concetti di sostanza semplice (elemento) e composta
- Conoscenza della legge di Proust

⁴ Il percorso didattico è tratto da: Fiorentini C, Aquilini E., Colombi D., Testoni A., *Leggere il mondo oltre le apparenze*, Roma, Armando, 2007, pp. 250-282.

Questi requisiti sono valutabili con questionari, un'intervista colloquio con la classe. Ci sono altri fattori o condizioni che favoriscono l'apprendimento, più difficilmente valutabili come:

- Interesse alla risoluzione di problemi che coinvolgono il livello logico e culturale.

Competenze attese

- Contestualizzare storicamente la teoria atomica di Dalton
- Cogliere i punti innovativi, le discontinuità con il passato in questa teoria atomica
- Individuare il legame fra la teoria di Dalton, il concetto di elemento di Lavoisier, la legge di Proust.
- Individuare il legame presente fra evidenze macroscopiche e mondo microscopico nella teoria di Dalton
- Comprendere come il concetto di peso atomico sia strettamente collegato alla teoria atomica di Dalton
- Comprendere il legame fra la legge delle proporzioni multiple e la teoria atomica di Dalton
- Essere consapevoli del ruolo dell'ipotesi e della verifica nel lavoro scientifico.
- Rendersi conto della complessità della risoluzione dei problemi scientifici.

Metodologie e strategie di rinforzo

Motivazione all'apprendimento

L'insegnante cerca di motivare gli alunni ponendo di volta in volta dei problemi, facendo domande pertinenti e stimolando gli alunni a proporre una loro spiegazione. Ciò costituisce l'occasione per introdurre la varietà di soluzioni che sono state date nel tempo per dare delle spiegazioni.

Modalità di lavoro

Si contestualizza il problema nel tempo storico in cui è stato affrontato, evidenziando i legami con le acquisizioni scientifiche precedenti e contemporanee. Anche se è inevitabile, in certe fasi del percorso la lezione frontale, si auspica una proficua partecipazione degli alunni con discussioni e interventi per una costruzione attiva della conoscenza.

Rinforzo

Durante le lezioni, nel caso di mancato conseguimento da parte degli allievi degli scopi che ci siamo prefissi, si è cercato di mettere in luce i nodi concettuali affrontati, discutendo con tutta la classe. Il lavoro di recupero viene affrontato in itinere. Si può incoraggiare lo spirito di collaborazione anche utilizzando lavorando in piccoli gruppi con la modalità del cooperative learning.

Tempi

Tempo previsto: 9 ore (3 ore settimanali). Si aggiungono 2 ore per le verifiche e 2 per la discussione.

1. I principi della teoria di Dalton

La concezione atomistica, che avrebbe nell'arco di 50 anni impresso un'accelerazione imprevedibile alla teoria chimica, venne per la prima volta fatta conoscere da Dalton nel 1808 in poche pagine, collocate quasi a mo' di appendice, alla fine del suo libro: "A new system of chemical philosophy"⁵.

Dalton attribuiva agli *elementi chimici individuati da Lavoisier un'importanza fondamentale*. Mentre altri chimici suoi contemporanei, quali Davy, erano convinti che gli elementi lavoisieriani fossero a loro volta decomponibili, e che gli elementi veri fossero in numero più limitato ed ancora da scoprire, *Dalton riteneva che gli elementi lavoisieriani fossero veramente sostanze non più decomponibili* perché pensava che

1) ciascun elemento fosse costituito da atomi tutti uguali.

Lavoisier non tentò mai di approfondire il concetto di "elemento chimico" dal punto di vista della teoria atomica. Su questo argomento egli scrisse che: "se col termine elemento vogliamo significare quegli atomi semplici e indivisibili di cui sono formate le sostanze, la loro esistenza è assai probabile, ma di loro nulla sappiamo."

Inoltre Dalton riteneva che:

2) l'analisi chimica (composto → elementi) è soltanto in grado di separare gli atomi costituenti le molecole delle sostanze composte, ma non effettuare nessuna modificazione negli elementi;

3) la sintesi chimica (elementi → composto) non consiste che nella unione di atomi;

4) gli atomi degli elementi sono immodificabili e quindi le reazioni chimiche, durante le quali si ha la creazione di nuove sostanze, non consistono nella creazione di nuova materia; durante le reazioni chimiche non si ha altro che la separazione o la riunione di atomi preesistenti;

5) ogni atomo ha una sua massa (peso) ed è possibile ricavare la massa relativa (peso atomico) degli atomi a partire dal dato macroscopico della composizione elementare.

⁵ Una prima divulgazione della concezione daltoniana era avvenuta l'anno precedente: il chimico inglese Thomson, avendone ricevuto informazione direttamente da Dalton, le aveva dedicato alcune pagine nella terza edizione del suo fondamentale libro di chimica.

- L'innovazione rivoluzionaria presente nella concezione atomistica di Dalton

Il significato rivoluzionario della teoria atomistica di Dalton consisté nella formulazione di un concetto di atomo strettamente connesso alla scienza chimica a lui contemporanea⁶. Il collegamento con la scienza si realizzò con uno degli aspetti costitutivi della chimica di Lavoisier, la composizione delle sostanze composte: infatti

- 1 il fondamento della nuova teoria è costituito dall'ipotesi di una relazione precisa tra la composizione costante dei composti (Proust) ed il valore del peso atomico degli elementi costituenti

Gli atomi di cui parla Dalton non sono più entità indefinibili, ma

- 2 sono contraddistinti dalla proprietà fondamentale del peso atomico.

Prima di Dalton, l'unica affermazione che si poteva effettuare sugli atomi era relativa alla loro esistenza, basandosi unicamente sul ragionamento (Democrito...). Con Dalton gli atomi sono finalmente **definibili**: ogni elemento è costituito da un numero molto grande di particelle piccolissime e tutte uguali, cioè tutte caratterizzate dallo stesso peso atomico. Dopo Dalton l'individuazione di nuove caratteristiche degli atomi renderà possibile un arricchimento costante del concetto di atomo (un aumento del significato) e questo processo coinciderà con la maturazione scientifica della chimica.

2. Il peso atomico, concetto costitutivo dell'atomismo daltoniano

Abbiamo detto che *il passaggio dalla composizione elementare delle sostanze composte al peso atomico degli elementi componenti costituisce il fondamento della nuova teoria*, ma non si è ancora analizzato come viene realizzato questo passaggio. Ci proponiamo di illustrare il ragionamento di Dalton con un esempio di particolare rilevanza, la determinazione del peso atomico dei costituenti dell'acqua, la cui composizione (costante) in peso era rappresentata dai valori 87.4 per l'ossigeno e 12.6 per l'idrogeno, stabilita alcuni anni prima da Gay Lussac ed Humboldt. Tale ragionamento può essere schematizzato in 5 punti:

1. il punto di partenza consiste nell'ipotizzare che una data quantità di acqua sia costituita da un numero finito, seppur grande, di particelle piccolissime (molecole);

⁶ Molti storici della chimica hanno discusso sull'origine della teoria daltoniana. Pur non volendo approfondire questa interessante problematica, vogliamo sottolineare due aspetti su cui concordano la maggior parte degli storici: 1) l'origine della teoria va rintracciata nelle ricerche fisiche di Dalton sui gas; 2) la relazione esistente tra la teoria daltoniana e le leggi delle proporzioni chimiche costituisce la conferma della sua fondatezza e fecondità, ma contrariamente all'opinione più diffusa nei manuali di chimica, la teoria daltoniana non è una conseguenza di tipo induttivo delle leggi delle proporzioni.

- la seconda ipotesi consiste nel supporre che le molecole di acqua siano tutte uguali. Questa ipotesi è una conseguenza del fatto che l'acqua risulta avere una composizione costante⁷;
- consideriamo una quantità finita di acqua, per esempio 100g :

acqua (100g) → ossigeno(87.4g) + idrogeno(12.6g)

Indichiamo con p le molecole corrispondenti a 100g di acqua ed effettuiamo i seguenti rapporti:

$$100 \text{ g/p} \rightarrow 87.4 \text{ g/p} + 12.6 \text{ g/p}$$

Qual è il significato di questi rapporti? Mentre il primo rapporto corrisponde al peso di una molecola di acqua, gli altri due indicano soltanto il peso rispettivamente dell'ossigeno e dell'idrogeno contenuti in una molecola di acqua. Se p non è noto non è possibile ricavare questi valori (e questa situazione caratterizzò la chimica ottocentesca durante tutta la rigogliosa fase di costruzione dei principi fondamentali della chimica classica), ma è possibile comunque ricavare informazioni di grandissima importanza; si può innanzi tutto determinare, con una semplice operazione il rapporto in peso tra l'ossigeno e l'idrogeno contenuti in una molecola d'acqua.

$$\frac{87.4 \text{ g/p}}{12.6 \text{ g/p}} = \frac{87.4}{12.6} = \frac{\text{peso ossigeno contenuto in una molecola d'acqua}}{\text{peso idrogeno contenuto in una molecola d'acqua}}$$

Siamo già arrivati ad una prima affermazione di grande rilevanza: la composizione macroscopica dell'acqua (e più in generale di tutte le sostanze composte) coincide con la composizione molecolare. Vi è però una differenza sostanziale: mentre a livello macroscopico i due numeri che indicano la composizione hanno delle ben definite dimensioni, a livello molecolare, non conoscendo p , è soltanto un rapporto fra numeri.

- Il passaggio successivo consiste nell'attribuzione all'acqua di una determinata formula. Dalton, in base al principio della massima semplicità⁸, ipotizzò che la molecola d'acqua fosse costituita da un atomo di ossigeno ed uno di idrogeno.
- Al punto 3 avevamo ricavato che:

⁷ Questa seconda ipotesi, che Dalton applica a tutte le sostanze composte, è strettamente connessa alla legge di Proust.

⁸ Secondo questo principio la molecola di una qualsiasi sostanza dovrebbe essere costituita dai numeri più semplici possibili di atomi degli elementi costituenti.

$$\frac{87.4}{12.6} = \frac{\text{peso ossigeno in una molecola d'acqua}}{\text{peso idrogeno in una molecola d'acqua}} = 6.93$$

Con l'ipotesi formulata al punto 4 si può effettuare questo passaggio:

$$6.93 = \frac{\text{peso dell'atomo di ossigeno}}{\text{peso dell'atomo di idrogeno}}$$

approssimando 6.93 a 7 si ottiene:

$$\text{peso dell'atomo di ossigeno} = 7 \times \text{peso dell'atomo di idrogeno}$$

E' proprio l'atomo di idrogeno (il più leggero) che viene preso da Dalton come riferimento dei pesi atomici;

- il peso atomico dell'idrogeno viene assunto per convenzione 1

quindi il peso atomico dell'ossigeno risulta essere 7.

- Il peso atomico di un elemento è quindi un numero relativo che indica quanto pesa l'atomo dell'elemento in relazione all'atomo di idrogeno considerato come unità.

3- La determinazione del peso atomico di altri elementi

Dalton, sulla base del ragionamento precedente, assegnò il peso atomico a molti altri elementi e pubblicò la prima tavola dei pesi atomici. Molte voci di questa tavola si rivelarono in seguito completamente sbagliate anche se la tavola stessa rappresenta forse il più importante apporto scientifico di Dalton alla chimica. I motivi della non adeguatezza dei pesi atomici di Dalton erano fondamentalmente tre: 1) l'imprecisione delle composizioni, allora disponibili, delle sostanze impiegate per calcolare i pesi atomici; 2) l'imprecisione del peso atomico attribuito all'ossigeno; 3) l'ostinazione di Dalton nel ritenere che, in generale, le molecole fossero formate dall'accoppiamento di un solo atomo di un elemento con un solo atomo di un altro elemento.

Prendendo come esempio il peso atomico dell'ossigeno, abbiamo nel paragrafo precedente visto il valore che gli attribuì Dalton nel 1808. Nel 1819 Dulong e Berzelius determinarono la composizione dell'acqua in modo molto più preciso, ricavarono infatti i valori 11,1 % di idrogeno e

88,9 % di ossigeno. Ed il peso atomico dell'ossigeno che si ricava da questi valori ed assegnando all'acqua la formula H₂O è 16,01, molto simile a quello attuale.

Il ragionamento è ovviamente quello del paragrafo precedente, cambia soltanto la composizione dell'acqua e nell'ultimo passaggio il numero di atomi di idrogeno:

$$8,005 = \frac{\text{peso dell'atomo di ossigeno}}{2 \cdot \text{peso dell'atomo di idrogeno}}$$

$$\text{Peso dell'atomo di ossigeno} = 16,01 \cdot \text{peso dell'atomo di idrogeno} = 16,01$$

4. La legge delle proporzioni multiple

Nel caso di più sostanze costituite dagli stessi elementi era necessaria un'aggiunta al ragionamento in riferimento all'assegnazione delle formule; in questi casi infatti il principio della massima semplicità non era sufficiente.

Supponiamo che l'elemento X (⊗) e l'elemento Y (●) formino due composti caratterizzati da una ben definita composizione. Secondo il principio della massima semplicità, un composto avrà la formula XY (⊗●).

Quale sarà la formula dell'altro composto: XY₂ o X₂Y? A quale composto si assegna la formula XY?

Per facilitare la comprensione del procedimento utilizzato da Dalton, facciamo il ragionamento inverso, cioè ammettiamo che la formula del secondo composto sia XY₂ (⊗●●). Ora, se le formule dei due composti sono XY ed XY₂, e se nelle reazioni chimiche gli atomi si combinano interi mantenendo la loro identità e la loro massa,

in che rapporto staranno le masse di Y dei due composti combinate con la stessa quantità (grammi) di X, vale a dire con lo stesso numero di atomi di X ?

Prendiamo in considerazione l'esempio di ossido di carbonio ed anidride carbonica (chiamata da Dalton acido carbonico). Le composizioni percentuali dei due composti, di cui Dalton dispone sono:

	carbonio	ossigeno
anidride carbonica	28%	72%
ossido di carbonio	44%	56%

Dalton afferma che, a parità di carbonio, l'ossigeno dell'anidride carbonica è il doppio (circa) dell'ossigeno dell'ossido di carbonio. Per constatare la correttezza di questa affermazione è sufficiente esprimere la composizione di una delle due sostanze, in modo tale che la quantità di carbonio sia la stessa dell'altra.

Esprimiamo ad esempio la composizione dell'anidride carbonica affinché la quantità di carbonio risulti 44; è quindi necessario, per non variare la composizione dell'anidride carbonica, modificare proporzionalmente il valore dell'ossigeno:

$$72 \text{ g ossigeno} : 28 \text{ g carbonio} = X \text{ g ossigeno} : 44 \text{ g carbonio}$$

da cui: $X = 113,14 \text{ g}$

La composizione dell'anidride carbonica non è cambiata, ciò che è cambiato è soltanto la coppia di numeri che la esprimono. Possiamo ora confrontare questi valori con quelli precedenti e constatare immediatamente l'affermazione di Dalton:

Tabella n.1

	Carbone g.	Ossigeno g.
Anidride Carbonica	44 x 1	56 x 2 ≈ 113,14
Ossido di carbonio	44	56

Confrontando le due composizioni si osserva che la composizione dell'anidride carbonica è rappresentata da multipli interi della composizione dell'ossido di carbonio (cioè le quantità di carbonio e ossigeno dell'anidride carbonica sono dei multipli interi della quantità di carbonio e ossigeno dell'ossido di carbonio), per cui, stando a questi dati, le formule ipotizzabili sono: CO₂ per l'anidride carbonica e CO per l'ossido di carbonio.

Dalton analizzando anche altri composti costituiti dagli stessi elementi, giunse a formulare una legge, nota appunto come legge di Dalton o delle proporzioni multiple, la quale asserisce l'esistenza di una relazione matematica tra la composizione dei diversi composti costituiti dagli stessi elementi. Tale legge può essere enunciata nel seguente modo:

le quantità di un elemento che si combinano con una quantità fissa dell'altro stanno fra di loro in rapporti espressi da numeri interi piccoli (1:2; 2:3; 2:5; 3:5; ...).

La conferma della legge delle proporzioni multiple diventa fondamentale, in quanto questa avvalorava l'ipotesi di Dalton secondo cui gli atomi entrano sempre interi in qualsiasi reazione chimica.

5- Il problema della formula molecolare

I due composti costituiti dagli stessi elementi dovevano evidentemente avere formule diverse: ricordando che la composizione macroscopica di una sostanza coincide con la composizione elementare molecolare possiamo considerare i valori riportati in tabella n.1 anche come indicativi della composizione elementare molecolare. Se si suppone che l'ossido di carbonio sia binario (con molecola rappresentata dal simbolo CO), dal confronto delle composizioni molecolari della Tabella n.1 si può affermare che l'anidride carbonica non possa essere che ternaria (con molecola rappresentata dal simbolo CO₂), poiché una molecola di anidride carbonica contiene, a parità di carbonio, il doppio di ossigeno della molecola di ossido di carbonio. Ma non può essere vero il contrario? Evidentemente sì, infatti dal confronto delle composizioni, possiamo soltanto stabilire che se uno dei due composti è binario, l'altro è ternario, ma non possiamo sapere quale dei due è binario e quale è ternario. E' sufficiente esprimere la composizione delle due sostanze in modo tale che abbiano la stessa quantità di ossigeno. Assegniamo ad esempio anche all'ossigeno dell'ossido di carbonio il valore 72; deve essere conseguentemente modificata proporzionalmente anche la quantità di carbonio:

$$56_{\text{ossigeno}} : 44_{\text{carbone}} = 72_{\text{ossigeno}} : X$$

$$\text{da cui: } X = 44 \cdot 72 / 56 = 56.57$$

Tabella n.2

	Carbone	Ossigeno
Anidride Carbonica	28	72
Ossido di carbonio	56.57 (28x2)	≈ 72x1

E' evidente che sulla base di questi valori sembrerebbe più sensato considerare binaria l'anidride carbonica (CO) e ternario l'ossido di carbonio (C₂O), come fecero molti chimici francesi nella prima metà dell'Ottocento.

Riassumendo:

Tabella n.1 (Peso carbonio costante)

	Carbone	Ossigeno	Formula: ipotesi 1
Anidride Carbonica	44	113.14 ≈ 56 x 2	CO₂
Ossido di carbonio	44	56	CO

Tabella n.2 (Peso ossigeno costante)

	Carbone	Ossigeno	Formula: ipotesi 2
Anidride Carbonica	28	72	CO
Ossido di carbonio	$56.57 \approx 28 \times 2$	72	C ₂ O

In base a queste considerazioni, quale ritieni possa essere la formula dell'anidride carbonica? CO o CO₂?

Dalton attribuì all'anidride carbonica la formula ternaria, perché aveva peso specifico maggiore dell'ossido di carbonio.

5. La teoria atomistica è la teoria fondamentale della chimica

La teoria atomistica, che ha come presupposti fondamentali i principi di Lavoisier e la legge di Proust, è evidentemente una teoria ipotetica-deduttiva; permette di ricavare, dalla composizione macroscopica delle sostanze, la composizione molecolare e il peso relativo degli atomi (quello che chiamiamo comunemente peso atomico).

Ora l'utilità di una teoria è riconducibile alla sua potenza esplicativa e alla sua fecondità. E' noto che una teoria scientifica è tanto più potente quanti più fenomeni o leggi è in grado di spiegare; un'altra caratteristica delle teorie scientifiche è la fecondità, cioè la capacità di prevedere nuovi fenomeni, di rendere possibile lo sviluppo di nuove conoscenze e la scoperta di nuove leggi. L'atomismo possiede al massimo grado i requisiti precedenti. Lo sviluppo grandioso della chimica negli ultimi due secoli è sostanzialmente connesso alla teoria atomistica.

Le prove dell'esistenza degli atomi

Perché gli esperimenti sui gas supportavano la teoria atomistica? Ad un primo esame, è arduo sostenere che liquidi e solidi sono composti da particelle: essi possono essere compressi solo in misura trascurabile, motivo per cui un avvicinamento delle loro particelle dovuto a un aumento di pressione è poco convincente (se essi fossero composti da sostanze continue, la loro compressione sarebbe egualmente difficile, e teorizzare l'esistenza degli atomi risulterebbe superfluo). Oggi sappiamo che gli atomi di liquidi e solidi si trovano in stretto contatto: la densità di una sostanza liquida è generalmente di poco minore di quella della stessa allo stato solido (con alcune eccezioni); nei solidi gli atomi non possono essere indotti ad un ulteriore avvicinamento. Al contrario, i gas possono subire grandi variazioni di densità, come dimostrato da Boyle con l'aria: la possibilità di comprimerla notevolmente fu interpretata come una riduzione degli spazi vuoti tra una particella e l'altra.

La teorizzazione di una costituzione particellare per i gas ebbe come conseguenza l'applicazione della teoria atomica anche a liquidi e solidi, dato che una stessa sostanza (ad esempio l'acqua), può trovarsi in differenti stati fisici: è infatti possibile raccogliere il vapore acqueo in un recipiente chiuso e trasformarlo nuovamente in acqua tramite un aumento di pressione. L'acqua, dunque,

passa allo stato aeriforme, caratterizzato da un maggiore spazio tra una particella e l'altra; riducendo questo spazio tramite un aumento di pressione, il vapore passa allo stato liquido. Se dunque il vapore acqueo è composto di atomi, anche l'acqua liquida lo è. E perché non il ghiaccio? Le deduzioni ricavate dall'osservazione del comportamento di materiali comuni come l'acqua e l'aria furono quindi estese a tutta la materia. La teoria atomica si affermò definitivamente a distanza di oltre 150 anni dagli esperimenti di Boyle, ma questi ultimi segnarono un primo passo di fondamentale importanza: di fatto, il concetto di gas ed i fenomeni ad esso correlati potevano essere spiegati in maniera più agevole.

Riferimenti

Isaac Asimov, *A short history of chemistry*, Anchor Books - Doubleday & Company, Inc., Garden City, New York, 1965.

Stanislao Cannizzaro, *Sunto di un corso di filosofia chimica*, Tipografia Pieraccini, Pisa, 1858.

Teresa Celestino, *Chimica: un approccio storico*, in «Linx Magazine», 2009, vol. 2, pp. 26-29.

Marco Ciardi, *L'atomo fantasma. Genesi storica dell'ipotesi di Avogadro*, Leo S. Olschki, Firenze, 1995.

Carlo Fiorentini, Eleonora Aquilini, Domenica Colombi, Antonio Testoni, *Leggere il mondo oltre le apparenze. Per una didattica dei concetti fondamentali della chimica*, Armando Editore, Roma, 2007.

Giuliano Moretti, Marco Ciardi, *Avogadro non ha mai scritto H₂O né altre formule chimiche!*, in «La chimica nella scuola», 2016, vol. 2, pp. 13-22.

Kristin A. Olsson, Meena M. Balgopal, Nancy E. Levinger, *How did we get here? Teaching chemistry with a historical perspective*, in «Journal of Chemical Education», 2015, vol. 92, 1773-1776.

Leonello Paoloni, *Molecole, atomi e struttura della materia: da Dalton alla meccanica quantistica*, in «La chimica nella scuola», 2007, vol. 3, pp. 39-118.

Philip Johnson, *Introducing particle theory*, in *Teaching secondary chemistry*; a cura di Taber, K., Hodder Education, Londra, 2017, pp. 49-73.

Eric Scerri, *A Tale of Seven Elements*, Oxford University Press, London, 2013.

Jurij I. Solov'ev, *L'evoluzione del pensiero chimico dal '600 ai giorni nostri*, Edizioni Scientifiche e Tecniche Mondadori, Verona, 1976.

Giuseppe Valitutti, Gabriella Guaglione, Liviana Lucesole, *La chimica per la scuola secondaria di secondo grado* [Online]; Università Politecnica delle Marche, 19/11/2008. <http://educa.univpm.it/strategie/chiscume.html>

Giovanni Villani, *La chiave del mondo*, CUEN, Napoli, 2001. <http://www.culturachimica.it/wp-content/uploads/2017/04/La-chiave-del-mondo.pdf>

Società Chimica Italiana – Divisione di Didattica
X Scuola Ulderico Segre – Roma 5 – 8 settembre 2018

Gruppo di lavoro

Guido De Guidi, Maria Elena Fragalà, Antonella Maggio, Antonio Testoni, Mariano Venanzi,
Giovanni Villani

Atomo e molecola del Novecento

Per capire le novità dell'atomo contemporaneo e il moderno concetto di molecola dobbiamo partire per entrambi dalla loro formulazione ottocentesca.

L'atomo dell'Ottocento è quello di Dalton/Berzelius. Occorre accennare a entrambi perché introducono nell'atomo due aspetti differenti, ambedue presenti nell'atomo contemporaneo.

L'atomo di Dalton può essere visto come una pallina di differente peso (e raggio, dato che tutti gli atomi sono “formati dalla stessa sostanza”). Rispetto all'atomo antico ha due caratteristiche differenti: (1) non ha una forma specifica con cui spiegare certe proprietà (gli atomi degli acidi erano appuntiti per questo l'acido aveva un sapore irritante per i Greci); (2) è “rivestito” di un numero che lo quantifica, il peso atomico (ovviamente relativo). In realtà Dalton non faceva differenza tra atomo e molecola e, quindi, parlava di atomi singoli, doppi, tripli o dell'atomo dell'anidride carbonica, ma quando questa distinzione sarà chiarita nella seconda metà del XIX secolo, l'atomo classico (alla Dalton) diviene una pallina di differente peso.

Berzelius è tra i primi a legare il concetto di atomo e quello di elettricità. Ordina gli elementi (e i corrispondenti atomi) in una scala che ricorda quella odierna dei potenziali di riduzione. Per l'atomo del Ottocento (come per l'atomo antico) si poneva il problema di capire cosa potesse tenere assieme due atomi, cosa legasse due atomi in una molecola. Nel sistema dualistico di Berzelius, in un composto binario un atomo era elettropositivo e l'altro era elettronegativo ed erano uniti dalla forza di Coulomb.

L'atomo ottocentesco viene completamente modificato all'inizio del XX secolo. L'atomo che viene fuori è una particella composita, con i componenti strutturati al suo interno (modelli atomici). È questa la prima rivoluzione del concetto di atomo che lo rende contraddittorio anche con il suo nome (atomo=indivisibile). L'atomo strutturato non è legato alla Meccanica Quantistica, l'atomo quantistico è un ulteriore passo.

Alcuni esperimenti sono stati importanti per la nascita dell'atomo strutturato e possono svolgere un importante ruolo didattico. Vediamone i principali.

Alla fine del XIX secolo, lo studio della conducibilità elettrica nei gas rarefatti, che portarono alla scoperta dei raggi catodici e anodici con l'utilizzo dei cosiddetti “tubi di Crookes”, furono importanti per modificare il concetto di atomo e dal punto di vista didattico vanno esplicitati e, se possibile, ripetuti in laboratorio. Una delle difficoltà didattiche di questi esperimenti è che, a seconda del tipo di scuola in cui l'insegnante li usa, possono essere differenti le conoscenze di partenza degli studenti. Per capire questi esperimenti, infatti, occorre che si abbiano chiare le caratteristiche principali (carica,

differenza di potenziale, ecc.) dei fenomeni elettrici. Se tali prerequisiti non sono presenti, l'insegnante deve introdurre tali concetti prima di mostrare gli esperimenti con i tubi di Crookes.

- Uno dei principali esperimenti in questo ambito fu quello di Thomson che portò alla scoperta dell'elettrone, sede della carica negativa presente nell'atomo. Era noto che quando la pressione del gas all'interno del tubo diveniva dell'ordine di un milionesimo di atmosfera si osservava una macchia di luce sulla parete di vetro di fronte al catodo. Per spiegare questo fenomeno si ipotizzò che dal catodo venissero emessi dei raggi di natura ignota che, propagandosi in linea retta, andavano a colpire la parete di vetro. Dagli esperimenti di Thomson e di Millikan (per la misura del rapporto tra carica e massa dell'elettrone) si deducono le seguenti cose:

- (1) I raggi catodici sono costituiti da piccolissime particelle viaggianti in linea retta.
- (2) Tali particelle possiedono una massa di circa 2000 volte minore di quella dell'atomo d'idrogeno.
- (3) Tali particelle hanno carica elettrica negativa.
- (4) Esse non dipendono né dal tipo di metallo costituente il catodo del tubo né dal tipo di gas contenuto nel tubo.

Questo portò a dire che:

Gli atomi di tutti gli elementi contengono le stesse particelle negative, chiamate elettroni, e di massa molto più piccola di quella atomica.

- L'esperimento di Rutherford portò alla scoperta del nucleo atomico, sede della carica positiva (la divisione di questo in protoni e neutroni è successiva). Rutherford si servì della particella alfa da lui scoperta negli studi sulla Radioattività per indagare la struttura dell'atomo. Oggi noi sappiamo che le particelle alfa sono formate da due protoni e da due neutroni, in pratica un nucleo di elio a cui sono stati rimossi gli elettroni. Rutherford, quando utilizzò queste particelle, ignorava la loro composizione, ma se ne servì perché erano dotate di una grossa massa e di carica positiva e potevano essere considerate, quindi, un proiettile perfetto per colpire l'atomo. Come sorgente di particelle alfa utilizzò del polonio appena scoperto da Marie Curie. Lo racchiuse in una scatola di piombo con un foro dal quale potevano uscire le particelle con l'intento di bombardare l'atomo per trarre conclusioni sulla sua struttura. Come bersaglio utilizzò un sottilissimo foglio d'oro.

Ciò che Rutherford trovò fu che:

- (1) La maggior parte delle particelle passava attraverso l'atomo senza alcuna deviazione.
- (2) Alcune particelle subivano delle deviazioni.
- (3) Pochissime rimbalzavano all'indietro.

Questi risultati dimostravano che nell'atomo era presente qualcosa di positivo che deviava o faceva rimbalzare le particelle alfa positive. Rutherford chiamò questo centro positivo, nucleo. Dai calcoli risultava anche che il nucleo doveva essere molto più piccolo del raggio dell'intero atomo (orbita su cui l'elettrone ruota), quasi centomila volte più piccolo. Va, quindi, sottolineato che per la prima volta si evidenziò l'esistenza all'interno dell'atomo del vuoto. La

differenza che dai Greci in poi era stata considerata valida tra la materia, fatta di atomi, e il vuoto, in cui si muovevano gli atomi, viene parzialmente rimossa.

- A questi esperimenti si possono aggiungere gli esperimenti che portarono alla scoperta della radioattività che dimostravano che l'atomo si può dividere e che la trasmutazione degli alchimisti era teoricamente possibile.

La scoperta dell'atomo strutturato pose il problema di trovare un modello atomico che lo potesse descrivere. Sono importanti il modello di Thomson, quello di Rutherford (modello planetario) e, infine, quello di Bohr.

Problemi del modello atomico planetario: sua stabilità e proprietà costanti degli elementi. Il problema della stabilità del sistema nucleo più un elettrone che gli ruota intorno è difficile da far capire agli studenti perché presuppone la conoscenza di concetti come il campo magnetico che si genera da una carica in movimento; il problema della costanza delle proprietà degli elementi (e degli atomi che li compongono) è, invece, più facile da far capire. Tale problema viene fuori dal fatto che per i sistemi planetari le caratteristiche specifiche dell'orbita dei pianeti dipendono dalla storia del sistema, mentre gli elementi hanno le stesse caratteristiche indipendentemente dalla loro storia (dove sono stati estratti, o come sono stati ottenuti in laboratorio, per esempio).

Prima di prendere in esame il modello di Bohr è fondamentale introdurre il concetto di quanto d'energia. In ambito scolastico non è facile legare in modo facilmente comprensibile il quanto d'energia alla radiazione del corpo nero. La strada più chiara e comprensibile verso il concetto di quanto d'energia passa attraverso l'effetto fotoelettrico, in particolare grazie al lavoro sperimentale di Lenard (1902) e alla conseguente interpretazione teorica di Einstein.

- **Effetto fotoelettrico.** Si chiama effetto fotoelettrico il fenomeno che si ottiene quando, mandando luce contro la superficie di un metallo, si può generare una corrente elettrica. Dopo la scoperta dell'elettrone da parte di Thomson, il fenomeno venne attribuito all'emissione di elettroni, estratti dal metallo grazie all'energia fornita dalla radiazione elettromagnetica.

Gli aspetti più rilevanti di questo fenomeno si possono riassumere nei seguenti punti:

- (1) Esiste una frequenza di soglia della radiazione incidente al disotto della quale non si verifica nessuno effetto. Tale soglia dipende dal tipo di metallo.
- (2) Esiste un potenziale d'arresto al di sotto del quale nessun elettrone emesso genera una corrente elettrica. Il valore del potenziale di arresto è indipendente dall'intensità della radiazione incidente e cresce linearmente con la frequenza della radiazione incidente.
- (3) L'emissione dei fotoelettroni è istantanea.

La teoria classica della radiazione non può spiegare le caratteristiche principali di tale effetto perché, da un punto di vista classico, l'energia della radiazione dipende dall'intensità e non dalla frequenza della radiazione. Da un punto di vista temporale poi, si sarebbe dovuto attendere un tempo finito affinché l'elettrone avesse accumulata l'energia sufficiente a essere estratto dal metallo.

Per superare, almeno parzialmente, le difficoltà dell'atomo planetario, Bohr impose che le orbite circolari degli elettroni intorno al nucleo non fossero arbitrarie, come avviene in meccanica classica, ma fossero fissate e specifiche di ogni tipo di atomo. È questo il momento in cui si passa dall'atomo strutturato all'atomo quantistico ed è possibile introdurre un numero (numero quantico principale) che numera le orbite in funzione della distanza dell'elettrone dal nucleo (raggio dell'orbita) e che è collegato all'energia.

In questo modello abbiamo che:

- (1) Gli elettroni si muovono intorno al nucleo su orbite circolari fisse e quantizzate (dette “stati stazionari”), ossia dotate di energia definita. Nel caso dell'atomo d'idrogeno il raggio della prima orbita è $0.52 \cdot 10^{-10}$ m e sarà chiamato “raggio di Bohr”.
- (2) Gli elettroni non emettono né assorbono energia quando sono in un'orbita. In pratica, quando un elettrone si trova in uno stato stazionario non irradia energia. Questo postulato risolve il problema della stabilità atomica.
- (3) L'atomo può scambiare energia con l'esterno solo se un suo elettrone passa da un'orbita stazionaria a un'altra.

Quando gli arriva una radiazione elettromagnetica che contiene la giusta energia per il passaggio a un'altra orbita, l'elettrone assorbe istantaneamente tale energia e salta sull'orbita a maggiore energia. Questo elettrone, però, si viene ora a trovare in uno stato instabile e, quindi, dopo un po' di tempo torna nell'orbita di prima a più bassa energia ed emette la quantità di energia che aveva assorbito. Questi “salti” dell'elettrone prevedono un assorbimento e un'emissione di energia pari alla differenza di energia tra le due orbite e spiegano le linee degli spettri di assorbimento e di emissione degli atomi.

In questo modello atomico si stabilisce un legame tra la struttura dell'atomo e l'assorbimento/emissione della luce e, quindi, tra l'atomo e la spettroscopia atomica che diviene la tecnica sperimentale per indagare le caratteristiche atomiche.

Da un punto di vista didattico si possono utilizzare i filmati sull'esperienza di Frank-Hertz presenti in rete:

<https://www.youtube.com/watch?v=WegqW-iNhHk> (1^a parte)

<https://www.youtube.com/watch?v=vxeNTKKgN3I> (2^a parte)

<https://www.youtube.com/watch?v=YB3-2wU5kmQ> (3^a parte).

- L'esperimento di Frank e Hertz consisteva nello “sparare” elettroni di energia cinetica nota in una camera a vuoto contenente vapori di mercurio e nel misurare l'energia degli elettroni dopo che l'avevano attraversata. Quando l'energia iniziale degli elettroni era inferiore a una certa soglia, essa restava invariata dopo l'attraversamento. Quando, invece, era maggiore della soglia, essa subiva una diminuzione pari all'energia di soglia e contemporaneamente si osservava l'emissione di radiazione elettromagnetica. Ciò dimostrava che gli atomi di mercurio possono assorbire per urto soltanto una quantità fissa di energia. Il risultato s'interpreta ammettendo che l'urto, fra l'elettrone incidente e uno degli elettroni più esterni di un atomo, conduca a portare l'elettrone atomico da un livello di energia a uno di energia maggiore,

entrambi quantizzati come previsto dal modello di Bohr e che l'energia persa dall'elettrone incidente corrisponda a questo "salto" di energia dell'elettrone atomico. Quest'ultimo poi decade rapidamente, ritornando al suo livello energetico iniziale. Se la radiazione è sufficientemente energetica, si trova che tale processo di assorbimento si ripete più volte.

Dopo aver introdotto con il modello di Bohr il primo numero quantico, è possibile introdurre un secondo numero quantico ricordando che, come per il caso del sistema solare, nei sistemi per cui la forza varia con la distanza in funzione di $1/r^2$, l'orbita può essere sia circolare sia ellittica (modello atomico di Sommerfeld). Si può usare la similitudine con la Legge di Keplero per giustificare questo aspetto. La quantizzazione dei possibili piani dell'eclittica dell'orbita (evidenziabili solo in presenza di un campo magnetico che rimuove la simmetria sferica degli stati dell'atomo isolato) ci può fare introdurre un terzo numero quantico. I rapporti tra i differenti numeri quantici possono essere, se non dimostrati, almeno giustificati in questo approccio. Il quarto numero quantico può essere collegato con la rotazione dell'elettrone.

In questo schema abbiamo introdotto i tre numeri quantici, che poi andranno a definire l'orbitale quando nella Meccanica Quantistica Ondulatoria si passerà dall'orbita all'orbitale e un quarto numero quantico intrinseco all'elettrone, senza parlare della natura ondulatoria della materia. Una strada alternativa è quella che, dopo l'atomo di Bohr, si riprendano i concetti ondulatori classici (frequenza, lunghezza d'onda, onde stazionarie) e, dopo aver introdotto la doppia natura ondulatoria/corpuscolare della luce (tramite gli esperimenti di diffrazione) e della materia tramite l'equazione di De Broglie, si legano i numeri quantici alle onde stazionarie in un sistema monodimensionale (1° numero quantico), bidimensionale (2° numero quantico) e tridimensionale (3° numero quantico). Un problema dell'approccio ondulatorio è che non si riesce a spiegare la relazione tra i numeri quantici che, introdotti in questo modo, sarebbero tutti simili e dovrebbero variare tutti allo stesso modo.

Da un punto di vista didattico si può usare l'esperienza dell'interferenza di elettroni passanti da due fenditure e il filmato: "L'esperimento più bello" nella storia della fisica <http://1-esperimento-piu-bello-della-fisica.bo.imm.cnr.it/>), per mettere in evidenza la natura ondulatoria degli elettroni.

Sia che si sia seguito l'approccio corpuscolare sia quello ondulatorio, a questo punto va introdotto il concetto di orbitale e chiariti tutti i possibili fraintendimenti largamente presenti nei libri. Per fare ciò noi crediamo che vada fatto un cenno a un metodo generale utilizzato in fisica: definito un sistema, si studia il suo stato e come l'ambiente permette il passaggio da uno stato all'altro del sistema. Questo è vero per la Termodinamica, dove per un gas ideale si trova il suo stato, note le caratteristiche dell'ambiente (T , V), e l'equazione che ci consente di passare a un nuovo stato cambiando le condizioni ambientali (equazione di stato dei gas perfetti). È vero anche per la Meccanica Classica (MC), dove lo stato di una particella è definito dalla coppia di variabili posizione/velocità. In Meccanica Quantistica (MQ) non si può utilizzare questa stessa coppia di variabili per il principio di indeterminazione di Heisenberg e gli stati del sistema si ottengono dalla soluzione dell'equazione di Schrödinger. Nel caso semplice dell'atomo di idrogeno, questi stati si chiamano orbitali. Gli orbitali, quindi, sono gli stati elettronici del caso reale atomo d'idrogeno o del modello idrogenoide di un atomo polielettronico, dove ogni singolo elettrone interagisce solo con il nucleo atomico e si sono trascurate le interazioni tra gli elettroni (in modelli più sofisticati, SCF (Self Consistent Field), tali interazioni elettroniche possono essere considerate "mediamente" e reso il tutto iterativamente autoconsistente).

A differenza dagli stati della MC, gli stati quantistici (e, quindi, gli orbitali) non sono posizionabili nello spazio, occupando per definizione ognuno di essi tutto lo spazio. Questo, incidentalmente, chiude anche alla loro possibilità di “essere visti” sperimentalmente (e la presenza in letteratura, anche specialistica, di asserzioni opposte dimostra la confusione, anche in ambito specialistico, presente su questo concetto). Le proprietà del sistema (per esempio la densità di carica), invece, possono essere mostrate in grafico nello spazio tridimensionale ed evidenziate sperimentalmente. Da questi grafici e dalle trasformazioni matematiche (per esempio le coordinate polari) vengono fuori le “forme” degli orbitali presenti nei libri e le tante confusioni didattiche connesse. Definire, quindi, gli orbitali come “regioni di spazio” è scorretto e fuorviante. Anche la definizione degli orbitali in termini di “oggetto matematico” è sbagliata (si può segnalare l’articolo sull’argomento <https://link.springer.com/article/10.1007/s10698-017-9293-4>). Ovviamente, sia gli aspetti spaziali sia quelli matematici sono presenti nella trattazione quantistica dello stato dell’elettrone.

Dopo aver studiato l’atomo d’idrogeno, per gli atomi con più elettroni si può introdurre il modello a strati. Va precisato che tale modello è introdotto con l’utilizzo degli orbitali, cioè nell’approssimazione “idrogenoide”. Questo modello può essere giustificato con l’analisi delle variazioni delle energie di ionizzazione in funzione del numero atomico. Da un punto di vista didattico si può usare il filmato sulle energie di ionizzazione: <https://www.youtube.com/watch?v=azQSMhWco8Y>.

Nello studio quantistico dell’atomo, da un punto di vista didattico si pone il problema sia del dettaglio matematico da introdurre per arrivare al concetto di orbitale sia dei “derivati” concettuali del concetto di orbitale, come gli orbitali ibridi e quelli molecolari. Ovviamente, la possibilità di tali approfondimenti dipendono dal tipo di scuola in cui si insegna, ma anche dall’uso che poi se ne vuole fare di questo concetto. In alcuni casi è sufficiente fermarsi al livello qualitativo e evitare persino le “forme” degli orbitali (se non si devono usare in chimica organica/biologica). In ogni caso, se si sviluppa la parte grafica relativa agli orbitali, bisogna chiarire bene in significato delle superfici visualizzate nei libri e l’uso modellistico degli orbitali ibridi e molecolari.

Un uso sicuramente importante degli orbitali è quello connesso alla Tavola Periodica (TP). Gli orbitali consentono di separare la TP in 4 parti, legate ai differenti tipi di orbitali (*s*, *p*, *d*, *f*) e giustificare la dimensione di ogni parte (2, 6, 10, 14 elementi, rispettivamente). Le configurazioni elettroniche e le problematiche relative all’ordine di riempimento (anche concetti come “riempimento” richiamano l’idea di una “materializzazione” di tale concetto e vanno, quindi, chiariti) degli orbitali possono essere sviluppate in maniera differenti per differenti tipi di scuole.

L’atomo strutturato e quello quantistico permettono di vedere il legame chimico come una condivisione di una parte (alcuni elettroni) dei costituenti e superare il modello meccanico (asperità, nell’atomo antico e forza di Newton/Coulomb in quello moderno) del legame.

Come abbiamo visto, a lungo nell’Ottocento il concetto di molecola è stato confuso con quello di atomo. Da un punto di vista storico, va evidenziato che nella seconda metà del XIX secolo è venuto fuori il concetto di struttura molecolare e ha cambiato notevolmente la chimica (soprattutto organica) facendola passare da scienza di analisi di materiali (trovare i costituenti) a scienza di sintesi di nuovi materiali. Le problematiche generali connesse con la sintesi di materiali non presenti in natura e discorsi su “naturale” e “artificiale” possono allargare l’ambito della chimica.

Va evidenziato che solo una molecola formata da atomi strutturati (e quantistici) consente di capire la “novità” (nuova sostanza) che si genera in una reazione chimica. Come un composto si differenzia da un miscuglio, così una molecola va differenziata da un aggregato di atomi. Va chiarito che il concetto di struttura molecolare non è semplice disposizione spaziale degli atomi, ma “organizzazione” interna della molecola (comprensiva della disposizione spaziale). Va evidenziato che gli atomi in una molecola sono “differenti” da quelli isolati e/o in altre molecole. L'esempio di alcune molecole che contengono idrogeno (CH_4 , H_2O , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) e la differente acidità di questo atomo in tali molecole, può essere utile.

Il modello di Lewis con i puntini intorno all'atomo per completare le valenze è importante per razionalizzare la struttura molecolare quando non è semplice da vedere, ma ha le stesse difficoltà delle formule di risonanza. Va chiarito che le differenti strutture di una molecola (le due strutture del benzene, per esempio) non sono reali e il sistema non si trasforma da una forma all'altra con un conseguente equilibrio

La forma di una molecola è un concetto che ha un valore soprattutto in biochimica. L'approccio VSEPR può essere una possibilità didattica, ma vanno evidenziati i problemi più generali (atomi classici vs elettroni quantistici) presenti.

Alcune considerazioni generali di didattica su questi argomenti.

1. Innanzitutto sono pienamente condivisibili e attuali, queste indicazioni “didattiche” tratte da un articolo del prof. Mirone, relativamente all'argomento di cui si stiamo occupando: *“È evidente che una trattazione alla portata di studenti della scuola secondaria di secondo grado dovrà sacrificare ogni pretesa di «eleganza formale» (il che non significa necessariamente rinuncia al rigore scientifico) e, almeno nella maggior parte dei casi, rinunciare ad ottenere risultati quantitativi. Ciò a cui si deve mirare è una rappresentazione corretta, anche se soltanto qualitativa, del comportamento di oggetti di dimensioni atomiche.”*
2. Questo nucleo tematico è improponibile in un **primo biennio** della scuola secondaria di 2 grado. In un corso di chimica di base della scuola secondaria di secondo grado, è l'atomismo daltoniano la teoria più adatta per introdurre lo studente all'ineffabile mondo degli atomi, delle molecole, delle formule. Senza solide basi di fisica e un po' di matematica è impossibile accedere al livello quantistico dell'atomo. Senza queste basi non è possibile pensare di progettare un percorso volto all'acquisizione di **competenze** in questo ambito. Altra cosa è, invece, dedicare un po' di ore per dare alcune **informazioni** sulla complessità della struttura atomica.
3. Affrontare queste tematiche diventa invece indispensabile nel corso del terzo anno dell'indirizzo di Chimica degli Istituti Tecnico nonostante:
 - 1) La preparazione in matematica e fisica risulti complessivamente carente.
 - 2) Questo argomento veniva svolto in Chimica-Fisica, che, a seguito della diminuzione di ore che ha interessato la secondaria di secondo grado, non è più presente come disciplina autonoma. Nell'attuale ordinamento, la Chimica-Fisica viene inserita nell'ambito degli

insegnamenti di Analisi Chimica o di Chimica Organica con una significativa riduzione oraria e con il rischio che sia considerata *marginale* rispetto alla disciplina di riferimento (analisi/organica).

4. Diverso è il caso del Liceo Scientifico dove la chimica viene affrontata nel triennio conclusivo e, in particolare, nel Liceo Scientifico di indirizzo di Scienze Applicate, dove la Chimica è presente con un congruo numero di ore e con ragazzi sicuramente più motivati e con una preparazione in matematica e fisica più consistente (Fisica è presente in tutti i 5 anni, mentre nell'Istituto Tecnico solo nei primi 2). In queste scuole è importante il raccordo con l'insegnamento della Fisica.
5. Dal punto di vista didattico è fondamentale, soprattutto e a maggior ragione per un argomento di tale complessità, che non venga a mancare il "riferimento empirico", per cui è opportuno accompagnare costantemente le argomentazioni teoriche con quegli esperimenti che hanno caratterizzato questi concetti. Oltretutto, se viene a mancare l'ambito più concreto, ben difficilmente lo studente riuscirà a comprendere che "macro" e "micro" rappresentano due livelli di organizzazione e di descrizione della materia, che sono tra loro in relazione, ma non sono riducibili l'uno all'altro.
6. È interessante e utile proporre agli studenti, ad un certo punto del percorso (quando si giunge a introdurre il concetto di orbitale, prima di vederne l'applicazione in ambito chimico), questa riflessione di Heisenberg che, in modo conciso e comprensibile, chiarisce il senso di un modello e di un concetto come quello di orbitale e che, non dimentichiamolo, segna anche il passaggio da una conoscenza deterministica (fisica classica) a una probabilistica (fisica quantistica):

“Non è affatto sorprendente che il nostro linguaggio sia incapace di descrivere i processi che avvengono negli atomi, visto che ce lo siamo inventati per descrivere le esperienze della vita quotidiana e queste riguardano oggetti di grandi dimensioni. Per di più, è molto difficile modificare il nostro linguaggio in modo tale da renderlo adatto a descrivere i processi atomici, visto che le parole possono solo descrivere cose di cui possiamo formarci immagini mentali; e anche questa è una capacità che ci viene dall'esperienza quotidiana. Per fortuna la matematica non ha queste limitazioni ed è possibile inventare uno schema matematico – la teoria quantistica – che sembra del tutto adatto alla trattazione dei processi atomici; per quel che riguarda la visualizzazione, quindi, ci dobbiamo accontentare di due analogie incomplete – l'immagine ondulatoria e quella corpuscolare.”

Queste considerazioni didattiche sono l'orizzonte che deve guidare una proposta che sia, anche e soprattutto, *formativa* su questi argomenti affascinanti, ma difficili.

Società Chimica Italiana – Divisione di Didattica
X Scuola Ulderico Segre – Roma 5 – 8 settembre 2018

Gruppo di lavoro

Anna Caronia, Antonella Cavazza, Pinalysa Cosma, Michele A. Floriano, Elena Lenci

Miscele

Sviluppo storico dei concetti riguardanti il processo di soluzione

Lo studio del processo di solubilizzazione e la conseguente formazione di miscele omogenee è stato, nei secoli oggetto di numerose e scrupolose ricerche che hanno coinvolto le maggiori figure del panorama chimico e fisico internazionale.

Esempi selezionati di queste ricerche costituiscono importanti spunti per la realizzazione di situazioni problematiche in cui coinvolgere gli studenti nel caso si volesse adottare un approccio didattico di tipo storico epistemologico.

Una dettagliata rassegna (quella che oggi chiameremmo una review) degli studi a quella data è riportata in:

Paul Walden “LA NATURA DEL PROCESSO DI SOLUZIONE E LA FUNZIONE DEL MEZZO SOLVENTE” Rivista di Scienza - Vol. II Zanichelli – 1907.

Reperibile in: https://it.wikisource.org/wiki/Rivista_di_Scienza_-_Vol._II/La_natura_del_processo_di_soluzione_e_la_influenza_del_mezzo_solvente

In quel che segue viene riportato un riassunto sintetico di questo lavoro.

1600 P. Gassendi, sostenitore della teoria corpuscolare, il processo di solubilizzazione fenomeno meccanico: il soluto occupa gli spazi vuoti nel solvente. Teoria divulgata da N. Lémery nel 1675 in “Court de Chymie”

1700 I. Newton importanza attrazione delle particelle, maggiore attrazione soluto-solvente rispetto a soluto-soluto.

1732 H. Boerhave l’idea di Newton trova applicazione nei suoi studi “Elementa Chemiae” . Interazioni specifiche: concetto di affinità. Saturazione e fenomeni termici.

1855 D. Mendelejeff “Sui volumi specifici” combinazione tra solvente e la sostanza disciolta. 1865 “Sulla combinazione dello spirito di vino con l’acqua” Volumi non additivi.

1881 J. H. vant’hoff “Vedute intorno alla Chimica Organica” combinazioni molecolari e valenza.

1882 Fr. Raoult solventi indifferenti (non acquosi): determinazione dei pesi molecolari dei soluti.

1887 J. H. vant’Hoff e S. Arrhenius differenza nel comportamento di soluti in acqua e in solventi organici, pressione osmotica e dissociazione elettrolitica.

1890 G. L. Ciamician dissociazione elettrolitica principalmente in soluzione acquosa J.J. Thomson e W. Nerst relazione tra potere dissociante e costante dielettrica.

1862 “Recherches sur les affinités” M. Berthelot in collaborazione con L. Péan de St. Gilles, per primi riconobbero l’effetto del solvente sulla velocità di reazione.

1887 N. Menschutkin influenza del solvente sulla velocità di reazione.

Verifica delle conoscenze pregresse e delle conoscenze difformi

- Riepilogo comuni misconcezioni

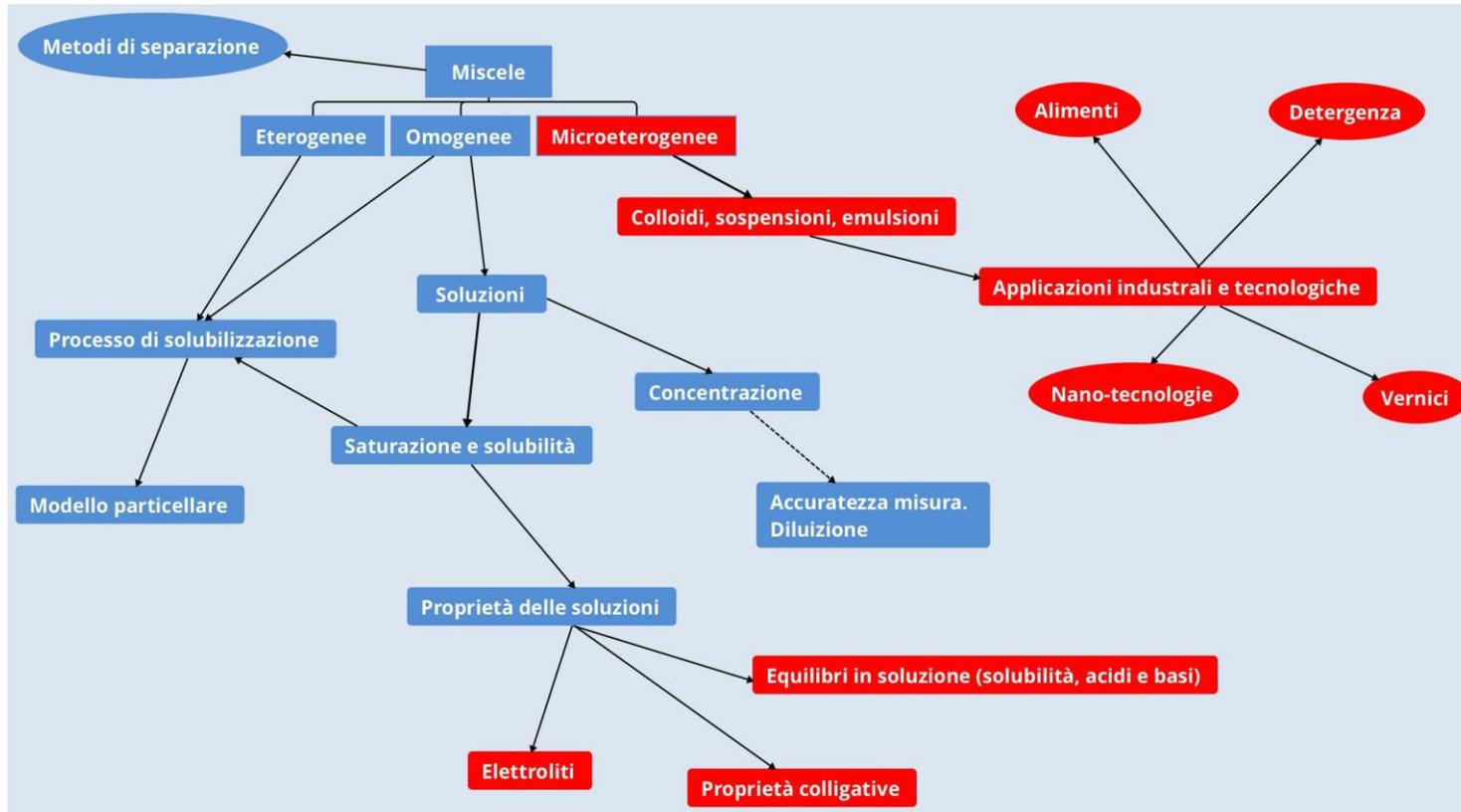
1. Gran parte degli studenti considera che per la formazione di una soluzione il soluto è il componente “attivo” nel processo di dissoluzione e il solvente ha solo un ruolo passivo. Pochi studenti chiamano in causa il ruolo attivo di interazione da parte del solvente (Abuzer Akgun, The Relation between Science Student Teachers' Misconceptions about Solution, Dissolution, Diffusion and their Attitudes toward Science with their Achievement - Education and Science 2009, Vol. 34, No 154 pag 26 - 36).
2. Il fenomeno di dissoluzione è considerato più che altro un processo fisico (simile allo scioglimento, inteso come “fusione”) e non chimico (Abuzer Akgun, 2009).
3. Molti pensano che la temperatura faciliti il processo di dissoluzione perché causa rottura dei legami chimici (Abuzer Akgun, 2009).
4. Una significativa percentuale di studenti pensa che aggiungendo ulteriore sale a una soluzione satura, la concentrazione aumenta ulteriormente e che si formi una soluzione soprassatura. Difficoltà nell'interpretazione dei diagrammi di fase (Stephen Krause and Amaneh Tasooji, AC 2007-413: Diagnosing Students' Misconceptions on Solubility and Saturation for Understanding of Phase Diagrams - American Society for Engineering Education, 2007)
5. Vari studenti credono che facendo evaporare una soluzione satura, la concentrazione della soluzione aumenti (Mulford, D., & Robinson, W. (2002). An inventory for alternate conceptions among first-semester general chemistry students. Journal of Chemical Education, 79(6), 739-744.)
6. Il termine soprassaturo viene interpretato come formazione di corpo di fondo dovuta al sale che non si riesce a sciogliere (Mulford and Robinson, 2002)
7. Difficoltà a interpretare concetti quali solvatazione o saturazione mediante il modello particellare (Iztok Devetak et al - Assessing 16-Year-Old Students' Understanding of Aqueous Solution at Submicroscopic Level - Res Sci Educ 2007)
8. Per molti studenti il concetto di concentrazione è stato acquisito in maniera errata e si ha difficoltà a rappresentare con schemi in maniera proporzionale la distribuzione di un certo numero di particelle in un volume di liquido (ad esempio se si chiede di rappresentare due soluzioni di cui una ha concentrazione pari a un terzo della prima) (Iztok Devetak et al - Assessing 16-Year-Old Students' Understanding of Aqueous Solution at Submicroscopic Level - Res Sci Educ 2007)

Percorsi didattici

Prerequisiti: Sostanza. Stati di aggregazione. Passaggi di stato. Fase. Aspetti macroscopici e interpretazioni secondo il modello particellare. **Legame chimico, Interazioni intermolecolari (solo per il percorso avanzato).**

A seguire si riporta uno schema che riassume la sequenza suggerita. In blu le sezioni che fanno parte di un percorso introduttivo ed in rosso argomenti più specifici che possono essere sviluppati a un livello più avanzato

SCHEMA DEL PERCORSO



In rosso la parte riservata al percorso avanzato

Commenti e spunti didattici

PROPOSTA DI PERCORSI DIDATTICI DEL MODULO “SOLUZIONI”

Le seguenti indicazioni per l’elaborazione di questo percorso didattico sono strutturate sulla base dell’approccio suggerito dal rapporto Rocard e della letteratura specifica sulla “didattica per problemi” che promuovono una metodologia didattica che si è dimostrata essere efficace, e che è basata sul proporre situazioni problematiche agli studenti in modo da stimolare il loro interesse e la loro capacità di elaborare soluzioni che conducano a possibili risposte.

Le ipotesi avanzate dagli studenti durante la discussione possono essere verificate dagli stessi attraverso attività sperimentali in laboratorio. Agli studenti, divisi in gruppi, viene chiesto di osservare i fenomeni, riportare i dati ottenuti e proporre una interpretazione. Il docente guida la discussione fornendo gli elementi utili ad indirizzare gli studenti verso il raggiungimento dell’obiettivo finale (ad esempio l’acquisizione di una definizione, o la spiegazione di un fenomeno).

Di seguito sono riportati alcuni esempi:

1. Obiettivo: Far acquisire agli studenti la definizione di “soluzione”

Agli studenti viene posta la seguente problematica: “cosa ottengo se metto insieme due sostanze?”

Attività in laboratorio: versare in un recipiente contenente acqua un cucchiaino di sale, e in un altro un cucchiaino di sabbia.

Osservazione dei fenomeni che avvengono e commenti.

Il docente guida la discussione in modo da evidenziare che le miscele ottenute possono essere eterogenee (si nota la presenza di due diverse fasi) oppure omogenee (non distinguo il materiale solido dal liquido). Pertanto si nota una notevole differenza tra quella che viene definita una “soluzione” (sale in acqua) e una “miscela eterogenea” (sabbia in acqua).

Punto di arrivo: lo studente acquisisce la definizione di “soluzione” come miscela omogenea, in cui non è possibile distinguere il soluto dal solvente.

2. Obiettivo: Far comprendere che il soluto è presente nella soluzione anche se non è distinguibile, e può essere recuperato. Ciò allo scopo di fronteggiare una delle comuni misconcezioni in base alla quale il soluto “scompare”, o che il fenomeno di dissoluzione è considerato più che altro un processo fisico simile allo scioglimento, inteso come “fusione” e non chimico (Abuzer Akgun, 2009).

Agli studenti viene posta la seguente problematica: “che fine fa il soluto quando ottengo una soluzione?”

Attività in laboratorio:

- a) Si mescolano quantità pesate di soluto (es. cloruro di sodio, solfato di rame, permanganato di potassio) e di solvente (es. acqua) e si verifica che la soluzione ottenuta ha peso pari alla somma dei pesi dei due componenti.

Si chiede agli studenti di confrontare alcune proprietà della soluzione con quelle del solvente puro. Il docente guida la discussione in modo da evidenziare che la soluzione ha assunto proprietà diverse da quelle del solvente: colore, sapore (solo per il cloruro di sodio), volume incrementato o ridotto. Nei corsi più avanzati si può fare anche riferimento alle proprietà colligative.

b) Si collega a un rotavapor un pallone contenente la soluzione o si pone il becher su una piastra riscaldante, e si mostra che è possibile recuperare il soluto in forma solida mediante evaporazione del solvente. Ciò dimostra che il sale non è scomparso, né si è “liquefatto”.

Punto di arrivo: il soluto non “scompare” ma è presente e conferisce alla soluzione proprietà nuove. Esistono diverse tecniche di separazione quali l’evaporazione che permettono di recuperare il soluto.

3. Obiettivo: Far comprendere che quando si miscelano due sostanze, sebbene le masse siano additive i volumi non sono sempre additivi. La presenza di spazi intermolecolari comporta che molecole piccole possono insinuarsi.

Attività in laboratorio:

a) si pesano volumi noti di acqua e alcool e si versano in un recipiente graduato uguali volumi di acqua+acqua, acqua+alcool, alcool +alcool. Si pesano i tre sistemi ottenuti e se ne misura il volume.

Si osserva che i pesi sono sempre additivi, ma il volume non lo è in tutti i casi, e precisamente:

Acqua + acqua \Rightarrow volumi additivi

Acqua + alcool \Rightarrow volumi non additivi

Alcool + alcool \Rightarrow volumi additivi

b) In un barattolo contenente alcuni sassolini, viene aggiunta della sabbia e si fa notare che i granelli piccoli vanno ad occupare gli spazi liberi tra i sassolini. Il volume finale ottenuto dai componenti mescolati è minore rispetto alla somma dei volumi dei componenti separati.

Il docente guida la discussione evidenziando che sostanze diverse sono costituite da particelle diverse, ad esempio per dimensione. In tal caso particelle più piccole possono essere paragonate ai granelli di sabbia che si sistemano negli spazi liberi tra particelle più “ingombranti”.

Punto di arrivo: legge di additività delle masse; i volumi non sono sempre additivi in quanto possono esserci spazi intermolecolari in cui si distribuiscono molecole più piccole.

4. Obiettivo: spiegare il meccanismo di solvatazione sottolineando il ruolo delle interazioni tra le particelle, al fine di evitare la comune misconcezione secondo cui il soluto è il componente “attivo” nel processo di dissoluzione e il solvente ha solo un ruolo passivo (Akgun, 2009: pochi studenti chiamano in causa il ruolo attivo di interazione da parte del solvente).

Attività con gli studenti: proiezione di filmato da web con animazione riguardo al meccanismo di solvatazione (granello di NaCl in acqua).

Il docente sottolinea il ruolo attivo delle particelle dell'acqua nell'interagire con gli ioni che costituiscono il sale focalizzando l'attenzione sul fatto che affinché avvenga il processo di dissoluzione l'attrazione tra ioni dell'acqua e ioni del sale deve vincere la forza di attrazione tra Na^+ e Cl^- . Il sale rimane in soluzione perché gli ioni vengono “nascosti” (effetto di schermaggio delle cariche da parte dell'acqua) e non si attraggono per ricombinarsi.

5. Obiettivo: spiegare il motivo per cui non tutte le sostanze si sciolgono in acqua.

Il docente evidenzia che c'è sempre interazione di tipo attrattivo tra qualsiasi tipo di particella messa a contatto con un'altra. L'entità di tali interazioni dipende dalla “affinità” di una particella con un'altra dello stesso tipo o con una di tipo diverso.

Questo concetto può essere illustrato con opportuni disegni o animazioni in cui particelle per esempio rosse e blu si disperdono tra loro.

In tal caso si ottiene una “soluzione”:

blu-rosso \geq blu-blu e rosso-rosso \rightarrow ottengo una soluzione

Analogamente una immagine di palline gialle e blu distribuite in maniera non omogenea implica:

attrazione giallo-giallo o blu-blu $>$ blu-giallo \rightarrow ottengo una miscela eterogenea.

Alla base di tutto c'è l'Energia del sistema. Per capire se si forma una soluzione bisogna considerare il livello di energia:

Si forma una soluzione se $E_{\text{miscela}} \leq E_{\text{componenti separati}}$

Non si forma una soluzione se $E_{\text{miscela}} > E_{\text{componenti separati}}$

L'interazione tra le particelle è sempre attrattiva. Le differenze si possono spiegare con il concetto di “affinità”. **NB in un eventuale percorso avanzato si può anche fare riferimento alla variazione di entropia che favorisce sempre la solubilizzazione.**

6. Obiettivo: valutare i meccanismi alla base del fenomeno per cui non tutti i liquidi si miscelano in maniera omogenea.

Attività di laboratorio: aggiungere qualche goccia di acqua in olio e osservare il fenomeno. Aggiungere qualche goccia di acqua in alcool e osservare il fenomeno. Valutare le differenze osservate e provare a spiegare i motivi alla base delle differenze facendo riferimento a discusso al punto precedente.

Il docente guida gli studenti in una possibile rappresentazione delle particelle coinvolte nel fenomeno. Le particelle di acqua, olio e alcool possono essere rappresentate con forme (tonda, spigolosa, triangolare) o colori diversi. Quelle che presentano caratteristiche simili come tipo, forma o colore si avvicinano le une alle altre e si disperdono le une nelle altre, mentre al contrario, quelle di forma o colore diverso si respingono e restano separate.

Punto di arrivo: Lo studente acquisisce il concetto di idrofilicità e idrofobicità (esempio: tessuti impermeabili e non). Il docente introduce la definizione “il simile scioglie il simile”.

7. Obiettivo: analizzare l'impiego di diversa vetreria per preparare una soluzione a concentrazione nota.

Il docente spiega la procedura per la preparazione di una soluzione elencando le varie fasi e specificando che dopo aver pesato il soluto e aggiunto il solvente è necessario “portare a volume” per ottenere un volume noto di soluzione.

Viene posta agli studenti la seguente problematica: quale recipiente tra quelli a disposizione in un laboratorio è più adatto per preparare una soluzione a concentrazione nota in modo accurato?

Attività di laboratorio: agli studenti viene chiesto di preparare soluzioni della stessa concentrazione utilizzando contenitori diversi ma di uguale capacità (ad esempio 100 mL): becher, matraccio, cilindro graduato. Successivamente si chiede di aggiungere un mL di solvente, simulando un possibile errore nel portare a volume. A questo punto si chiede di valutare con quale recipiente è possibile notare maggiormente la variazione di volume e perché.

Punto di arrivo: recipienti con diametro minore (matraccio) consentono di evidenziare l'errore in maniera più netta e quindi sono da preferire.

8. Obiettivo: far recepire agli studenti il concetto di “diluizione” in maniera tale da chiarire che aggiungendo del solvente a un'aliquota di soluzione la quantità di soluto dopo la diluizione rimane invariata ma, essendo aumentato il volume, la concentrazione è diminuita.

Attività di laboratorio: agli studenti viene chiesto di prelevare aliquote uguali (ad es. 10 mL) di una soluzione “madre” (preparata al punto precedente) e di trasferirle in contenitori di capacità diversa (da 50 a 1000 mL).

Dopo avere portato a volume si invitano gli studenti a disegnare la rappresentazione submicroscopica delle nuove soluzioni. Si chiede, inoltre di specificare quale sarà il valore finale della concentrazione.

Punto di arrivo: il numero di particelle trasferite è lo stesso in tutti i contenitori, ma la concentrazione finale è diversa. E' possibile calcolare il valore delle concentrazioni con una semplice proporzione (la concentrazione va espressa come rapporto di due valori).

9. Obiettivo: introdurre il concetto di “solubilità” intesa come quantità massima di soluto che può essere disciolto in una certa quantità di solvente.

Attività di laboratorio: agli studenti viene chiesto di pesare una certa quantità di sale e aggiungerne aliquote successive ad una quantità nota di acqua. Si osserva che è possibile solubilizzare solo una porzione del sale disponibile, ulteriori (piccole) aggiunte danno luogo al “corpo di fondo”. Per pesata del sale rimasto si può determinare la quantità di sale che è stato possibile solubilizzare. (NB una determinazione più accurata della quantità di sale presente nella soluzione satura può essere effettuata filtrando la soluzione per separare il corpo di fondo e facendo evaporare il solvente ponendo il becher su una piastra riscaldante. Una semplice pesata permetterà di determinare la quantità di sale che era disciolta.)

Il docente stimola gli studenti a proporre una spiegazione del fenomeno, guidando la discussione sul ruolo del solvente nello schermare gli ioni e tenerli in soluzione (vedi punto n.

4). Questa azione schermante si riduce notevolmente se le molecole del sale superano un certo valore limite, che corrisponde a quello di “saturazione”.

L’esperienza viene ripetuta con un sale diverso, e anche a temperatura diversa, in maniera da evidenziare che il valore limite di concentrazione a cui si raggiunge la saturazione dipende dal tipo di soluto e anche dalla temperatura.

Punto di arrivo: aggiungendo progressivamente del soluto a una soluzione si raggiunge un valore di concentrazione “limite”, oltre il quale l’aggiunta di ulteriore soluto provoca la comparsa di un corpo di fondo.

In un percorso didattico più avanzato si può mettere in evidenza che in presenza del corpo di fondo si instaura un equilibrio fra il sale solubilizzato e quello precipitato. Tale discussione va inquadrata in un discorso più generale sull’equilibrio chimico, da cui scaturiscono anche gli equilibri acido-base e quelli di reazione. Questa parte del percorso non è stata sviluppata in questa sede.

Agli studenti, infine, vengono posti dei quesiti con l’obiettivo di stimolare una discussione che possa contribuire a evitare alcune comuni misconcezioni. Ad esempio: una volta raggiunto il valore di saturazione, la concentrazione della soluzione rimane costante anche se si aggiunge ulteriore sale? Perché? Cosa succede se facciamo evaporare una parte del solvente di una soluzione satura? E se aggiungiamo altro solvente?

Colloidi, sospensioni, emulsioni

Introduzione

L'approccio scelto vede la didattica laboratoriale come perno fondamentale dell'attività, attraverso strategie didattiche tipo problem solving e cooperative learning, a partire dal fenomeno osservato e dai dati sperimentali acquisiti in laboratorio.

Il percorso su "Colloidi, sospensioni, emulsioni" è un approfondimento del percorso più ampio sulle miscele, pertanto è necessario fare riferimento allo schema che riassume la sequenza del percorso didattico, ricollegandosi all'attività di laboratorio proposta per le miscele.

Per cominciare si pongono agli studenti alcune domande stimolo e le ipotesi formulate dagli studenti durante la discussione potranno essere verificate in laboratorio attraverso attività sperimentali. Gli studenti, divisi in gruppi, osservano i fenomeni e raccolgono dati proponendo un'interpretazione del fenomeno. Durante tutte le fasi dell'attività il ruolo del docente sarà quello di guidare i ragazzi nella discussione al fine di raggiungere l'obiettivo finale di comprendere e definire il fenomeno acquisendo, ad esempio, anche il lessico giusto.

1. Differenza tra soluzione e sospensione.

A questo scopo l'attività di approfondimento proposta deve necessariamente partire dal punto 1 del percorso sulle miscele, spingendo la discussione-stimolo verso il ruolo delle dimensioni del "soluto".

Attività 1 - Metto insieme due sostanze: cosa ottengo? Miscuglio (eterogeneo) o soluzione (omogeneo)?

Esempio: sale; peperoncino in polvere; amido; gesso, olio, bicarbonato: ne metto un cucchiaino in acqua. Osservazione dei fenomeni che avvengono e commenti.

Punto di arrivo:

- a) se ho una sospensione distinguo soluto da solvente.
- b) ruolo delle dimensioni: dispersioni colloidali \Rightarrow particelle di diametro tra 1 nm e 0,5 μm , dispersioni grossolane \Rightarrow particelle di diametro maggiore di 0,5 μm .
- c) tipologia di sistemi eterogenei (fase del soluto)

2. Concetto di colloide e sospensione colloidale

Si prede spunto dalle considerazioni sul ruolo e sul comportamento delle sospensioni al variare delle dimensioni e dello stato fisico del "soluto" per introdurre il concetto di colloide e sospensione colloidale.

Attività 2 - Caratterizzare e differenziare le sospensioni dalle dispersioni colloidali sfruttando l'effetto Tyndall.

Si preparano diversi sistemi:

- a) gelatina in acqua (foglio di colla di pesce ammorbidito in acqua)
- b) acqua gassata (gas in un liquido)
- c) olio in acqua (dopo agitazione vigorosa)

- d) amido in acqua (dopo agitazione)
- e) latte

Si utilizza un puntatore-laser per evidenziare l'effetto Tyndall. Nel range di dimensioni $1\text{ nm} \div 0,5\ \mu\text{m}$, le particelle non si depositeranno e l'effetto Tyndall sarà evidente. Nelle soluzioni (particelle di dimensioni inferiori al nm) tale effetto non si verificherà. Nelle sospensioni (dimensioni $> 1000\text{ nm}$) sarà possibile ancora osservare l'effetto Tyndall, ma le particelle, diversamente da soluzioni e colloidali, tenderanno dopo un certo tempo a depositarsi sul fondo.

A questo punto si prova a far interpretare il sistema con il modello particellare: dispersioni grossolane/sospensioni, dispersioni colloidali paragonandole alle soluzioni.

3. Le emulsioni come approfondimento delle sospensioni colloidali.

Si può approfondire il concetto di sospensione colloidale introducendo quello di emulsione attraverso varie attività di laboratorio inserite nel contesto quotidiano, coinvolgendo il "vissuto" degli studenti.

Si parte con una discussione su alcune caratteristiche delle sospensioni.

a) Stabilità delle sospensioni. Si possono proporre alcune domande stimolo riguardo la stabilità delle sospensioni:

- 1) Una sospensione è stabile?
- 2) Posso stabilizzare una sospensione?
- 3) Come?
- 4) Avete mai sentito parlare di surfattanti?
- 5) Che cosa pensate che sia un'emulsione?
- 6) Proviamo a definire le emulsioni ed a classificarle (W/O od O/W) sulla base della fase dispersa e del mezzo disperdente.
- 7) Cerchiamo esempi familiari di emulsioni (cibi, detergenti, vernici,...)

b) In laboratorio, si preparano alcuni sistemi, per esempio acqua+olio, aceto+olio, a cui si aggiungono alcuni sistemi individuati al punto (6) della discussione (es. burro, margarina, maionese, salsa barbecue, vinaigrette)

Attività 3. Classificazione dell'emulsione

- a) mediante uso di sensori colorimetrici: W/O si distingue utilizzando un colorante idrofobo (per es. Sudan III, che si solubilizza nella fase oil disperdente), mentre le emulsioni O/W si coloreranno con un colorante idrofilo (blu di metilene) che si solubilizza solo nella fase acquosa disperdente.
- b) Esperimento della carta da filtro: una goccia dell'emulsione O/W produce immediatamente un'area ampia e umida, mentre una goccia di W/O emulsione non lo farà.

Attività 4. Stabilità di un'emulsione:

- a) Per le emulsioni acqua/olio, la tipologia di emulsione dipende molto dall'agente emulsionante/surfattante, meno dal processo utilizzato per preparare l'emulsione e dalle proporzioni di olio e acqua presenti. In generale, emulsioni O/W si ottengono usando agenti emulsionanti più solubili in acqua che in fase oleosa, mentre le emulsioni W/O sono prodotte da agenti emulsionanti più solubili in olio che in acqua.
- b) Si può proporre un esperimento utilizzando acqua + olio (di soia, di oliva, di girasole...) in presenza di un elettrolita (NaCl), un detergente per le stoviglie, lecitina di soia, uova fresche, mostarda.

Valutando il tempo di smiscolamento in assenza ed in presenza di quantità pesate dei vari additivi proposti. Osservazione del fenomeno e commento, analisi dei risultati. Valutazione del ruolo dell'agente emulsionante.

- c) A questo punto si possono approfondire alcuni aspetti che riguardano la fase (solida, liquida, gassosa) della sostanza dispersa rispetto al mezzo disperdente, attraverso alcuni esempi di emulsioni alimentari e non.

Si pongono gli studenti di fronte ad una prova finale che potrebbe riguardare, per esempio, come ottenere un buon cappuccino oppure una buona maionese.

Un ulteriore approfondimento potrebbe essere sulla chimica dei colloidi nelle nanotecnologie, mediante la realizzazione di una sintesi di oro o argento nanostrutturati a partire da reagenti semplici (tipo estratti del the e AgNO_3).

Proprietà Colligative

Introduzione

Questo modulo didattico, che si inserisce all'interno del più ampio percorso didattico dedicato alle miscele, è strutturato su un approccio di tipo laboratoriale. Sfruttando strategie didattiche come il problem solving e il cooperative learning, gli studenti vengono guidati in modo da poter apprendere i concetti legati alle proprietà colligative delle soluzioni (innalzamento ebullioscopico, abbassamento crioscopico e osmosi) attraverso la loro osservazione sperimentale. In particolare, nella prima parte, una esperienza di laboratorio permetterà, di definire in modo operativo, la legge dell'innalzamento ebullioscopico, a partire dal fenomeno osservato e dai dati sperimentali acquisiti in laboratorio.

Le altre due principali proprietà colligative (abbassamento crioscopico e pressione osmotica) verranno affrontate in seguito, attraverso una didattica più tradizionale, pur sempre sfruttando curiosità e spunti derivanti dalla vita di tutti i giorni. Questo percorso si rivolge a studenti che abbiano già acquisito non solo concetti come soluzione, concentrazione, passaggi di stato, ma anche che siano in grado di costruire una retta e di estrapolarne il coefficiente angolare.

1° parte: innalzamento ebullioscopico

In questa attività, gli studenti verranno stimolati ad affrontare l'argomento dell'innalzamento ebullioscopico, partendo da una semplice domanda: "Per preparare un piatto di pasta, è meglio aggiungere il sale prima o dopo che l'acqua inizi a bollire?" E' conoscenza comune infatti che l'aggiunta del sale ad una pentola di acqua bollente ne arresta l'ebollizione. Questo semplice quesito, funzionando da anticipatore, è in grado di attivare e stimolare le preconoscenze, rendendo così più efficace e coinvolgente l'intervento didattico, in quanto utile per rispondere a un problema di tipo comune.

A partire da questo problema, gli studenti verranno guidati nella progettazione di un esperimento per verificare che l'aggiunta di un soluto influenza la temperatura di ebollizione della soluzione e che tale effetto dipende dalla quantità di sale aggiunto. Si chiederà agli studenti quali variabili penserebbero di misurare e come potrebbero rappresentare i dati ottenuti. L'esperimento verrà poi impostato suddividendo la classe in gruppi eterogenei di 3-4 persone affidando a ciascuno di essi la responsabilità di studiare un composto diverso (glucosio, fruttosio, NaCl, KI, CaCl₂, MgCl₂). Gli studenti dovranno quindi preparare le soluzioni a diverse concentrazioni, misurarne la temperatura di ebollizione e costruire una retta mettendo in grafico i valori di ΔT (differenza della temperatura di ebollizione della soluzione e quella dell'acqua) misurati in funzione della concentrazione molale. In questo modo dal lavoro di tutti i gruppi si arriverà a una prima generalizzazione riguardo alla proporzionalità tra ΔT_{eb} e molalità. Infine, scrivendo alla lavagna tutte le costanti di proporzionalità individuate dai vari gruppi, gli studenti noteranno come queste si possano relazionare con il numero di particelle liberate nel processo di dissoluzione, arrivando a una seconda generalizzazione per cui il ΔT_{eb} è proporzionale al numero di particelle (ovvero ad i , coefficiente di Van't Hoff). Alla fine di tutto questo lavoro si arriverà alla definizione operativa del fenomeno osservato e alla formulazione della legge ($\Delta T_{eb} = K_{eb} \cdot m \cdot i$) che sarà così recepita in modo più efficace dagli studenti, in quanto il gap tra esperienza e astrazione viene colmato dall'attività di laboratorio e dai processi cognitivi di tipo deduttivo compiuti dagli studenti stessi.

2° parte: abbassamento crioscopico

Una volta studiato il fenomeno dell'innalzamento ebullioscopico in modo operativo e macroscopico, si può passare al livello microscopico andando a investigare in dettaglio il comportamento delle particelle e delle interazioni soluto-solvente che incidono sulle proprietà fisiche delle soluzioni. Il fenomeno dell'innalzamento ebullioscopico verrà contestualizzato, inserendolo all'interno delle 3 proprietà colligative, così come vennero definite dal chimico Ostwald nel 1881, spiegando come il termine latino *co-ligate* ovvero legate insieme, indica che queste proprietà dipendono proprio dalle strette interazioni tra soluto e solvente.

L'abbassamento crioscopico verrà poi introdotto come proprietà analoga all'innalzamento ebullioscopico, ma legata al punto di congelamento di un solvente. Sempre facendo collegamenti con la realtà e la vita di tutti i giorni, si può far osservare agli studenti come il fenomeno dell'abbassamento crioscopico venga sfruttato quando si sparge il sale sulle strade per evitare la formazione di uno strato ghiacciato oppure quando si aggiunge nel radiatore delle auto il liquido antigelo per evitare che l'acqua del sistema di raffreddamento congeli se la temperatura dell'ambiente si abbassa eccessivamente. L'abbassamento crioscopico è anche il fenomeno responsabile della consistenza morbida del gelato: l'aggiunta dello zucchero nelle miscele di preparazione del gelato è quello che ne conferisce la caratteristica resistenza al congelamento che lo distingue dalla consistenza dura e granulosa dei sorbetti contenenti solamente acqua e frutta.

3° parte: l'osmosi nelle patate

L'ultima parte di questo percorso è dedicata all'osmosi. Per far apprezzare agli studenti quanto il fenomeno dell'osmosi sia diffuso in natura, è possibile sfruttare semplici esperimenti che utilizzano le patate. Ad esempio, se si mette del sale in una cavità scavata all'interno di una patata, dopo qualche decina di minuti si noterà che il sale comincia a inumidirsi e dopo qualche ora si sarà coperto d'acqua. Gli studenti potranno così verificare che l'acqua all'interno delle patate è uscita per cercare di ristabilire l'equilibrio, dato che la concentrazione di sale all'esterno è enormemente più grande di quella interna alle cellule. Per apprezzare il fenomeno in modo più quantitativo, si possono anche tagliare delle patate a cubetti, pesarli e immergerli in bicchieri riempiti di acqua distillata, acqua di rubinetto o acqua molto salata. Dopo qualche ora se si estraggono i pezzetti di patate e si pesano, si può constatare che il pezzo immerso in acqua distillata è aumentato di peso e di volume mentre quello immerso in acqua salata ha avuto l'effetto opposto.

Questi semplici esperimenti permettono di introdurre in modo più efficace l'argomento dell'osmosi e dell'osmosi inversa, e possono essere collegati a molti esempi di vita quotidiana, come l'importanza di preparare le flebo in soluzione fisiologica, i depuratori d'acqua di rubinetto ad uso domestico e i processi industriali di disidratazione di frutta e verdura per la preparazione di succhi e concentrati.

Conclusioni

Per concludere questo percorso si può inoltre far osservare agli studenti come alcuni problemi collegati alle proprietà colligative non siano ancora stati del tutto risolti. Tra questi, un caso molto interessante è quello dell'Effetto Mpemba, lo strano fenomeno per cui un bicchiere d'acqua calda congela prima di un bicchiere d'acqua a temperatura ambiente. Questo strano effetto, scoperto casualmente negli anni 70 da uno studente della Tanzania, ma già descritto nel IV secolo a.C. da Aristotele, è stato studiato da un gran numero di scienziati, tanto che la Royal Society of Chemistry nel 2013 ha indetto un premio di 1000 sterline per chi fosse in grado di spiegarlo. Una delle possibili spiegazioni è collegata all'effetto dell'abbassamento crioscopico, nonché a processi fisici di dispersione e trasferimento di calore legati alla quantità di CO₂ disciolta. Tuttavia, questo problema, restando ad oggi non completamente risolto, rappresenta solo uno dei tanti spunti per far capire agli studenti quanto ancora la ricerca scientifica sia importante per darci risposte, anche su argomenti come le soluzioni e le proprietà colligative.

Società Chimica Italiana – Divisione di Didattica
X Scuola Ulderico Segre – Roma 5 – 8 settembre 2018

Gruppo di lavoro

Paola Ambrogi, Claudia Andreini, Gustavo Avitabile, Marcello Crucianelli,
Maria Funicello, Marina Gobbo, Sergio Stoccoro, Teresa Ting
Margherita Venturi

LE REAZIONI CHIMICHE

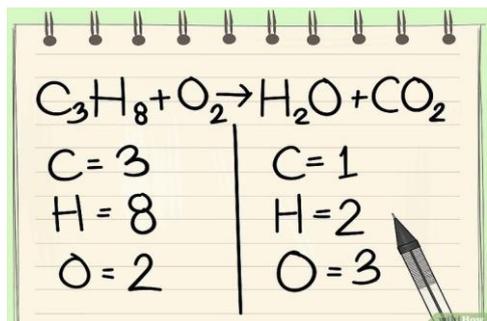
LE REAZIONI CHIMICHE: ipotesi di un percorso didattico

La trasformazione di una o più specie chimiche in altre specie è detta reazione chimica ed è proprio in questo che una reazione chimica si differenzia da un processo fisico: in questa trasformazione infatti gli atomi presenti nelle specie di partenza, reagenti, si riordinano, cioè si legano fra loro in maniera diversa, in modo da formare nuove specie, prodotti. Le reazioni chimiche, oltre ad essere processi che si possono realizzare in laboratorio, sono soprattutto eventi che si verificano continuamente attorno a noi ed in noi. Il ferro che arrugginisce, la lievitazione del pane, il vino che si trasforma in aceto sono esempi di reazioni chimiche della vita di tutti i giorni, ma anche il concepimento, la nascita e la stessa morte sono il risultato di una complessa sequenza di reazioni chimiche. Gli atomi e le molecole di cui siamo fatti si scambiano continuamente con quelli dell'ambiente che ci circonda attraverso reazioni chimiche. Ogni giorno, respirando, mangiando e bevendo, assumiamo dall'ambiente miliardi di miliardi di atomi e più o meno altrettanti ne rigettiamo nell'ambiente sudando, espirando, eliminando rifiuti. Sarà poco poetico, ma ogni nostro respiro cattura e rimette in circolo miliardi e miliardi di atomi già riciclati nelle ultime settimane dal respiro di altri viventi. Tutto in noi viene continuamente rinnovato, attingendo alla materia e all'energia dell'ambiente che ci circonda. La nostra pelle si rinnova ogni mese, il nostro fegato ogni sei settimane. Ogni anno il 98% del nostro corpo si rinnova. Possiamo dire che, nel mondo conosciuto, noi siamo i più "riciclati". Persino i nostri ricordi, che sono particolari strutture del cervello, vengono continuamente smontati e rimontati da questo ricambio atomico e molecolare.

Introduzione storica. Le trasformazioni chimiche rappresentano il primo approccio, anche se inconsapevole, dell'uomo con la Chimica; già l'uomo preistorico sapeva usare le reazioni di combustione (il fuoco) per ottenere processi utili, quali la cottura dei cibi e l'estrazione dei metalli, sapeva sfruttare le risorse naturali per produrre le terrecotte e i primi materiali da costruzione. Fra i popoli antichi sicuramente sono da menzionare gli Egizi, che furono maestri nel preparare creme, profumi, medicinali e pigmenti e nell'utilizzare processi chimici complicatissimi, anche senza averne la consapevolezza, per mummificare i cadaveri. I greci, già a partire dal 500-600 avanti Cristo, cominciarono ad interrogarsi sul significato di trasformazione della materia, per non parlare poi di tutta l'attività degli alchimisti impegnati nel vano tentativo di trasmutare i metalli vili in oro. Questo

lavoro, però, non fu inutile perché agli alchimisti va riconosciuto il pregio di aver scoperto processi (ad esempio la preparazione degli acidi inorganici), creato strumenti e messo a punto tecniche di laboratorio che sono state di fondamentale importanza per la nascita della Chimica moderna. Siamo fra il XVII e XIX secolo e sicuramente Boyle, Lavoisier, Dalton, Berzelius, Priestley, Gay-Lussac, Mendeleev e Cannizzaro sono i nomi che dominano la scena: le tensioni e il travaglio, per liberarsi di vecchie concezioni, sono fortissimi, ma le esperienze si moltiplicano, i risultati si accumulano e le conoscenze si espandono. Tutto ciò ha permesso di arrivare all'attuale interpretazione atomico-molecolare, termodinamica e cinetica delle reazioni chimiche.

L'equazione chimica. Le equazioni chimiche devono essere introdotte come un linguaggio sintetico adottato dai chimici (*livello simbolico* della chimica) per descrivere un processo, puntando sul fatto che esse danno informazioni sia di tipo qualitativo, attraverso le formule chimiche dei reagenti e dei prodotti, che di tipo quantitativo, attraverso i coefficienti stechiometrici.



Facendo riferimento al bilanciamento di semplici reazioni, è interessante sottolineare che la conservazione della massa non implica che venga conservato anche il volume. I concetti di reazione quantitativa e reazione incompleta devono essere affrontati, ma vanno semplificati al massimo. Nel biennio la differenza fra questi due tipi di reazione può essere spiegata limitandosi al fatto che, in un caso, si ha la totale trasformazione dei reagenti nei prodotti, mentre nell'altro la trasformazione è solo parziale. Nel triennio, invece, il discorso può essere un po' più approfondito sottolineando

che, in realtà, tutte le reazioni sono incomplete, cioè non si ha mai la totale trasformazione dei reagenti nei prodotti; in alcuni casi, però, la quantità non trasformata dei reagenti è così piccola da non poter essere messa in evidenza sperimentalmente: tali reazioni possono essere considerate quantitative, anche se ciò non è rigorosamente vero.

Le relazioni ponderali. Le informazioni quantitative date dall'equazione chimica attraverso i coefficienti stechiometrici sono di estrema importanza perché permettono di risolvere problemi di interesse pratico fondamentale come, ad esempio, stabilire le quantità dei reagenti che si devono mescolare per ottenere un'opportuna quantità di prodotto (o prodotti), oppure conoscere la quantità di prodotto (o prodotti) che si ottiene mescolando certe quantità di reagenti. Per rispondere a domande del genere la prima cosa da considerare è che i *coefficienti stechiometrici* danno indicazioni tanto a *livello microscopico*, cioè in termini di atomi o molecole che reagiscono e che si formano, quanto a *livello macroscopico*, cioè in termini di moli di atomi o molecole, che sono quantità effettivamente pesabili. Il problema di stabilire la quantità dei reagenti che si devono mescolare per ottenere una certa quantità di prodotto è abbastanza semplice, mentre calcolare la quantità di un prodotto che si ottiene mescolando certe quantità di due o più reagenti, è leggermente più complicato, perché occorre stabilire, prima di tutto, se i reagenti sono stati mescolati nel rapporto stechiometrico richiesto dalla reazione, o se un reagente è presente in quantità più scarsa di quanto richiesto dalla stechiometria stessa. In questa seconda ipotesi, infatti, è il reagente in difetto a dettare la quantità di prodotto che si può ottenere dalla reazione. Poiché la sua azione è quella di limitare l'entità della reazione utile, il reagente in difetto viene anche detto *reagente limitante*. Un semplice esempio può chiarire questo concetto. Se per fare una torta occorrono 2 tazze di farina, una tazza di zucchero, 2 uova, una tazza d'acqua, un cucchiaino d'olio e un cucchiaino di lievito, e in cucina sono disponibili 20 tazze di farina (che sarebbero sufficienti per 10 torte), 5 tazze di zucchero (che sarebbero sufficienti per cinque torte), acqua, olio e lievito in abbondanza, ma solo 4 uova, il numero massimo di torte che si possono effettivamente fare è limitato a due dalla scarsa disponibilità di uova. Così è per tutte le reazioni chimiche, siano esse semplici o complesse come quelle che avvengono nel nostro corpo: chi domina la scena è il cosiddetto reagente limitante, che nell'esempio delle torte è rappresentato dalle uova. È importante aggiungere che, se nelle reazioni quantitative sono esclusivamente i coefficienti stechiometrici a determinare le quantità formate dei prodotti e le quantità trasformate dei reagenti, nel caso delle reazioni incomplete il discorso è complicato dal fatto che il processo decorre solo parzialmente e occorre conoscere, oltre ai coefficienti stechiometrici, un'altra grandezza e cioè la costante di equilibrio (questo aspetto dovrebbe essere introdotto solo per un corso avanzato, ad esempio nel triennio dei licei).

Tipi di reazioni. Nonostante tutte le reazioni debbano essere considerate importanti, è indubbio che alle reazioni di ossido-riduzione e a quelle coinvolgenti acidi e basi occorre dedicare particolare attenzione, sia per le implicazioni che hanno in campo biologico, che per l'utilità che possono avere dal punto di vista applicativo.

Gli elettroni in transito: reazioni di ossido-riduzione

Questo tipo di reazioni va affrontato in maniera semplice, limitando al massimo la parte teorica, per puntare sull'importanza che esse hanno nel mondo naturale e nei vari campi dell'attività umana.

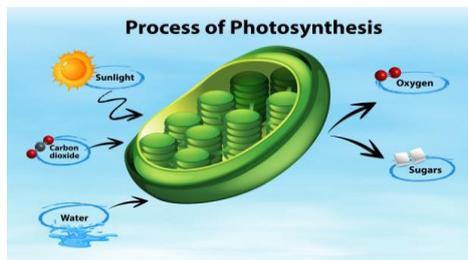
I concetti essenziali riguardano il fatto che (a) esse implicano l'allontanamento di elettroni dalle molecole, atomi o ioni di una sostanza e la loro cattura da parte delle molecole, atomi o ioni di un'altra sostanza, che (b) la specie che perde elettroni si ossida, mentre quella che acquista elettroni si riduce e che (c) un processo di ossidazione è sempre associato ad un processo di riduzione, dal momento che gli elettroni non vengono né creati né distrutti, ma sono trasferiti da una specie all'altra. Questo trasferimento di elettroni può essere evidenziato sperimentalmente, collegando con un circuito



esterno la specie che si ossida e quella che si riduce, contenute in recipienti separati ma collegati attraverso un ponte salino. Il transito spontaneo di elettroni, dalla specie che si ossida a quella che si riduce, si traduce in un flusso di corrente nel circuito esterno. La possibilità di ottenere una corrente elettrica, che deriva dal semplice

accorgimento sperimentale di tenere fisicamente separati il donatore e l'accettore di elettroni, rappresenta un aspetto molto interessante delle reazioni di ossido-riduzione e trova la sua realizzazione pratica nelle pile, che oggi si utilizzano così frequentemente.

La rilevanza di questo tipo di reazioni è comunque molto più vasta; estendendo il concetto di ossidazione e di riduzione ai processi che avvengono con trasferimento di atomi di ossigeno e di idrogeno, è facile vedere come le reazioni di ossido-riduzione siano coinvolte nei più importanti processi naturali ed artificiali. A questo proposito basta ricordare che la riduzione di CO₂ fino a carboidrati, ottenuta dalle piante verdi nel processo della fotosintesi, è il principale sistema di cattura ed immagazzinamento dell'energia solare sulla Terra e che la grande quantità di energia, di cui la nostra civiltà ha continuamente bisogno, viene fornita dalla combustione (ossidazione) di molecole organiche. A quest'ultimo processo dovrebbe essere dedicato abbastanza tempo per le sue peculiarità: converte l'energia chimica immagazzinata nei combustibili in energia termica ed è, in un certo senso, un processo chimico opposto alla fotosintesi. L'energia termica così ottenuta può essere usata come tale (riscaldamento, cottura dei cibi), o essere successivamente convertita in altre



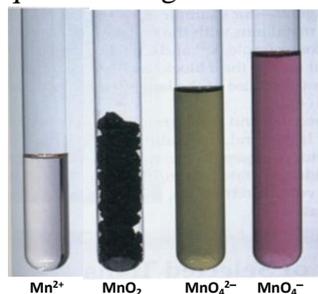
forme utili di energia (energia meccanica, energia elettrica). Inoltre, la combustione, pur essendo un processo spontaneo (in chimica spontaneo non è sinonimo di veloce), non avviene se non è innescata da uno stimolo esterno (il fiammifero sul fornello a gas, la scintilla nei motori a scoppio, ecc.). Questa caratteristica è di grande importanza in quanto permette all'uomo di fare avvenire la reazione di combustione a suo comando. La respirazione è, per così dire, la versione biologica della combustione e, come tutti i processi biologici, è molto complessa. Essenzialmente in essa le sostanze ad alto contenuto energetico, derivanti dal cibo, reagiscono con l'ossigeno e si trasformano in diossido di carbonio, acqua e altri composti a basso contenuto energetico, fornendo così all'organismo l'energia necessaria per la vita. Prima di concludere questa parte può risultare interessante prendere in considerazione le reazioni di combustione di alcuni idrocarburi, per vedere come semplici ragionamenti basati sulla stechiometria del processo permettano di stabilire immediatamente quale, fra i composti in esame, offre i maggiori vantaggi se usato come combustibile. In un'analisi di questo tipo gli aspetti da considerare sono molteplici, primo fra tutti, il calore sviluppato nel processo, che rappresenta l'energia sfruttabile, e poi ancora la disponibilità in natura, il costo di estrazione e anche, fattore assolutamente non trascurabile, l'impatto ambientale. Per non complicare eccessivamente il discorso ci si può limitare a discutere l'aspetto energetico e quello ambientale, per quest'ultimo focalizzando l'attenzione sulla quantità di CO₂ prodotto nel processo di combustione, per le implicazioni che può avere a livello di effetto serra. Si possono ad esempio confrontare fra di loro metano, benzina e paraffina; il confronto poi può essere esteso al carbone e all'idrogeno, considerato

il combustibile, o meglio il vettore energetico, del futuro. Per le reazioni di combustione vedi anche l'Allegato 1.

I protoni in transito: reazioni coinvolgenti gli acidi e le basi

I primi concetti da affrontare riguardano le definizioni di acido e di base usando la teoria di Brønsted-Lowry da cui emerge come acido e basico siano proprietà strettamente correlate e come si debba sempre parlare in termini di reazioni acido-base.

Per chiarire l'importanza degli acidi e delle basi, basta ricordare i risvolti che hanno in campo ambientale (le piogge acide), in campo industriale (per esempio, l'acidità della salsa di pomodoro deve essere strettamente controllata affinché il sapore si mantenga piacevole), ma anche e soprattutto in campo biologico. Il nostro organismo, infatti, agisce come una perfetta ed efficiente fabbrica chimica che controlla automaticamente e aggiusta costantemente l'acidità del sangue e degli altri liquidi fisiologici.



L'importanza degli acidi e delle basi per controllare e pilotare il decorso di una reazione chimica può essere evidenziata mostrando come per molti processi i prodotti che si ottengono da due ben specifici reagenti possono cambiare drasticamente al variare dell'acidità dell'ambiente di reazione; la riduzione del permanganato è un esempio che ben si adatta allo scopo (Allegato 2).

Un problema che si incontra nel trattare gli acidi e le basi è quello di dover necessariamente introdurre il *concetto di pH*. Questa necessità deriva dal fatto che il termine pH è ormai entrato a far parte della vita comune: frasi come "non altera il pH della pelle", e "ha un pH neutro" si

leggono o si sentono continuamente. Si può specificare, senza entrare troppo in dettaglio nel caso del biennio, che questa grandezza misura la concentrazione degli ioni H_3O^+ e che è stata scelta perché indirettamente dà anche la misura della concentrazione degli ioni OH^- . Infatti, in soluzione acquosa, le concentrazioni di questi due ioni sono legate dal fatto che il loro prodotto deve essere costante: se cala la quantità di uno deve per forza aumentare quella dell'altro. È anche opportuno, ai fini operativi, ricordare che:

- quando il pH è minore di 7, prevale la concentrazione degli ioni H_3O^+ e la soluzione è definita acida (soluzioni acide usate comunemente sono, ad esempio, il succo di limone e l'aceto);
- quando il pH è maggiore di 7, prevale la concentrazione degli ioni OH^- e la soluzione è detta basica o alcalina (soluzioni basiche usate comunemente sono, ad esempio, la varechina e la maggior parte dei prodotti commerciali in grado di sgrassare i panni e di liberare gli scarichi dei lavandini; diventa molto basica anche l'acqua dopo essere passata attraverso la cenere di legna ed, infatti, la soluzione risultante, chiamata ranno, per le sue proprietà sgrassanti veniva usata in passato per fare il bucato);
- quando il pH è uguale a 7, la concentrazione degli ioni H_3O^+ è uguale a quella degli ioni OH^- e la soluzione è detta neutra; l'acqua, pura, è neutra, ma anche soluzioni acquose contenenti sali i cui ioni sono inattivi dal punto di vista acido-base.

Un aspetto importante, che va sottolineato, riguarda la possibilità di determinare sperimentalmente il pH. Ciò può essere ottenuto in maniera molto precisa usando opportuni strumenti (pH-metri) oppure, in maniera più qualitativa, per mezzo di appropriate sostanze, dette *indicatori*, che assumono un colore diverso a seconda del grado di acidità della soluzione. Gli indicatori, con le loro variazioni cromatiche, possono essere usati per allestire piacevoli esperimenti. Per esempio, dalla variazione di colore che subisce un indicatore è possibile rivelare la presenza in acqua di acidi o basi, evidenziare il fatto che una base contrasta l'effetto di un acido (e viceversa) e mostrare che alcuni sali non alterano il pH dell'acqua, mentre altri si comportano da acidi ed altri ancora da basi. Inoltre, non è difficile riuscire a dimostrare che questo comportamento è da attribuirsi a specifici ioni presenti nel sale; basta, infatti, confrontare la risposta che danno sali diversi, come cloruro di sodio, acetato di sodio e cloruro di ammonio.

Per concludere, si dovrebbe far notare che anche molti composti naturali presentano la caratteristica di cambiare colore al variare dell'acidità; ne sono esempi il tè, come evidenziato dal cambio di colore che subisce per aggiunta di limone, e molte sostanze che impartiscono il colore ai fiori: i papaveri sono rossi e i fiordalisi



sono blu, pur contenendo lo stesso pigmento colorante, per il fatto che la linfa dei papaveri è più acida di quella dei fiordalisi. Queste sostanze naturali possono essere facilmente estratte e usate per preparare indicatori "fai da te".

Perché avvengono le reazioni. Il perché una reazione chimica avviene trova la giusta risposta nei principi della termodinamica. A questo livello di studi, tuttavia, il concetto di "spontaneità" di una reazione chimica deve essere spiegato nella maniera più semplice possibile; è necessario affrontarlo con gli studenti perché è uno degli aspetti fondamentali della Chimica; è anche importante affrontarlo in maniera rigorosa, ma occorre evitare aride equazioni che, spesso, hanno come unico risultato quello di generare una chiusura mentale da parte dei giovani.

Il problema potrebbe essere impostato considerando dapprima semplici fenomeni fisici con i quali siamo continuamente a contatto e per i quali il concetto di spontaneità è del tutto ovvio. Una palla posta sulla cima di un pendio rotola spontaneamente verso il basso; una carica positiva viene spontaneamente attratta da una carica negativa; saremmo a dir poco sorpresi nel vedere la palla "rotolare su" per il pendio o la carica positiva allontanarsi da quella negativa. Il buon senso ci dice che i processi spontanei sono quelli che vanno verso la diminuzione di una qualche forma di energia del sistema, che nel caso della palla è di tipo gravitazionale, mentre nel caso delle cariche elettriche è di tipo elettrostatico. Passando a considerare processi più strettamente correlati alla Chimica, come i cambi di stato, si può notare che in molti casi essi avvengono con diminuzione di energia del sistema, che viene liberata sotto forma di calore. Non è comunque vero che solo i processi che sviluppano calore sono spontanei. L'esperienza comune ci insegna, infatti, che molte trasformazioni spontanee avvengono con assorbimento di calore. L'evaporazione, ad esempio, richiede calore per rompere le forze di attrazione tra le molecole del liquido; ciò nonostante, in molti casi è un processo spontaneo. È indubbio che l'acqua contenuta in un recipiente aperto, con l'andare del tempo, spontaneamente evapora. Analogamente, molte reazioni chimiche avvengono in modo spontaneo, anche se richiedono calore per avvenire, cioè anche se vanno verso una situazione che comporta un aumento di energia. È chiaro quindi che l'energia non può essere l'unico fattore a determinare la spontaneità di un processo. Analizzando con maggior attenzione la natura dei processi che avvengono spontaneamente pur assorbendo calore, ci si accorge che, in tutti i casi, si va verso una situazione di maggior disordine. Per quanto riguarda il processo di evaporazione, ad esempio dell'acqua, si passa dallo stato liquido, in cui le molecole sono costrette a stare le une vicine alle altre dalle forze intermolecolari, allo stato gassoso, in cui le molecole si muovono liberamente ed in maniera completamente disordinata. Anche per quanto riguarda le reazioni chimiche si osserva che, fra i processi che avvengono con assorbimento di calore, sono spontanei solo quelli che conducono ad una situazione più disordinata; questo, per esempio, è il caso di un processo che, partendo da reagenti allo stato solido, in cui il reticolo cristallino impone un estremo ordine, porta alla formazione di uno o più prodotti allo stato liquido o gassoso, caratterizzati da un maggior disordine. Si può quindi concludere che la spontaneità di una reazione chimica, intesa come tendenza dei reagenti a trasformarsi nei prodotti, dipende da due fattori: *sviluppo di calore e aumento di disordine*. Lo scambio di calore (variazione di energia termica) fra sistema ed ambiente e la variazione del grado di ordine del sistema talvolta cooperano, ma più spesso sono in conflitto e solo dal loro bilancio dipende o meno la spontaneità di una reazione.

Scambio di calore
Entalpia: ΔH

Cambio del grado di ordine/disordine
Entropia: ΔS

ENTROPY AND GIBBS FREE ENERGY

How are entropy and enthalpy related?

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$$

Gibbs free energy (ΔG°) enthalpy entropy
 Temperature (K)

Gibbs free energy is the energy that is available to do useful work.

A reaction will spontaneously occur if $\Delta G < 0$ (exergonic reaction)

A reaction will NOT spontaneously occur if $\Delta G > 0$ (endergonic reaction)



This is why we don't teach our children about entropy until much later...

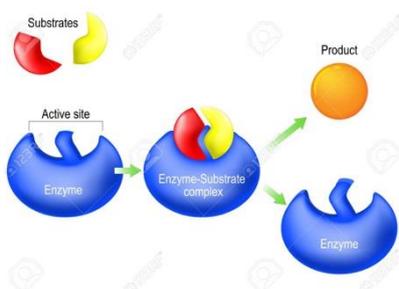
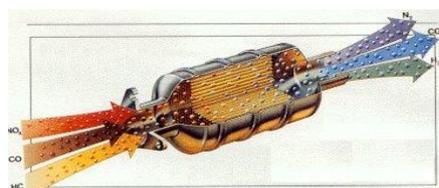
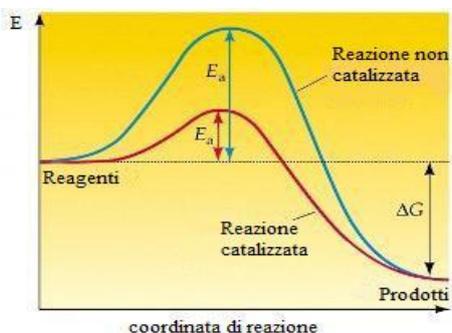
Le reazioni che avvengono con sviluppo di calore e con aumento di disordine sono sempre spontanee, mentre quelle che comportano assorbimento di calore e aumento di ordine non avvengono mai spontaneamente. Le reazioni che, invece, avvengono con assorbimento di calore, ma con aumento di disordine, o viceversa, sono spontanee solo se l'effetto positivo dovuto all'aumento di disordine o sviluppo di calore riesce a superare l'effetto negativo dovuto all'assorbimento di calore o

all'aumento di ordine. Per queste reazioni la temperatura gioca un ruolo fondamentale perché variando la temperatura da non spontanee possono diventare spontanee. È, infine, interessante puntualizzare che l'affermazione "le reazioni che comportano assorbimento di calore e aumento di

ordine non avvengono mai spontaneamente" non significa che esse non avvengono "mai", in senso assoluto; con l'intervento di fattori esterni è infatti possibile trovare il modo di far procedere anche una reazione di per sé non spontanea (un esempio eclatante è il processo di fotosintesi clorofilliana). Analogamente, non è detto che una reazione spontanea avvenga sempre e comunque; ci sono infatti reazioni spontanee che neanche in tempi lunghissimi evolvono in maniera sperimentalmente apprezzabile.

Le reazioni e il tempo. Un primo fatto da puntualizzare è che il concetto di spontaneità non contempla il fattore tempo. L'esperienza ci dimostra che il tempo impiegato da una reazione spontanea per avvenire è una sua caratteristica intrinseca e varia in maniera notevolissima da caso a caso. Esistono, infatti, reazioni spontanee velocissime, che si completano in millesimi di secondo, e reazioni spontanee che neanche in 100 anni progrediscono in maniera apprezzabile (un esempio è la trasformazione del diamante in grafite). È tuttavia possibile influire sulla velocità di una reazione spontanea operando in opportune condizioni. Questo aspetto è di indubbia importanza e va affrontato con gli studenti. Ancora una volta, però, la spiegazione, per essere utile, deve essere semplificata al massimo. È necessario prescindere dai concetti di modello cinetico, equazione cinetica e meccanismo di reazione, troppo difficili per essere trattati in un corso a carattere formativo, per puntare l'attenzione su "come" sia possibile influire sulla velocità di una reazione. La *temperatura* è chiaramente il primo fattore da prendere in considerazione; la sua influenza sul tempo impiegato da una reazione per avvenire è facilmente dimostrabile, considerando che questo effetto viene continuamente sfruttato, spesso inconsciamente, nella vita di tutti i giorni.

Ad esempio, i cibi si cucinano per accelerare determinate reazioni, che causano la rottura delle pareti cellulari e la decomposizione di alcune proteine, conferendo aromi e sapori piacevoli e favorendo la digestione. Al contrario, i cibi si conservano in frigorifero, proprio perché reazioni indesiderate, tipo l'irrancidimento dei grassi o la proliferazione di muffe, vengono rallentate dalle basse temperature. La possibilità di accelerare un processo, influenzando semplicemente sulla temperatura, ha ovviamente una grossa importanza anche in campo industriale.



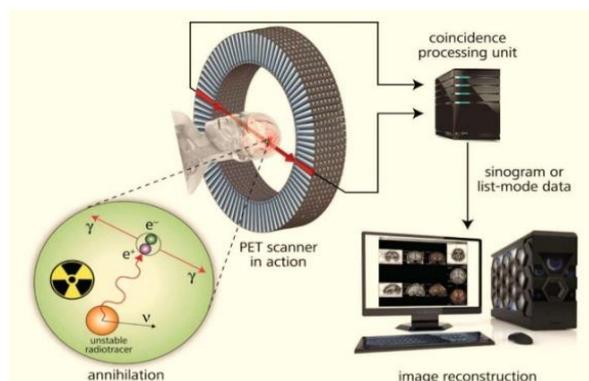
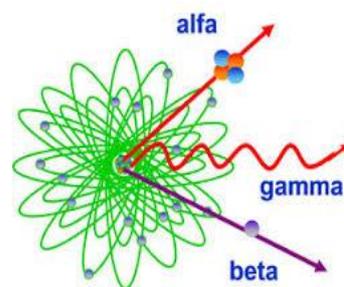
L'altro metodo per accelerare una reazione, che si rifà all'utilizzo di *catalizzatori*, è certamente meno intuibile del precedente. Senza pretendere di dare informazioni sul meccanismo attraverso cui essi operano, è sufficiente spiegare che i catalizzatori sono sostanze che non si consumano nella reazione, perché il loro compito è quello di "accompagnare" i reagenti, facilitando la strada che devono percorrere per trasformarsi nei prodotti. È semplice capire, proprio per quanto ora detto, che è impossibile trovare un "catalizzatore universale", cioè una sostanza in grado di accelerare qualsiasi tipo di reazione; semmai è vero proprio il contrario: tanto più il catalizzatore è specifico per un certo tipo di reazione, tanto più è efficace nell'accelerare la reazione. Il nostro corpo è maestro nella scelta dei catalizzatori: ogni processo è guidato da una opportuna sostanza, detta *enzima*, che svolge una specifica funzione catalitica. Gli enzimi, che sono specie con una struttura molecolare molto complessa, mostrano un'efficienza ed una selettività davvero sbalorditive; ad esempio, possono incrementare la velocità di un processo di svariati ordini di grandezza (fino a 10^{12}), operano efficacemente in condizioni piuttosto blande di temperatura e di pH e, nel caso di composti chirali, sono in grado di riconoscere e di scegliere selettivamente, come reagente, uno dei due isomeri ottici, o di guidare la sintesi verso la formazione di uno specifico prodotto chirale. Nel nostro corpo, però, lavorano alacremente anche altri composti, detti *inibitori*, la cui funzione è quella di impedire o rallentare processi indesiderati. Per capire la loro importanza, pari a quella dei catalizzatori, basta ricordare gli antiossidanti, come,

ad esempio, la vitamina C che, fra l'altro, ha il compito di inibire i processi ossidativi responsabili dell'invecchiamento.

Il problema di disporre di efficaci catalizzatori, ma anche di specifici inibitori, è molto sentito in campo industriale, dove riduzione dei tempi di reazione, aumento nelle rese di produzione e condizioni di lavoro più blande significano un grosso risparmio di denaro. Nell'industria farmaceutica, poi, la possibilità di avere catalizzatori in grado di indirizzare la sintesi verso la produzione di un solo isomero di un composto chirale è di notevole importanza, dal momento che molti farmaci sono di tipo chirale e spesso uno dei due isomeri è farmacologicamente inattivo, se non addirittura tossico (il caso del Talidomide ne è un esempio eclatante).

L'effetto della temperatura e l'uso di catalizzatori per accelerare un processo chimico possono essere facilmente evidenziati sfruttando la reazione di riduzione del permanganato in ambiente acido con ioni ossalato: occorre scaldare per far avvenire la reazione (data l'alta energia di attivazione), o, in alternativa, si possono aggiungere fin dall'inizio ioni manganese(II), il prodotto della riduzione del permanganato; tali ioni fungono infatti da catalizzatore e la reazione procede velocemente anche senza scaldare (Allegato 2).

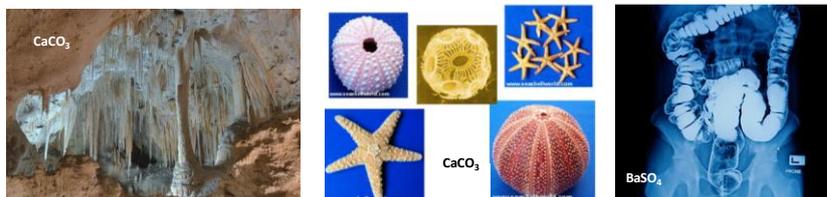
La radioattività e le sue applicazioni. Un ultimo aspetto che non si può ignorare riguarda le trasformazioni che interessano i nuclei degli atomi. Il disastro di Chernobyl, l'annoso dibattito che ne è derivato sull'uso dell'energia nucleare e le notizie, che ormai si sentono o si leggono dovunque, sull'utilizzo dei raggi gamma e di altre radiazioni ad alta energia, impongono di dare agli studenti alcune informazioni necessarie per capire, almeno in parte, questi problemi. La spiegazione deve essere limitata a pochi concetti, puntando essenzialmente sulle differenze fra le reazioni nucleari e i "normali" processi chimici: nelle prime le modifiche avvengono a livello di nucleo, mentre nei secondi i cambiamenti riguardano soltanto gli elettroni esterni; le prime portano, nella maggior parte dei casi, alla formazione di un elemento che inizialmente non era presente, mentre ciò non avviene mai nei secondi, in cui gli atomi conservano la propria identità. Un'altra importante differenza che va sottolineata riguarda il fattore energetico; infatti, nelle trasformazioni nucleari la variazione di energia è enormemente più grande di quella osservata per i comuni processi chimici. Nel trattare questo argomento, il compito fondamentale del docente deve essere quello di insegnare che le sostanze radioattive vanno trattate con estrema cautela per i rischi che comportano, senza però arrivare a demonizzare tutto ciò che è imparentato, anche alla lontana, con il nucleare. L'utilizzo delle reazioni nucleari per scopi bellici è certamente da condannare e, probabilmente, le centrali nucleari non sono la giusta risposta al problema energetico, per i rischi che comportano sia dal punto di vista della sicurezza che per quanto riguarda lo smaltimento delle scorie, ma non si deve dimenticare che le sostanze radioattive e le radiazioni energetiche che accompagnano il loro decadimento hanno una quantità di applicazioni utili e benefiche per l'uomo. In campo industriale, ad esempio, le radiazioni ad alta energia sono un valido sostituto all'ossido di etilene, altamente tossico, nella sterilizzazione dei presidi medicali, e vengono usate per indurre la polimerizzazione di monomeri e/o modificare materiali polimerici evitando l'utilizzo di solventi e iniziatori dannosi per l'ambiente. In campo alimentare, le radiazioni di questo tipo possono essere sfruttate, in alternativa ai conservanti, per rallentare i processi degradativi dei cibi, per disinfestare gli alimenti da microrganismi patogeni e come antigerminativi per le patate, l'aglio e le cipolle. Nel campo dei beni



culturali, gli isotopi radioattivi e le radiazioni ad alta energia possono essere usati per datare reperti di interesse archeologico, per stabilirne la provenienza e per preservare documenti antichi da muffe e parassiti. Infine, per quanto riguarda il campo medico, la chimica nucleare ha certamente rivoluzionato le tecniche diagnostiche; gli isotopi radioattivi servono per misurare le funzioni dei vari organi, il flusso sanguigno, l'accrescimento delle ossa, mentre le radiazioni provenienti dal ^{60}Co (un isotopo radioattivo del cobalto) ed altre particelle accelerate (elettroni e adroni) vengono usate nella terapia dei tumori.

Altri spunti didattici. Una reazione chimica può avvenire in maniera "silente", cioè senza che il suo evolvere sia evidenziato da cambiamenti tangibili, oppure può essere accompagnata da manifestazioni spettacolari; è appunto a questi ultimi casi che si può far riferimento per stimolare l'interesse degli studenti con dimostrazioni in aula che possono accompagnare le lezioni, o coinvolgendoli in esperimenti pratici (Allegati 2 e 3).

In aggiunta agli esempi di reazioni già citati, si possono far vedere molto facilmente reazioni di precipitazione: oltre alla classica precipitazione del cloruro d'argento e del carbonato di calcio, si dovrebbe ricordare che anche il guscio delle conchiglie, le stalattiti e stalagmiti sono il bellissimo risultato di reazioni di precipitazione che avvengono in natura. Il caso del solfato di bario, usato come opacizzante quando si fanno le radiografie all'apparato digerente (a causa della sua quasi totale insolubilità non vengano liberati ioni bario, estremamente tossici per l'uomo), può servire per evidenziare l'importanza della solubilità dei sali sui possibili effetti biologici.



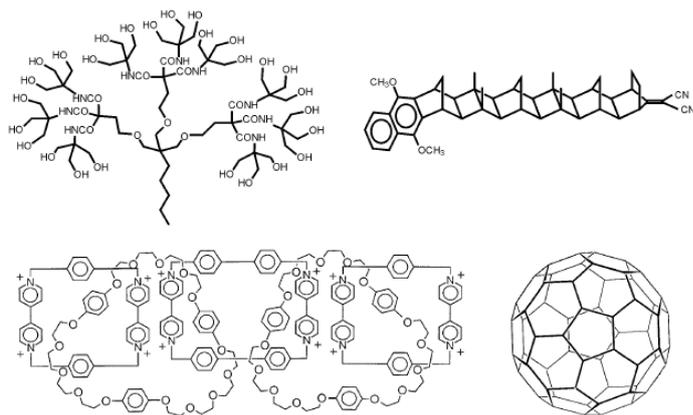
Infine, è facile mostrare che è possibile ottenere la solubilizzazione di precipitati mediante opportune reazioni. Esempi tipici sono la solubilizzazione del cloruro d'argento per aggiunta di ammoniaca, dovuta alla formazione di un complesso fra lo ione argento e l'ammoniaca, e quella del carbonato di calcio per aggiunta di acido cloridrico, dovuta alla formazione di diossido di carbonio, che essendo un gas, esce dall'ambiente di reazione; quest'ultima reazione è particolarmente interessante perché può essere usata per spiegare l'effetto delle piogge acide sui monumenti in marmo.

Nel caso del triennio si possono anche affrontare un po' più in dettaglio le reazioni fotochimiche con particolare riguardo per le applicazioni che hanno, soprattutto di recente, in moltissimi settori: da quello industriale (Green Chemistry) a quello energetico, da quello alimentare a quello medico.

È facile, inoltre, trovare reazioni organiche di grande effetto che possono offrire lo spunto per discutere dell'importanza che esse hanno in svariati campi, prima di tutto quello industriale (Allegato 3).

Infine, siccome gli studenti sentono sempre di più parlare di nanotecnologie, si può dare loro un piccolo assaggio dell'attuale ricerca in quest'ambito coinvolgendoli nella preparazione di nanoparticelle d'oro usando il tè (*J. Chem. Educ.*, **2012**, 89, 1316).

Chimica e società. Grazie alla profonda conoscenza dei vari tipi di reazioni chimiche, è ormai possibile preparare molecole di qualsiasi forma e dimensione. Si possono fare, ad esempio, molecole a forma di ponte, pallone, albero, catena.

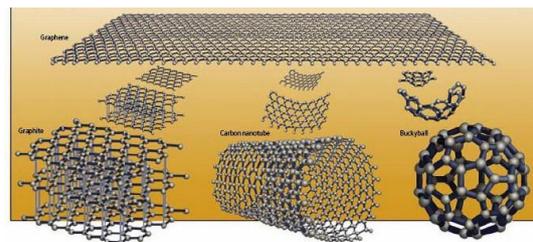


Accade dunque anche in Chimica quanto mirabilmente descritto da una celebre frase di Leonardo: "Dove la Natura finisce di produrre le sue specie, comincia l'uomo, in armonia con le leggi della Natura, a creare una infinità di specie".

Per produrre molecole artificiali è necessario disporre di "materiale da costruzione" a livello molecolare, cioè di altre molecole utilizzabili come materie prime: la sintesi chimica può, infatti, essere considerata una specie di gioco del LEGO. Il materiale da

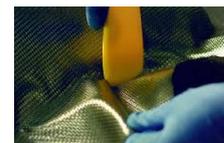
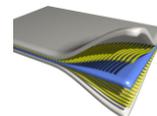
costruzione per sintetizzare farmaci, coloranti, pesticidi, plastiche, ecc., si ottiene in gran parte, direttamente od indirettamente, dal gas naturale (metano), o dal petrolio, che è una miscela complessa di molti prodotti chimici, per la maggior parte idrocarburi. Alcuni di questi composti vengono usati come tali per costruire molecole più complesse, altri sono frammentati per ottenere componenti piccoli con i quali formare le molecole desiderate.

Sintetizzare una nuova molecola, un nuovo materiale, è un atto creativo complesso che richiede idee, organizzazione e lavoro; spesso sono necessarie reazioni chimiche successive, ciascuna delle quali deve essere ideata e messa a punto in ogni dettaglio: reagenti, ambiente di reazione (solvente), temperatura, catalizzatori, eventuale uso della luce o di altre radiazioni per innescare od accelerare la reazione e scelta delle tecniche che permettono di stabilire se la reazione ha avuto buon esito. I processi chimici hanno sempre un certo grado di pericolosità perché spesso richiedono alte temperature e pressioni. L'industria chimica, quindi, deve adottare particolari misure di prevenzione per evitare incidenti che possono essere anche molto gravi (basta ricordare, ad esempio, l'incidente di Seveso per quanto riguarda l'Italia). Come ogni azione umana, anche la sintesi chimica può essere usata per scopi positivi o negativi: ad esempio, si può sintetizzare un antiparassitario per proteggere un raccolto agricolo, oppure un veleno micidiale da usare contro il nemico (armi chimiche). Fra l'altro, in molti casi le materie prime o i prodotti intermedi per ottenere un composto con usi benefici, o uno per usi nocivi sono gli stessi e, allora, industrie con pochi scrupoli possono facilmente nascondere quale è il reale scopo della loro produzione.



Materiali Compositi

- **Composito:** Materiale multifase artificialmente creato in cui le fasi sono distinguibili per la presenza di una netta interfaccia
- Si distinguono nel composito:
 - **Matrice:** fase continua
 - **Rinforzo:** fase dispersa
 - **Interfaccia rinforzo/matrice,** eventualmente modificata con agenti accoppianti
 - **Filler** o inerti riempitivi, che riducono il contenuto di matrice



Dualità della Chimica



Le Aree di maggior Rischio per un cattivo uso della Chimica.

- 1) **Per un uso criminale** Le armi chimiche, sono prodotte con le stesse sostanze con le quali si producono prodotti utili
- 2) **Un uso dispersivo dei prodotti chimici** I diserbanti, pesticidi, insetticidi utilizzati senza controllo dell'effetto sull'ambiente, anche in seguito a eccesso di impiego,
- 3) **Il destino dei prodotti chimici a fine vita.** Rifiuti urbani, industriali, ospedalieri non distrutti o collocati in maniera adeguata.

IL CONTENUTO DELLA CARTA DEI PRINCIPI ETICI

- La Carta Generale dei Principi Etici delle Scienze Chimiche riguarda tutte le fasi di studio, ricerca, sviluppo ed applicazione della Chimica, relativamente alle interazioni che essa può avere con il mondo animato ed inanimato. Posto, pertanto, come oggetto delle Scienze Chimiche il Mondo, nella sua globalità, le finalità delle Scienze Chimiche possono essere solo due:
- proteggere il territorio, la biosfera e suoi ecosistemi.
- migliorare la qualità della vita riducendo al minimo o eliminando eventuali effetti negativi sull'uomo e sull'ambiente

rischio per l'uomo e l'ambiente e, quindi, bisogna sempre e comunque fare molta attenzione: responsabilità e sostenibilità dovranno pertanto essere le parole d'ordine per lo sviluppo futuro.

C'è poi da sottolineare che l'uso di un prodotto artificiale, anche se è il frutto di una ricerca condotta con le migliori intenzioni, comporta inevitabilmente un certo margine di

Prerequisiti. Atomo, ioni e molecola; legame chimico; formule chimiche; stati di aggregazione e passaggi di stato; mole; soluzioni e concentrazione.

Misconcezioni più comuni. Gli studenti hanno notevoli difficoltà a distinguere un processo fisico da una trasformazione chimica; inoltre vedono i cambi fisici come processi reversibili e quelli chimici sempre come processi irreversibili. La reazione di combustione è spesso considerata un semplice cambio nello stato di aggregazione del sistema: da solido o liquido a gassoso. Durante l'ebollizione l'acqua si spacca in H_2 e O_2 che si raccolgono nelle bolle formate durante il processo di riscaldamento. Non è detto che in una reazione chimica la massa venga conservata, soprattutto se si formano prodotti gassosi (ciò che non si vede, non esiste). Mescolando un acido con una base si ottiene sempre una soluzione neutra, indipendentemente dalle quantità mescolate e dal tipo di acidi o basi usati.

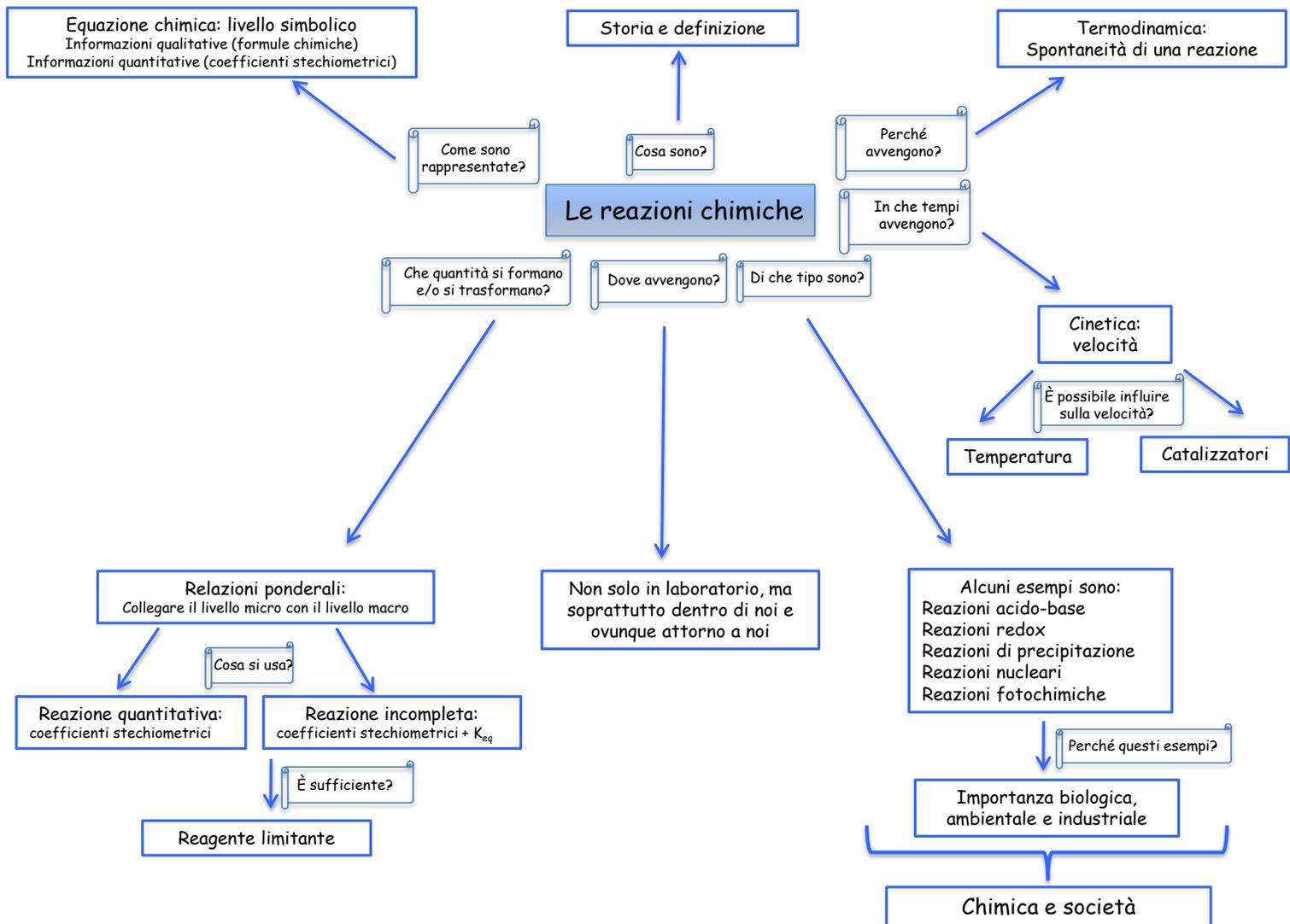
Metodologia didattica

Il percorso didattico dovrebbe basarsi su situazioni problematiche proposte agli studenti. Gli studenti, dopo aver avanzato ipotesi durante una discussione in grande gruppo, le verificano attraverso attività sperimentali, condotte in piccoli gruppi: osservano i fenomeni, riportano i dati ottenuti e li interpretano giungendo a risposte condivise come possibili soluzioni del problema. Tale approccio è coerente con le raccomandazioni del rapporto Rocard e della letteratura specifica sulla didattica per problemi (metodologia Inquiry-Based Learning, IBL).

Lectture consigliate

- *La Chimica in classe – Dalla riflessione pedagogico-didattica alla progettazione e realizzazione di percorsi didattici*, Fabio Olmi e Eleonora Aquilini, PM, in press.
- *Insegnare e apprendere la chimica*, Valentina Dominici, Mondadori Università, 2018.
- *Chemistry for higher education – A practical guide to design a course in chemistry*, Jan H. Apotheker, de Gruyter Textbook, 2018.
- *A guidebook of good practice for the pre-service training of chemistry teachers*, Eds. Iwona Maciejowska and Bill Byer, Jagiellonian University, 2015.
- *Chimica! Leggere e scrivere il libro della natura*, Vincenzo Balzani e Margherita Venturi, Scienza Express, 2012.
- *Leggere il mondo oltre le apparenze. Per una didattica dei concetti fondamentali della chimica*, Carlo Fiorentini, Eleonora Aquilini, Domenica Colombi, Antonio Testoni, Armando Editore, 2007.

Percorso didattico: i vari aspetti concernenti le reazioni chimiche vengono affrontati ponendo domande stimolo (fase dell'*engagement* della metodologia IBL); gli studenti, per trovare la giusta risposta, o le giuste risposte, organizzano autonomamente attività pratiche o teoriche (fase dell'*explore*), sempre autonomamente, interpretano (fase dell'*explain*), elaborano i risultati ottenuti (fase dell'*elaborate*) e, infine, li discutono assieme (fase dell'*exchange*) per arrivare a modelli condivisi di interpretazione del fenomeno osservato.



Quel rimarchevole “agisce su”

La grande potenzialità della metodologia Inquiry-Based Learning, o dell'apprendimento per scoperta, è molto bene descritta in un articolo della letteratura chimica americana di cui è protagonista il giovane Ira Remsen, diventato poi un autorevole chimico ben noto per la sintesi della saccarina. Il testo, di cui una libera traduzione è qui di seguito riportata, è particolarmente adatto parlando di reazioni chimiche.

Leggendo un testo di Chimica arrivai alla frase “l'acido nitrico agisce sul rame”. Mi stavo stancando di leggere cose così assurde e allora decisi di vedere quale fosse il significato reale di quella frase. Il rame era per me un materiale familiare, perché a quei tempi le monete da un centesimo erano in rame. Avevo visto una bottiglia di acido nitrico sulla tavola dell'ufficio del dottore dove mi mandavano per passare il tempo. Non sapevo le proprietà dell'acido nitrico, ma ormai lo spirito di avventura era sceso su di me. Così, avendo rame e acido nitrico, potevo imparare cosa significassero le parole “agisce sul”. In questo modo, la frase “l'acido nitrico agisce sul rame” sarebbe stata qualcosa di più che un insieme di parole. Al momento, lo era ancora. Nell'interesse della scienza ero persino disposto a sacrificare uno dei pochi centesimi di rame che possedevo. Ne misi uno sul tavolo, aprii la bottiglia dell'acido, versai un po' di liquido sulla monetina e mi preparai ad osservare quello che accadeva. Ma cos'era quella magnifica cosa che stavo osservando? Il centesimo era già cambiato e non si poteva dire che fosse un cambiamento da poco. Un liquido verde-blu schiumava e fumava dalla moneta e l'aria tutt'intorno si colorava di rosso scuro. Si formò una gran nube disgustosa e soffocante. Come potevo fermarla? Provai a disfarmi di quel pasticcio prendendolo con le mani per buttarlo dalla finestra. Fu così che imparai un altro fatto: l'acido nitrico “agisce” non solo sul rame, ma anche sulle dita. Il dolore mi spinse ad un altro esperimento non programmato. Infilai le dita nei calzoni e scoprii un altro fatto: l'acido nitrico “agisce” anche sui calzoni. Tutto considerato, quello fu l'esperimento più impressionante e forse più costoso della mia vita. Fu una rivelazione e mi spinse a desiderare di imparare di più su quel rimarchevole “agisce sul”



Ira Remsen 1846-1927



Allegato 1

Combustione

Uno schema per inserire reazioni di combustione in progetti di didattica chimica

Gustavo Avitabile gustavo.avitabile@unina.it

Le reazioni di combustione sono quelle in cui un riducente (*combustibile*) è ossidato dall'ossigeno dell'aria (*comburente*), con sviluppo di calore e di luce. Il combustibile è generalmente del materiale organico, i prodotti sono principalmente CO₂ e H₂O, il processo è generalmente chiamato *Fuoco* e si propaga spontaneamente.

Introduzione storica

Il fuoco è una tecnologia antichissima, il cui controllo fin dalla preistoria ha un ruolo importante nello sviluppo dell'uomo come lo conosciamo adesso.

La natura strettamente chimica del fuoco sfugge ancor oggi alla maggioranza della popolazione. Può essere utile chiarire che parlare di combustione è parlare di Chimica.

Il fuoco è stato considerato, fino al '700, non come un processo, ma una sostanza, addirittura un elemento.

Nell'antichità il fuoco era utilizzato soprattutto per il riscaldamento e per la cottura del cibo. La possibilità di difendersi dal freddo e di migliorare l'alimentazione è certamente stata un fattore importante per l'insediamento dell'uomo preistorico in paesi freddi (Europa), fuori dell'originaria Africa.

Il fuoco fu utilizzato fin dall'antichità anche come fonte di energia per processi chimici. Come esempi, per la produzione di carbone e di calce.

Presso molte culture il fuoco ha un aspetto sacro. Si pensi alle Vestali a Roma, che avevano il compito di mantenere il fuoco sempre acceso.

Il fuoco è anche un simbolo della casa, col focolare domestico. Il focolare è legato all'invenzione del camino, con lo sviluppo di tecnologia per regolare la produzione di calore ed eliminare i prodotti della combustione.

Con la Rivoluzione industriale, i combustibili diventano la materia prima per alimentare le nuove macchine, a cominciare dalla macchina a vapore. Inizia lo sfruttamento dei combustibili fossili.

Accanto ai vantaggi, è presente dall'antichità fino ad oggi la paura del fuoco. Gli incendi, col loro potere distruttivo, sono un tipico rischio nella realtà e ancor più nell'immaginario. Si pensi ai roghi delle streghe, al fuoco dell'Inferno.

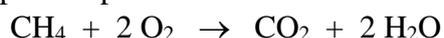
Concetti chiave

La combustione è una reazione redox. L'ossidante è l'ossigeno molecolare O₂, che si riduce a ossidi, principalmente H₂O e CO₂. I riducenti sono le più varie sostanze organiche, più o meno ossigenate, dagli idrocarburi, che non contengono O, ai carboidrati, che contengono H e O nel rapporto 2:1 oltre a C. Nelle combustioni il riducente è detto combustibile, l'ossigeno, che funziona da ossidante, comburente.

La discussione dei numeri di ossidazione non è banale. Per l'ossigeno, il passaggio è chiaramente da 0 nello stato elementare a -2 nell'ossido. Per i composti organici, si assegna generalmente ad H lo stato +1, e il n. di oss. di C deve essere calcolato; nel metano risulta -4. Questo sistema ha grossi difetti. In molecole appena un po' complesse, C assume valori strani (-3/8 nel propano) e privi di significato chimico. H non cambia formalmente il suo n. di oss. +1, ma questo è in contrasto col forte cambiamento del tipo di legame, da non polare a fortemente polare nell'acqua.

Una possibilità alternativa è assegnare a C e H la stessa elettronegatività (la differenza è in realtà piccolissima). Con questo sistema nella combustione degli idrocarburi C e H passano da 0 a +4 e +1 rispettivamente; in composti ossigenati l'H di un ossidrilico -OH conserva il n. di oss. +1, differenziandosi da quelli che vengono realmente ossidati. Per es. in un composto come l'etanolo C₂H₅OH, O prende lo stato -2, H dell'ossidrilico +1, e l'etile C₂H₅ ha una somma +1 che è inutile cercare di ripartire fra i singoli atomi.

I combustibili sono sostanze organiche. L'ossigeno elementare è quello dell'aria, di cui costituisce 1/5. L'azoto dell'aria non reagisce. Per scrivere la reazione, occorre considerare soprattutto la presenza di carbonio e idrogeno. Un esempio semplice è la combustione del metano:



C e H si trasformano in CO_2 e H_2O . L'eventuale O presente nei reagenti non cambia il n. di oss. -2. L'eventuale N si ritrova come N_2 elementare, lo S come SO_2 . Questi sono i più comuni elementi interessati.

I combustibili possono essere solidi, liquidi o gassosi. L'immagine più comune è legata ai combustibili solidi, come il legno. Fra i combustibili liquidi, la benzina e analoghi sono importanti per l'uso nel motore a scoppio. I combustibili gassosi sono i più facili da distribuire, come il gas da cucina, oggi costituito essenzialmente di metano.

Concezioni erranee

La più importante concezione erronea è che il fuoco sia una sostanza emessa dal combustibile. Gli esperimenti che meglio dimostrano la falsità di questa idea sono probabilmente quelli in cui una fiamma si spegne per mancanza di aria. Una prova decisiva sarebbe l'aumento di peso dei prodotti della combustione rispetto al combustibile. Questo esperimento è quasi impossibile da effettuare, perché i prodotti sono gassosi e si allontanano, rendendo difficile misurare l'aumento della massa. L'esperimento si può fare invece abbastanza agevolmente sulle reazioni di calcinazione, in cui un metallo viene ossidato all'aria e si trasforma in ossido. È abbastanza semplice pesare il metallo originale e l'ossido formato, entrambi solidi. La massa dell'ossido è maggiore di quella del metallo. Perché questo esperimento sia significativo dal punto di vista didattico, occorre però avere prima dimostrato la somiglianza fra le reazioni di calcinazione e di combustione, per es. mostrando che entrambe non avvengono in mancanza di aria. Un esperimento del genere si presta a introdurre la teoria del flogisto, e la sua confutazione da parte di Lavoisier, basata appunto sull'aumento di peso. Un'altra concezione erronea è l'identificazione fra alta T e fuoco. Anche se la combustione è il mezzo più noto per produrle, si possono avere alte temperature per ragioni diverse. Così si pensa spesso che i vulcani contengano fuoco; in realtà possono espellere materiali a T anche molto alte, ma la loro attività non ha niente a che fare con la combustione.

Caratteristiche chimico-fisiche

La reazione, anche se così familiare, è molto complessa dal punto di vista chimico-fisico.

Termodinamicamente, è spostata completamente verso i prodotti.

La cinetica è lentissima in condizioni ambiente, la reazione semplicemente non avviene.

Per far avvenire la reazione, occorrono due condizioni: a) alta temperatura; b) presenza di radicali liberi.

La reazione è autocatalitica, in quanto produce essa stessa i fattori cinetici necessari. Il grande calore sviluppato innalza la temperatura e la rottura delle molecole di combustibile produce i radicali.

A differenza di molte reazioni chimiche, che avvengono semplicemente mescolando i reagenti in condizioni opportune, la combustione deve essere iniziata con un'azione specifica (*accendere il fuoco*) e, se si vuole terminare prima dell'esaurimento del combustibile, deve essere interrotta (*spegnere il fuoco*).

L'ossigeno elementare O_2 ha caratteristiche eccezionali. La molecola, pur avendo n. di elettroni pari, ha due elettroni spaiati, cioè è un biradicale. L'unico meccanismo significativo per ridurla è legare un radicale a uno degli elettroni spaiati, il che dà inizio a una catena di riduzioni, ma lascia il n. di elettroni dispari, con nuovi radicali. Come tutte le reazioni a catena radicaliche, i centri attivi scompaiono solo con stadi di terminazione, che possono essere lenti e rendere la propagazione veloce.

Accendere e spegnere il fuoco

Il problema di accendere il fuoco è un antico problema tecnologico di difficile soluzione, che ha dato luogo a molte ingegnose soluzioni ed è ancora oggi non completamente risolto. Chi non ha avuto difficoltà ad accendere una fiamma?

La via più semplice è indubbiamente quella di avvicinare il combustibile ad un fuoco già acceso. Ricordiamo l'aspetto sacro del tenere un fuoco sempre acceso, per iniziarne altri.

Un metodo antico è produrre scintille per urto meccanico, strofinando pietre adatte in presenza di materiale facilmente infiammabile. La pietra focaia si usa ancora oggi negli accendini.

Oggi le scintille si producono più facilmente con l'elettricità, come negli accendigas da cucina.

Sospesi tra realtà e leggenda sono metodi utilizzati da popoli primitivi come i Boscimani, che strofinerebbero energicamente dei bastoncini fino ad accendere della paglia.

Una svolta importante fu l'invenzione dei fiammiferi, nel diciottesimo secolo, che rese inutile il fuoco acceso perenne. Il fiammifero ha una capocchia che si accende facilmente per sfregamento; è costituita da una miscela ben formulata di ossidanti e riducenti, che produce una reazione iniziale che propaga la fiamma a un bastoncino combustibile, per es. di legno. Si noti che la prima reazione non

è una combustione in senso proprio, perché non richiede l'ossigeno dell'aria, ma un ossidante più attivo, ad es. clorato di potassio.

Spegnere il fuoco è un'operazione che può avere varie motivazioni. Alcuni esempi: spegnere un incendio che sta producendo danni e rischia di propagarsi e ingrandirsi; spegnere un fuoco limitato, che però reca danno, tipicamente abiti in fiamme; spegnere un fuoco che non serve più per risparmiare combustibile, tipicamente il gas in cucina o una candela; spegnere un camino dopo l'uso, per evitare la formazione di prodotti tossici.

I metodi per spegnere il fuoco sono molti, ma il primo nell'immaginazione comune è usare dell'acqua. Anzi, nel sentire comune, l'acqua è proprio il contrario del fuoco, tanto da avere espressioni come "acqua o fuoco". In realtà la relazione tra acqua e fuoco non è così semplice. L'acqua sul fuoco evapora velocemente, e questo spegne il fuoco per due ragioni: l'abbassamento di T, dovuto all'elevato calore di evaporazione; e l'isolamento dall'ossigeno dell'aria, per la formazione di uno strato di acqua gassosa, privo di comburente. L'acqua è efficace soprattutto sui combustibili solidi; su quelli liquidi può avere l'effetto opposto, trasportando il combustibile e propagando il fuoco.

Altri modi per spegnere il fuoco sono l'isolamento dall'aria, come avviene con gli estintori a polvere o a CO₂, oppure con le coperte antifiamma. La distruzione dei radicali liberi si effettua con estintori a base di composti alogenati; poco compresa da chi non ha conoscenze chimiche, è straordinariamente efficace, come si può vedere nello spegnimento istantaneo di macchine da corsa in fiamme.

I pericoli del fuoco

Il primo pericolo è quello legato all'alta temperatura, che può uccidere le persone e danneggiare gravemente molti materiali.

Il pericolo di incendi è grave specialmente per le strutture in legno o altri materiali combustibili, che sono distrutti nella reazione di combustione. Anche la liberazione di combustibili immagazzinati, come bombole di gas o serbatoi di benzina, può contribuire fortemente agli incendi.

Gravi pericoli sono legati ai prodotti della combustione. I prodotti principali, CO₂ e H₂O, sono innocui, a parte il possibile effetto di soffocamento per mancanza di ossigeno. Ma altri elementi contenuti nei combustibili possono dare prodotti dannosi, ad es. lo zolfo produce ossidi acidi, gli alogeni acidi idrogenati forti, l'azoto in particolari condizioni può dare ossidi, altri elementi altri prodotti di varia natura e rischio. Anche materiali che non sono chimicamente prodotti di combustione, come ossidi metallici, possono essere emessi come polveri sottili dannose per la salute e per l'ambiente.

Un fatto importante è che la combustione può non essere completa, dando monossido di carbonio CO invece di CO₂. Il CO è estremamente tossico ed è causa di numerose morti per avvelenamento, per es. quando si lascia un braciere o un motore di auto accesi in un ambiente chiuso. Insistere sulla pericolosità dei bracieri.

Si può proporre un'unità sui comportamenti da tenere in caso di incendio, specialmente nell'edificio scolastico. Si possono anche mostrare le strutture, i metodi e i compiti dei Vigili del Fuoco, magari invitando qualcuno del Corpo per presentarli.

Esperimenti e osservazioni

Osservare la fiamma di una candela: si possono riconoscere zone diverse per colore, luminosità e temperatura. Può essere l'occasione per spiegare il meccanismo della reazione, i fenomeni di trasporto connessi, le relazioni fra composizione e colori osservati.

Osservare la fiamma di gas di cucina: può essere l'occasione per raccontare la composizione e l'origine del gas, riconoscere e spiegare le zone a diverso colore e temperatura, confrontare con la fiamma della candela.

Metodi per spegnere il fuoco:

- a) soffiare sulla fiamma; fare notare che una fiamma piccola si spegne, ma una grande si rinforza: discutere le ragioni.
- b) versare acqua; si può, con le dovute precauzioni, versare acqua su alcool che brucia in una tazza, e far vedere che l'alcool trabocca e il fuoco dilaga.
- c) soffocare la fiamma; si può fare facilmente con uno straccio su una piccola fiamma; si possono anche ritrovare vecchi cappuccetti a imbuto usati per spegnere le candele.
- d) esaurire l'ossigeno; mettere una candela accesa in un barattolo chiuso; dopo un poco si spegne.
- e) usare un estintore a polvere
- f) procurarsi un prodotto a catturatori di radicali per spegnere il fuoco; far notare l'efficienza anche su fuochi di grosse dimensioni.

Metodi per accendere il fuoco:

- a) usare i fiammiferi e notare i dettagli della procedura quali riscaldamento per sfregamento, il diverso odore per riconoscere alcune sostanze usate nella capocchia.
- b) accendigas a scintilla elettrica
- c) pietra focaia; usare un accendino a liquido con pietra focaia.

La brace. Preparare e lasciare spegnere un fuoco di carbonella, ritrovare la brace molto tempo dopo. Ravvivare la brace soffiando e usarla per accendere un nuovo fuoco. E' una buona occasione per riprendere il discorso su cinetica e meccanismo della combustione.

La cenere. Raccogliere la cenere di un fuoco di legna e mostrare che in acqua è basica. Si può estendere il discorso sulla composizione del legno.

Identificazione dei prodotti. CO₂: usare un'apparecchiatura per far passare i gas della combustione in acqua di calce e osservare l'intorbidamento che rivela la CO₂. H₂O: far passare i gas di combustione su una parete fredda e osservare il deposito di goccioline d'acqua. L'esperimento è difficile e poco conclusivo, per la presenza di vapore acqueo anche nell'aria normale.

L'ossigeno incrementa la fiamma; normalmente il comburente è l'aria, che contiene solo 1/5 di ossigeno. In un'atmosfera più ricca di O₂ la reazione è potenziata; questo si può sperimentare ponendo la fiamma in un gas ricco in ossigeno, ottenuto per es. per elettrolisi dell'acqua, oppure prelevando ossigeno da una bombola: l'effetto è vistoso. Questi esperimenti possono essere preliminari a una dimostrazione con un apparecchio per la fiamma ossidrica.

Tecnologie basate sulla combustione

Oltre alla fiamma ossidrica citata più sopra, si possono mostrare e/o far usare altri strumenti scaldanti: fornelli ad alcool o petrolio, e soprattutto le cucine a gas domestiche; di queste ultime si può studiare in dettaglio la struttura dei bruciatori, con la regolazione delle prese d'aria per l'ottenimento di fiamma pulita, riconoscibile dal colore.

Per gli apparecchi da illuminazione, si possono mostrare e/o aprire lampade ad olio e a petrolio; lampade di sicurezza in miniera, che non espongono la fiamma all'atmosfera, che potrebbe esplosiva. Si possono anche ricordare gli antichi lampioni pubblici a gas, mostrando filmati d'epoca.

I motori a combustione sono un altro grande capitolo. Si può cominciare dalla macchina a vapore, di cui si può illustrare il funzionamento, ed eventualmente estendere la discussione all'importanza storica di questa macchina nella formulazione della Termodinamica.

Per i motori a combustione interna, si può descrivere il motore a scoppio; si possono riprendere, per gli aspetti storici, i vecchi manuali per l'esame per la patente, quando era richiesta la conoscenza del funzionamento del motore dell'auto. Si può anche discutere la differenza tra motori a pistoni e a turbina.

Combustione e respirazione

Far notare che la reazione globale della respirazione (ossidazione di zuccheri con ossigeno) è identica a una reazione di combustione.

Far notare la profonda differenza di meccanismo e cinetica: radicalica la combustione, enzimatica la respirazione; autopropagantesi la combustione, regolata dal metabolismo generale la respirazione; l'energia di reazione è sviluppata come calore nella combustione, mentre è immagazzinata come ATP nella respirazione.

Per evidenziare le somiglianze, far notare che in mancanza di aria sia la combustione sia la respirazione diventano difficoltose o impossibili.

Far passare l'aria espirata in acqua di calce: si ottiene lo stesso intorbidamento che coi gas di combustione, sempre per il contenuto di CO₂.

Destinatari, obiettivi, prerequisiti

Le questioni relative a questi aspetti non sono discusse nel documento, che è soltanto uno schema di proposta.

L'argomento della combustione può essere inserito a qualunque livello scolastico, dalla scuola materna ai livelli universitari avanzati. Una volta definiti i destinatari, il progetto dovrebbe essere configurato, inserendo alcuni degli argomenti sopra suggeriti, o altri, e adattando il livello di trattamento alla situazione scelta. Solo in questa fase possono essere decisi gli obiettivi specifici e i prerequisiti.

Percorsi didattici sulla combustione in rete

- http://www.itisff.it/iss/28_maggio/Combustione_LOBELLO.pdf
- http://www311.regione.toscana.it/lr04/documents/15427/46006/fiic86300x_la+combustione/93d67dd1-8a6b-4467-9484-b275711660a6?version=1.0

Allegato 2

Osserva e spiega

Marina Gobbo marina.gobbo@unipd.it

A) Il verificarsi di una reazione può essere segnalato da chiare evidenze sperimentali

È molto facile trovare reazioni chimiche, semplici da realizzare e accompagnate da cambi tangibili di varia natura, come quelle sotto riportate, per coinvolgere gli studenti: potranno, così, toccare con mano il verificarsi di un processo e, se i prodotti delle varie reazioni non verranno svelati, impegnarsi nel fare ipotesi.

1) Formazione di un precipitato

cloruro di calcio + carbonato di sodio → ???????
(soluzione aq. incolore) (soluzione aq. incolore)



nitrato di piombo(II) + ioduro di potassio → ???????
(soluzione aq. incolore) (soluzione aq. incolore)



2) Cambio di colore

cloruro di ferro(III) + ferrocianuro di potassio → ???????
(soluzione aq. gialla) (soluzione aq. gialla)



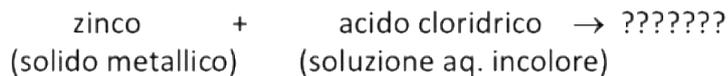
cloruro di ferro(III) + tiocianato di potassio → ???????
(soluzione aq. gialla) (soluzione aq. incolore)



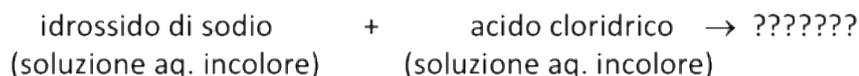
3) Sviluppo di gas

carbonato di calcio + acido cloridrico → ???????
(solido bianco) (soluzione aq. incolore)





4) Sviluppo di calore



5) Sviluppo di luce

Reazioni la cui trasformazione dei reagenti nei prodotti è accompagnata da emissione di luce di vario colore sono dette reazioni chemiluminescenti; in natura tale fenomeno, che prende il nome di bioluminescenza, è molto diffuso: ne sono esempi le lucciole, che emettono luce proprio perché nel loro addome avviene una reazione chemiluminescente, ma anche molti abitanti degli abissi sono luminosi grazie a reazioni simili, così come lo spettacolo del mare in amore si deve a questo fenomeno.



Molte reazioni chemiluminescenti sono state inventate dai chimici; esse trovano gli impieghi più svariati. Ne sono esempi, il luminolo che, degradandosi in presenza di acqua ossigenata e ioni ferro(II) emettendo luce blu, viene usato per evidenziare tracce di sangue proprio grazie al fatto che l'emoglobina contiene ioni ferro(II) e le lightstick, che per loro impermeabilità e capacità di generare luce in maniera pratica e senza bisogno di elettricità, hanno applicazione in numerosi campi.



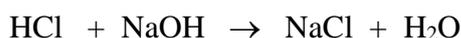
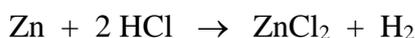
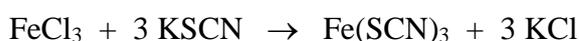
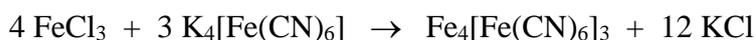
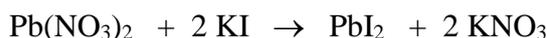
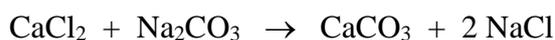
Il luminolo sulla scena del crimine



B) Le reazioni chimiche sono rappresentate simbolicamente dall'equazione chimica in cui i reagenti e i prodotti sono indicati mediante le rispettive formule e separati da una freccia che

indica il verso del processo; le formule dei reagenti sono poste a sinistra della freccia, mentre quelle dei prodotti a destra. L'equazione chimica va bilanciata in modo tale che sia conservato il numero degli atomi di ciascun elemento: ciò si ottiene apponendo numeri interi e più piccoli possibile (coefficienti stechiometrici) davanti alle formule chimiche dei reagenti e dei prodotti.

Coinvolgere gli studenti in una discussione collettiva con l'intento di individuare i prodotti delle reazioni osservate ai punti 1), 2), 3) e 4) della precedente sezione A); chiedere, quindi, agli studenti di scrivere le corrispondenti equazioni chimiche e di bilanciarle, come sotto riportato.

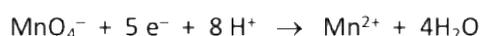


Le equazioni chimiche bilanciate (livello microscopico) permettono di risolvere problemi di interesse pratico fondamentale come stabilire le quantità dei reagenti che si devono mescolare per ottenere un'opportuna quantità di prodotto (o prodotti), oppure conoscere la quantità di prodotto (o prodotti) che si ottiene mescolando certe quantità di reagenti (livello macroscopico). Stimolare gli studenti ad affrontare calcoli del genere con riferimento alle reazioni/equazioni chimiche sopra riportate.

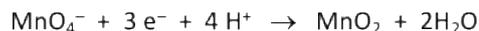
C) Il pH dell'ambiente è importante per controllare e pilotare il decorso di una reazione chimica dal momento che i prodotti che si ottengono da due ben specifici reagenti possono cambiare drasticamente al variare dell'acidità/basicità dell'ambiente.

Un esempio eclatante di questo comportamento, da fare con gli studenti, è la riduzione del permanganato: aggiungendo ad una soluzione acquosa di permanganato di potassio, intensamente colorata di viola, una soluzione acquosa di disolfito di sodio, usato come riducente, il grado di ossidazione del manganese passa da +7 a differenti valori a seconda dell'ambiente, cosa che, fra l'altro, è ben visibile ad occhio nudo.

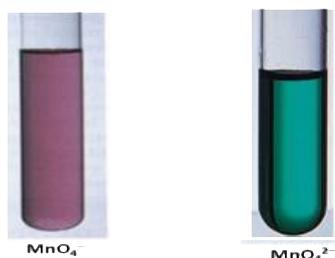
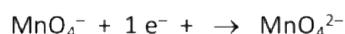
In ambiente acido, il manganese si riduce a grado di ossidazione +2, dando lo ione Mn^{2+} , praticamente incolore:



In ambiente neutro, invece, il manganese si riduce a grado di ossidazione +4, dando il diossido di manganese sotto forma di un solido marrone:



In ambiente alcalino, infine, il manganese si riduce a grado di ossidazione +6, dando lo ione MnO_4^{2-} , di un brillante colore verde smeraldo:



D) I fattori che determinano la spontaneità di un processo: sviluppo di calore e aumento di disordine.

Esempi di processi spontanei che comportano sviluppo di calore e che possono essere facilmente affrontati con gli studenti:

- reazione di neutralizzazione di acidi e basi.
- dissoluzione di alcuni sali in acqua; il caso più eclatante è quello del cloruro di calcio il cui processo di dissoluzione è così esotermico da essere usato per scaldare le bevande da viaggio

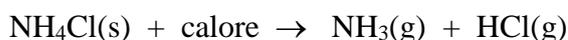
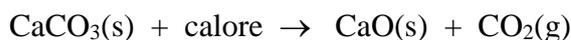


Esempi di processi spontanei che comportano assorbimento di calore e che ancora una volta facili da affrontare con gli studenti; è importante sottolineare che in questo caso deve aumentare il disordine:

- evaporazione di un liquido; che questo processo, pur essendo spontaneo, avvenga con assorbimento di calore è chiaramente evidenziato dal fatto che ponendo sulla pelle dell'alcol si sente una sensazione di freddo che accompagna appunto la sua evaporazione; ancora più eclatante è il caso dell'etere il cui processo di evaporazione è così endotermico da raffreddare la pelle a tal punto da anestetizzarla (per questo motivo l'etere veniva usato una volta per massaggiare la parte prima di praticare un'iniezione)
- dissoluzione di alcuni sali in acqua; il caso più eclatante è quello del nitrato d'ammonio il cui processo di dissoluzione è così endotermico da essere usato per creare ghiaccio istantaneo



- reazioni che da reagenti allo stato solido (o in soluzione) formano uno o più prodotti allo stato gassoso:

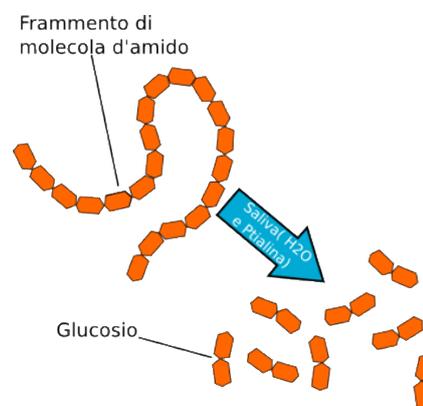


E) I fattori che influenzano la velocità di un processo: temperatura e catalizzatori/inibitori.

La temperatura è il modo più semplice e quello più estesamente impiegato per influire sulla velocità di una reazione: ad esempio, i cibi si cucinano per accelerare determinate reazioni che conferiscono aromi e sapori piacevoli e che favoriscono la digestione. Al contrario, i cibi si conservano in frigorifero, proprio per rallentare le reazioni che portano al loro deterioramento.

La velocità delle reazioni può essere aumentata anche da appropriati catalizzatori e gli enzimi sono gli esempi più eclatanti. Si dice comunemente che la prima digestione avviene in bocca: ciò si deve agli enzimi contenuti nella saliva che cominciano la prima demolizione delle molecole complesse contenute negli alimenti.

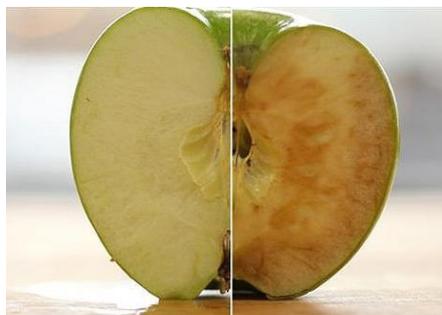
Una semplice prova di quanto ora affermato si può avere masticando a lungo della mollica di pane insipido: dopo un po' si comincia a sentire un sapore dolce indice che gli enzimi contenuti nella saliva sono riusciti a rompere l'amido nei suoi componenti più semplici e cioè gli zuccheri.



La ptialina scinde(divide) l'amido in maltosio uno zucchero formato da 2 molecole di glucosio

Come esistono i catalizzatori, esistono anche gli inibitori, sostanze in grado di rallentare la velocità delle reazioni; ancora una volta la natura è maestra: infatti, nel nostro corpo sono presenti molti inibitori, come ad esempio gli antiossidanti, che cercano di inibire i processi negativi per la nostra salute.

La vitamina C è un tipico antiossidante e una semplice prova della sua efficacia si può avere strofinando con un limone, ricco di vitamina C, una fetta di mela: il processo di annerimento della mela, indice della sua ossidazione all'aria, risulta molto rallentato.



Mela strofinata con succo di limone all'aria non si ossida

Mela lasciata all'aria annerisce perché si ossida

Un esempio di come l'aumento della temperatura e la presenza di un catalizzatore siano in grado di accelerare una reazione, semplice da affrontare con gli studenti, è la riduzione in ambiente acido dello ione permanganato, MnO_4^- , ad opera dello ione ossalato, $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$.

In queste condizioni lo ione permanganato, di colore viola, viene ridotto a ione Mn^{2+} , praticamente incolore; le prime gocce di permanganato aggiunte alla soluzione di ossalato, però, non si decolorano: occorre scaldare per attivare il processo che ha, infatti, un'elevata energia di attivazione. La cosa interessante è che il riscaldamento non è più necessario per le aggiunte successive di permanganato che viene velocemente decolorato. Il motivo di ciò è che i pochi ioni Mn^{2+} , formati dopo il riscaldamento, sono in grado di catalizzare il processo.



La dimostrazione dell'effetto catalizzante dello ione manganese(II) si ha chiaramente se si introduce inizialmente all'ambiente di reazione una piccolissima quantità di MnSO_4 , che mette in soluzione ioni Mn^{2+} : in questo caso la decolorazione del permanganato ad opera dello ione ossalato procede velocemente senza bisogno di scaldare.

Allegato 3

Coloranti e Pigmenti

Iole Cerminara e Maria Funicello

maria.funicello@unibas.it

Durante il nostro impegno nelle attività del PLS Chimica con gli studenti del secondo biennio di scuola superiore abbiamo avuto modo di apprezzare l'importanza dell'attività laboratoriale. Purtroppo sono pochi gli istituti in cui ci sono laboratori adeguatamente attrezzati per far svolgere anche semplici esperimenti a tutti i ragazzi e non sempre i docenti "osano" affrontare l'attività sperimentale su argomenti anche un po' fuori dai tradizionali programmi di Scienze.

Abbiamo quindi iniziato da più di una decina d'anni, grazie ai finanziamenti del Piano Nazionale Lauree Scientifiche, a "stimolare" sia docenti che studenti con argomenti diversi di cui vogliamo riportare un esempio in questa scheda. L'abbiamo preparata per il laboratorio PLS del corrente anno scolastico per evidenziare i collegamenti della chimica con la storia e la storia dell'arte, ma anche per mostrare l'importanza delle dimensioni delle particelle di pigmenti inorganici, l'effetto della luce sulla formazione dell'indaco e sulle misure di assorbimento della luce di soluzioni diversamente colorate.

INTRODUZIONE

Coloranti e pigmenti sebbene entrambi utilizzati per conferire una colorazione ad un materiale, sono due tipi di sostanze molto differenti tra loro.

Un **pigmento** è una sostanza utilizzata per modificare il colore di un materiale. Ciò che distingue un pigmento da un colorante è l'incapacità dei pigmenti di sciogliersi sia nei comuni solventi (come l'acqua) sia nella superficie da colorare, per cui nel caso dei pigmenti si parla di "dispersione".

I pigmenti sono chiamati comunemente "terre" in quanto la maggior parte dei colori tradizionali proviene da giacimenti minerali naturali. Più in generale, essi sono sostanze colorate, insolubili nel mezzo in cui sono utilizzate, la cui azione colorante deriva dalla dispersione meccanica nel mezzo stesso.

I pigmenti si suddividono in due grandi gruppi: pigmenti organici e pigmenti inorganici (o pigmenti minerali); ciascun gruppo può poi essere suddiviso in pigmenti naturali e pigmenti artificiali.

Tra i pigmenti più noti del mondo vegetale vi sono le clorofille (parti verdi in genere delle piante), i carotenoidi (colori giallo-arancio, es. carote) e le antocianine (colori violetti, es. uva).

I pigmenti minerali sono composti inorganici costituiti da polveri più o meno fini, colorate, insolubili nel mezzo disperdente (medium) con il quale formano un impasto più o meno denso da applicare su una superficie prescelta.

I **coloranti**, invece, sono sostanze generalmente di natura organica, naturali o artificiali, solubili in solventi. Si legano alle molecole delle sostanze da colorare, di solito fibre tessili o plastiche, in maniera stabile, grazie a veri e propri legami chimici. Questi materiali non danno una semplice copertura di colore all'oggetto, come invece fanno i pigmenti, ma, reagendo con esso gli impartiscono una colorazione stabile in tutta la massa. I coloranti si suddividono in naturali, di origine animale (ad esempio il rosso porpora da alcuni molluschi o insetti come la cocciniglia) o vegetale (contenuti in radici, foglie, fiori, frutti, alghe, licheni, ecc.) ed artificiali costituiti da molecole di solito poliaromatiche.

I COLORANTI

L'uso dei coloranti è molto antico: per secoli sono stati utilizzati coloranti di origine vegetale o animale. Il processo di formazione e isolamento del colorante vero e proprio avveniva attraverso procedure complicate e misteriose che si tramandavano di generazione in generazione. I coloranti di origine vegetale venivano estratti dalle bacche, dalle foglie o dalle radici delle piante mediante macerazione e successivamente gli estratti venivano bolliti. A volte era necessario acidificare o basificare per poter estrarre il colorante dai tessuti vegetali.

Un colorante molto antico è ad esempio il robbio di un colore rosso brillante. Questo colorante fu utilizzato da Alessandro il Grande per ingannare in battaglia i Persiani: infatti, macchiando le tuniche dei suoi soldati con il robbio, ingannò i persiani che credettero al ferimento di molti nemici. La struttura chimica del colorante estratto dalle radici della robia è stata compresa solo in tempi più recenti: si tratta dell'alizarina (fig. 1), molecola molto simile per struttura all'henné (o lawsone, fig. 2).

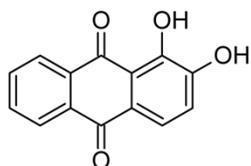


Figura 1 – Alizarina

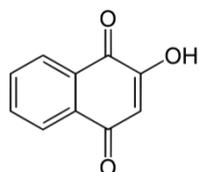


Figura 2 – Henné o lawsone

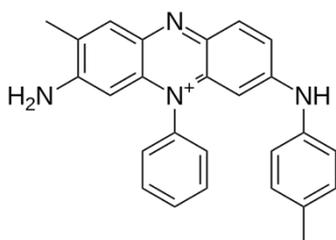


Figura 3 – Mauveina o porpora di anilina

Nel 1856 Perkin scoprì la mauveina (detta anche porpora di anilina, fig. 3), il primo colorante artificiale ottenuto dal carbon fossile.

Ormai i coloranti più utilizzati sono ottenuti in laboratorio poiché i coloranti di origine naturale, spesso non sono così brillanti come quelli artificiali, non possono essere disponibili nelle stesse quantità degli analoghi artificiali e sicuramente hanno costi più elevati. Basti pensare che molti coloranti artificiali prevedono, come materiali di partenza, sottoprodotti della raffinazione del petrolio, disponibili quindi a buon mercato.

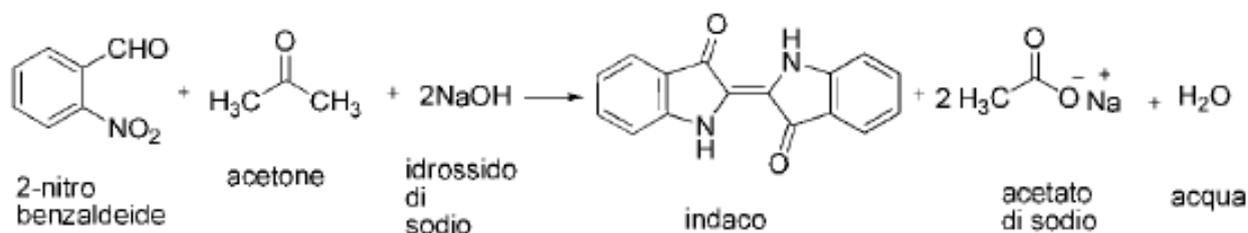
L'indaco

La storia

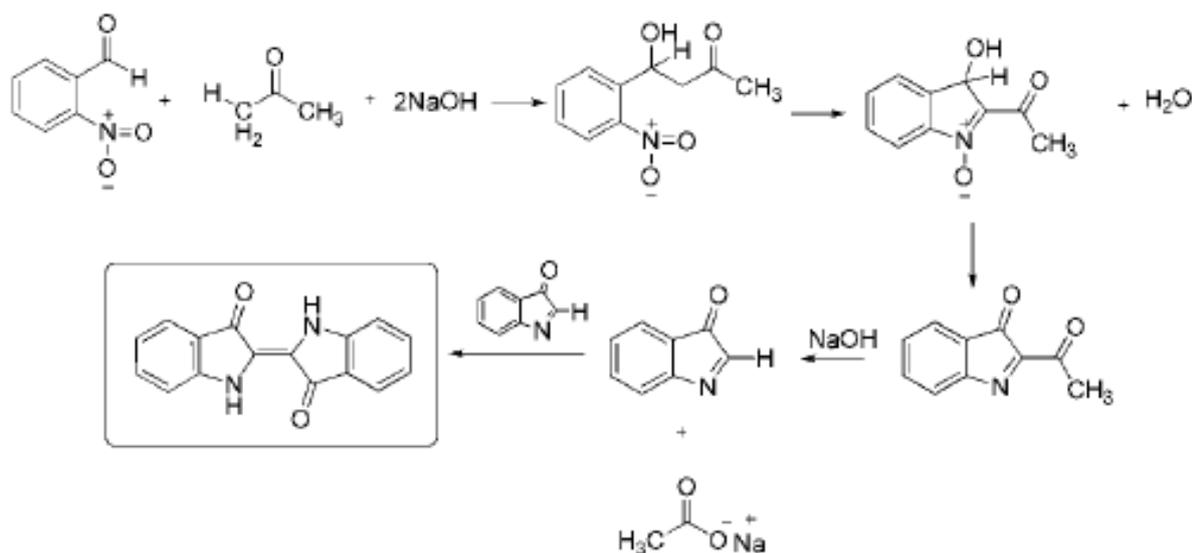
Un colorante naturale molto antico è l'*indaco*, estratto dalla pianta *Indigofera tinctoria* e noto in Asia da più di 4000 anni. La pianta cresce in regioni tropicali e in modo particolare in India: infatti, lo stesso nome di "indaco" proviene dal latino "indicum" che significa proveniente dall'India.

In India, terra madre per l'estrazione e l'utilizzo dei coloranti soprattutto per dipingere stoffe, erano molte le persone che lavoravano intorno alla produzione dell'indaco ed infatti ancora oggi è presente

In laboratorio l'indaco viene ottenuto in modo completamente diverso.



La reazione avviene mediante più stadi che procedono in rapida successione:



Sebbene la reazione possa sembrare complicata, nella pratica di laboratorio è molto semplice: in un recipiente di vetro (becher o beuta) vengono messi la 2-nitro benzaldeide, l'acetone e l'acqua e poi si aggiunge lentamente l'idrossido di sodio. L'aggiunta va fatta lentamente poiché la reazione che avviene è esotermica, dunque sviluppa calore e bisogna fare in modo che la temperatura non superi i 50°C. Si lascia in agitazione per 30 minuti in modo che la reazione vada a completezza, quindi si recupera il solido per filtrazione sotto vuoto.

Il solido ottenuto viene infine lavato prima con acqua, poi con etanolo ed essiccato.

I PIGMENTI

I pigmenti sono sostanze colorate che vengono applicate su di una superficie mediante un mezzo in cui sono insolubili o dispersi in una massa in cui sono ugualmente insolubili.

I pigmenti possono essere divisi in vario modo.

A. da un punto di vista chimico:

- pigmenti inorganici: sali, ossidi, sali complessi.
- pigmenti organici: pigmenti propriamente detti, o sostanze organiche insolubili nel mezzo di applicazione, e lacche, ossia coloranti insolubilizzati come sali o come complessi.

B. da un punto di vista storico:

- pigmenti usati fin dalla preistoria,
- pigmenti dell'antico Egitto
- pigmenti dei Greci e dei Romani

- pigmenti del Medioevo
- pigmenti del Rinascimento
- pigmenti della Riforma e della Controriforma pigmenti del 1600-1700
- pigmenti della prima metà del 1800
- pigmenti dalla seconda metà del 1800 ai giorni nostri.

Inoltre, da un punto di vista “geografico”, non si possono dimenticare i pigmenti usati in passato da civiltà non europee, per cui andrebbero almeno considerati i pigmenti dell'India antica e quelli usati nei regni dell'America Centrale prima dell'arrivo degli Spagnoli.

Infine, a completamento del quadro ci sono i pigmenti della Cina, del Giappone e genericamente dell'estremo oriente, strettamente correlati fra loro.

Preparazione di un pigmento

La manifattura di un pigmento coinvolge due fasi distinte:

La prima comprende la sequenza delle reazioni chimiche che portano alla formazione del pigmento, la seconda (che può essere condotta contemporaneamente alla prima, o può coinvolgere post-trattamenti specifici) assicura che il pigmento venga ottenuto nella sua forma fisica più adatta.

In genere i pigmenti organici vengono preparati in particelle le più piccole possibili, che, però, garantiscano la massima forza del colore e la massima trasparenza.

Al contrario i pigmenti inorganici vengono preparati in particelle dalle dimensioni di 0,2-0,3 micron per ottenere la massima opacità.

Per la preparazione dei pigmenti inorganici si usano vari metodi di sintesi quali ad esempio la precipitazione da soluzione acquosa.

Il colore nei pigmenti inorganici

Il colore, nei pigmenti inorganici, nasce da transizioni elettroniche completamente diverse da quelle responsabili del colore dei pigmenti organici. I pigmenti inorganici mostrano, in genere, un'elevata opacità intrinseca, che può essere attribuita all'alto indice di rifrazione causato dall'arrangiamento compatto degli atomi nella struttura cristallina.

Alcuni dei pigmenti più antichi e più usati sono dei carbonati, come ad es. i carbonati di rame, azzurrite e malachite, e il bianco di piombo o come i vari tipi di calcare e marmo usati spesso come diluenti. Come è noto tutti i carbonati reagiscono con gli acidi eliminando CO₂ e trasformandosi in altri sali.

Malachite: La sua formula è CuCO₃·Cu(OH)₂ e il suo nome, derivato dal greco, è collegato al suo colore verde foglia. Il minerale può presentarsi in cristalli prismatici ma può presentarsi anche in forma granulare, terrosa e stalattitica. Anch'essa si forma come minerale secondario nelle zone superiori, ossidate, di giacimenti di rame minerale. La preparazione del pigmento dal minerale è fatta mediante macinazione, lavaggio e levigazione.

Verdigris: La sua formula è Cu(CH₃COO)₂·2Cu(OH)₂. Si tratta di un verde sintetico a base di rame, un pigmento noto fin dai tempi antichi molto utilizzato nel Medio Evo. Il *verdigris* è una miscela di acetati di rame, molti dei quali idrati, e veniva preparato esponendo strisce o fogli di rame all'azione dell'aceto (o di altre sostanze organiche in grado di corrodere il rame con formazione di una patina superficiale che veniva grattata, ridisciolta in aceto e ricristallizzata per evaporazione).

Esperimenti in laboratorio

Sintesi dell'indaco

Materiale occorrente

- becher da 100 mL
- cilindro graduato da 10 mL
- bacchetta di vetro
- imbuto di Buckner e carta per filtrare
- vetrino di orologio
- 2-nitrobenzaldeide
- acqua distillata
- acetone
- soluzione di NaOH 2M
- alcol etilico o etanolo
- etere etilico

Norme di sicurezza:

- Usare guanti ed occhiali di protezione
- Evitare il contatto con la 2-nitrobenzaldeide (lavorare sotto cappa)

Procedura da seguire

In un becher da 100 mL si pesano 500 mg di 2-nitrobenzaldeide, si aggiungono 5 mL di acetone e si diluisce con 5 mL di acqua. Si agita vigorosamente la soluzione con una bacchetta di vetro, si aggiungono quindi 2,5 mL di NaOH 2M. Le prime gocce di NaOH aggiunte colorano di giallo la soluzione, continuando ad agitare e ad aggiungere l'NaOH dopo 5 minuti la soluzione appare di colore blu-viola. Durante l'aggiunta si osserva anche il riscaldamento del becher dovuto al fatto che la reazione è leggermente esotermica. Quindi si pone il becher contenente la reazione in un bagno di acqua e ghiaccio per favorire la precipitazione del prodotto. Si filtra il precipitato di colore blu, si lava con un po' di acqua, poi con etanolo ed etere etilico. Si trasferisce l'indaco su un vetrino d'orologio e si lascia seccare in stufa.

Sintesi del Verde Malachite



Materiale occorrente

- due becher (250 e 100 mL)
- due ancorette magnetiche
- spatola di plastica e bacchetta di vetro
- due navicelle da pesata
- imbuto di Buckner e carta per filtrare
- beuta codata con anello di gomma e tubo di collegamento x cilindro graduato da 100 mL
- termometro
- agitatore magnetico con piastra riscaldante
- $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (solfato rameico)
- Na_2CO_3 (carbonato di sodio)

Norme di sicurezza:

- Usare guanti ed occhiali di protezione

Procedura da seguire

1. Pesare in una navicella 5 g di $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ e trasferirli in un becher da 250 mL. Aggiungere 50 mL di H_2O distillata e una ancoretta magnetica. Porre il becher sull'agitatore magnetico, riscaldare fino a 50°C e lasciare in agitazione.

2. Pesare in una navicella 2,3 g di Na_2CO_3 e trasferirli in un becher da 100 mL. Aggiungere 50 mL di H_2O distillata e un'ancoretta magnetica. Porre il becher sull'agitatore magnetico, riscaldare fino a 50°C e lasciare in agitazione.
3. Dopo la dissoluzione dei due sali mantenere in agitazione la soluzione contenente gli ioni Cu^{2+} sulla piastra riscaldante a circa 50°C . Aggiungere in modo lento e graduale circa metà della soluzione di Na_2CO_3 nella prima soluzione preparata e mantenuta sotto costante e vigorosa agitazione. Si osserva la formazione di un precipitato azzurro chiaro e lo sviluppo di CO_2 .
4. Mantenere in agitazione la soluzione per alcuni minuti e versare lentamente e poco per volta il resto della soluzione di Na_2CO_3 .
5. Terminata l'aggiunta della soluzione, accendere il riscaldamento dell'agitatore magnetico. All'aumentare della temperatura della soluzione si osserva che il precipitato cambia di colore. Da azzurro chiaro diventa di colore verde tipico della Malachite. *Attenzione: la temperatura non deve superare i 70°C* (fare il controllo con un termometro immerso nella soluzione). Quando tutto il precipitato ha assunto la colorazione verde, spegnere il riscaldamento e lasciare in agitazione almeno 10 minuti. Togliere il becher dalla piastra riscaldante e lasciare decantare la soluzione.
6. Preparare l'apparecchiatura necessaria per la filtrazione sotto vuoto. Quando viene versato nell'imbuto, il precipitato potrebbe compattarsi sulla superficie del filtro e ciò renderebbe difficile e lento il processo della filtrazione. Cercare di far scendere molto lentamente la soluzione lungo una bacchetta di vetro in modo che la parte solida che scende si accumuli al centro del filtro. Se la soluzione non riesce ad attraversare il filtro, rimuovere delicatamente con la spatola di plastica il precipitato che si compatta sulla superficie del filtro. Fare molta attenzione a non rompere il filtro.
7. Quando tutta la fase liquida è raccolta nella beuta sottostante, chiudere il rubinetto del vuoto. Aggiungere alla fase solida alcuni millilitri di acqua deionizzata per lavare il precipitato (utilizzare direttamente la spruzzetta dell'acqua dirigendo il getto verso il precipitato). Se necessario, con la spatola di plastica, rimuovere e agitare il precipitato per favorire l'operazione di lavaggio. Riaprire il rubinetto del vuoto per rimuovere la fase liquida (l'acqua di lavaggio).
8. Ripetere di nuovo l'operazione di lavaggio. Dopo aver lavato, lasciare sotto vuoto per alcuni minuti in modo da rimuovere la maggior parte possibile dell'umidità residua.
9. Successivamente, mettere in stufa a circa 80°C l'imbuto con il precipitato. Lasciarlo in stufa fino a che il solido non sia ben asciutto.

Sintesi del Verdigris $\text{Cu}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot 2\text{Cu}(\text{OH})_2$

Materiale occorrente

- tre becher (250, 250 e 100 mL)
- spatola di plastica e bacchetta di vetro
- navicella da pesata
- cilindro graduato da 100 mL
- pipetta graduata da 10 mL
- imbuto grande di Buckner con due filtri
- beuta codata con anello di gomma e tubo di collegamento
- agitatore magnetico con piastra riscaldante e ancoretta magnetica
- $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (solfato rameico)
- NH_3 3M (ammoniaca) – *da usare sotto cappa*
- NaOH 2M (idrossido di sodio; soluzione contenente 0.8 g in 10 mL)
- CH_3COOH glaciale (acido acetico) – *da usare sotto cappa* (con cilindro graduato da 50 mL)

Norme di sicurezza:

- Usare guanti ed occhiali di protezione
- Lavorare sotto cappa

Procedura da seguire

1. Pesare in una navicella 5 g di $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ e trasferirli in un becher da 250 mL. Aggiungere 100 mL di H_2O distillata e un'ancoretta magnetica. Porre il becher sull'agitatore magnetico e lasciare in agitazione fino a completa dissoluzione del sale.
2. L'operazione successiva (aggiunta di ammoniaca alla soluzione contenente il solfato di rame) va effettuata *sotto cappa!* Sistemare l'imbutino in cima alla buretta, riempirla con NH_3 3M e azzerare (durante questa operazione il rubinetto della buretta deve restare chiuso). Sistemare sopra un agitatore magnetico il becher contenente la soluzione di ioni Cu^{2+} . Sistemare la buretta sopra il becher in modo che il beccuccio della buretta sia all'interno del becher. Aprire il rubinetto della buretta in modo che l'ammoniaca cada goccia a goccia sulla soluzione che va mantenuta in agitazione. All'inizio si osserva la formazione di un precipitato blu pallido mentre la soluzione tende a colorarsi di blu intenso. Tale colorazione all'inizio scompare poi tende a rimanere. *Fare molta attenzione!* L'aggiunta dell'ammoniaca deve essere interrotta appena si osserva che persiste il colore blu della soluzione dovuto alla formazione di $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$. È infatti da evitare un eccesso di ammoniaca (soluzione blu intenso) in quanto il precipitato verrebbe tutto portato in soluzione.
3. Aggiungere alla soluzione 30 mL di acqua e lasciare in agitazione per 10 minuti. Spingere l'agitazione e lasciare decantare la soluzione. Trasferire in altro recipiente la maggior parte della soluzione facendo attenzione a non perdere il precipitato. Aggiungere 50 mL di acqua deionizzata e mettere in agitazione per 2 minuti. Al termine lasciare decantare e trasferire in altro recipiente la maggior parte della soluzione facendo di nuovo attenzione a non perdere il precipitato.
4. Preparare l'apparecchiatura necessaria per la filtrazione sotto vuoto e procedere alla filtrazione. Quando viene versato nell'imbutto, il precipitato potrebbe compattarsi sulla superficie del filtro e ciò renderebbe difficile e lento il processo della filtrazione. Cercare di far scendere molto lentamente la soluzione lungo una bacchetta di vetro in modo che la parte solida che scende si accumuli al centro del filtro. Se la soluzione non riesce ad attraversare il filtro, rimuovere delicatamente con la spatola di plastica il precipitato che si compatta sulla superficie del filtro. Fare molta attenzione a non rompere il filtro.
5. Quando tutta la fase liquida ha passato il filtro, trasferire, con l'aiuto di una spatola, il precipitato in un becher da 250 mL, aggiungere 50 mL di H_2O distillata, un'ancoretta magnetica e porre in agitazione sull'agitatore magnetico. Con l'acqua aggiunta, cercare di portare nella soluzione i residui solidi che restano aderenti alle pareti della spatola.
6. Aggiungere rapidamente con una pipetta graduata 10 mL della soluzione di NaOH 2M. Si osserva la formazione di un precipitato voluminoso di colore blu azzurro. Controllare che tutto il complesso di rame di colore blu pallido abbia reagito (eventualmente muovere il precipitato con una bacchetta di vetro). La soluzione deve restare limpida e incolore. Lasciare decantare la soluzione.
7. Lavare il precipitato con la stessa procedura seguita al punto 3.
8. Preparare l'apparecchiatura necessaria per la filtrazione sotto vuoto e filtrare come descritto al punto 4.
9. Con l'aiuto della spatola, trasferire tutto il precipitato in un becher da 100 mL.
10. L'operazione successiva (aggiunta di acido acetico) va effettuata sotto cappa! Prelevare 40 mL di CH_3COOH glaciale e versarli lentamente nel becher contenente il precipitato. Aggiungere un'ancoretta magnetica e agitare utilizzando l'agitatore magnetico. Lasciare in agitazione per circa 10 minuti.
11. Filtrare sotto vuoto e, quindi, mettere in stufa a circa 80 °C l'imbutto con il precipitato. Lasciarlo in stufa fino a che il solido non sia ben asciutto. *Nota:* La resa di reazione è bassa.

