



ISTITUTO STATALE di ISTRUZIONE
SUPERIORE

“Ernesto Balducci”

Via Aretina, 78A – 50065 Pontassieve (FI)

Tel. 055 8316806 Fax 055 8316809

email : fiis00800g@istruzione.it - pec :

fiis00800g@pec.istruzione.it

www.istitutobalducci.edu.it

codice fiscale: 94052770487 | codice univoco: UF7R2C

ISTITUTO ERNESTO
STATALE
SUPERIORE **BALDUCCI**

PROGRAMMA SVOLTO a.s. 2025 – 2026

Docente: prof. Riccardo Ferrati

Materia: Scienze Naturali

Classe: 4° C – Liceo Scientifico delle Scienze Applicate

Testo in adozione: G. Valitutti, M. Falasca, P. Amadio, *Chimica: concetti e modelli. Dalla materia alla chimica organica*, terza edizione, Zanichelli (volume unico)

0. Introduzione

I primordi della Chimica: estrazione di metalli puri da minerali, età del rame, età del ferro e dell'acciaio; etimologia delle parole "chimica" e "ossidoriduzione"

Il ruolo della Chimica oggi: principali campi di applicazione. L'immagine della Chimica: la chemofobia nella società moderna

Equazione di stato dei gas perfetti

Dalle reazioni chimiche agli studi ponderali della materia: il fondamentale contributo di Lavoisier e la legge di conservazione della massa

Le altre leggi ponderali: leggi di Proust e Dalton

Dalle leggi ponderali sperimentali al concetto di atomo: il modello atomico di Dalton (innovazioni e limiti)

Dagli atomi alle molecole: una prima definizione

1. I fondamenti: la materia e le sue forme

Gli stati convenzionali della materia e il plasma

Teoria cinetica e passaggi di stato

Curve di riscaldamento e raffreddamento

Stato aeriforme: gas e vapori

Aria e pressione atmosferica

Equazione generale dei gas perfetti

Principio di Avogadro e volume molare

Diffusione dei gas: legge di Graham

Miscugli omogenei/eterogenei e principali metodi di separazione

Sostanze pure: elementi e composti

Dalle teorie filosofiche greche agli studi sui gas: influenze di Aristotele, teoria atomica di Democrito, la cultura araba e la nascita dell'alchimia. Dal flogisto alla chimica moderna

Gli studi sui gas e le leggi associate: Boyle, Charles e Gay – Lussac

Concetto di gas perfetto e teoria cinetica – molecolare

2. La quantità chimica: la mole

Cenni alla misura della massa di atomi e molecole nella storia della Chimica: contributi di Gay – Lussac, Avogadro e Cannizzaro

Massa atomica (MA) e massa molecolare (MM)

Contare atomi e molecole: definizione di mole

Massa molare (M) di elementi e composti

Numero e costante di Avogadro

Calcoli con le moli

Confronto fra moli e masse delle sostanze

Formule chimiche minime e molecolari

Composizione percentuale di un composto

Il volume molare

3. L'atomo e le teorie atomiche

4.

La natura elettrica della materia

La scoperta delle particelle subatomiche: raggi catodici e tubi di Crookes

Crookes, Thomson, Millikan e la scoperta dell'elettrone

Modello atomico di Thomson (*plum pudding model*)

La scoperta del protone: raggi anodici

Carica e massa di elettroni, protoni, neutroni

Cosa resta oggi dell'atomo di Thomson

Esperimento di Rutherford e suo modello atomico (*planetary model*)

Numero atomico, numero di massa, isotopi

Superamento del modello planetario: cosa resta oggi del modello di Rutherford

Funzionamento dello spettrografo e dello spettrometro di massa

La scoperta della radioattività: decadimenti α , β , γ e legge del decadimento radioattivo

Misura e applicazioni delle radiazioni: datazione di reperti al radiocarbonio

Energia nucleare: utilizzo passato e presente delle reazioni di fissione e fusione e normativa italiana sul nucleare

4. La teoria atomica moderna

Natura corpuscolare e ondulatoria della luce

Effetto fotoelettrico e diffrazione (cenni al principio di Huygens)

Spettri di emissione e di assorbimento continui e a righe di sostanze solide, liquide, aeriformi

L'atomo di Bohr: struttura e caratteristiche

Cosa resta oggi del modello di Bohr: la quantizzazione dell'energia dell'elettrone

Louis De Broglie: il dualismo onda – particella per l'elettrone e le onde di materia

L'elettrone e la meccanica quantistica: il principio di indeterminazione di Heisenberg

La fisica delle onde applicata all'elettrone: funzioni d'onda, equazione di Schrödinger

Numeri quantici: significato matematico e correlazione con le proprietà fisiche degli orbitali

Dall'orbitale alla forma dell'atomo: il concetto di nube elettronica

Il modello quantistico: livelli, sottolivelli, orbitali

Ordine di energia dei sottolivelli energetici dell'atomo

La configurazione elettronica dell'atomo di idrogeno e degli atomi polielettronici

Esercizi di costruzione della configurazione elettronica degli elementi seguendo le regole di Aufbau e di Hund e il principio di Pauli

Configurazione elettronica esterna: concetto di elettroni di valenza di un atomo

5. Il sistema periodico

Classificazione degli elementi

Il sistema periodico di Mendeleev

La moderna tavola periodica: modello a orbitali

Simbolismo di Lewis per gli elettroni di valenza

Correlazioni fra la posizione di un elemento nella tavola periodica e la sua configurazione elettronica

Proprietà periodiche: raggio e volume atomico, energia di ionizzazione, elettronegatività e affinità elettronica,

Metalli, non metalli e semimetalli (metalloidi)

Spunti di riflessione in occasione dei 150 anni della tavola periodica: disponibilità residua di alcuni elementi indispensabili alla società dei consumi, legami con economia e politica, concetto della dematerializzazione tecnologica

6. Il legame chimico covalente

Energia di legame

Tendenza alla formazione di legami chimici fra atomi (formazione di molecole)

Gas nobili e regola dell'ottetto di Lewis

Eccezioni alla regola: espansione dell'ottetto, molecole ipervalenti o elettroneficienti

Legami covalenti singoli e multipli

Legame dativo e complessi di coordinazione

Lunghezze e angoli di legame

Il momento dipolare complessivo di una molecola

La polarità del legame covalente

Come prevedere forma e geometria delle molecole secondo la teoria VSEPR

Il concetto di carica formale e il suo utilizzo per individuare la struttura molecolare più probabile fra tutte quelle possibili

7. Legami chimici non covalenti e forze intermolecolari

Ioni e legame ionico

Il legame metallico

Forze intermolecolari deboli

Molecole con dipoli permanenti o indotti

Forze di Van der Waals: forze di London e forze dipolo – dipolo

Legami fra ioni e molecole

Legame a idrogeno

Importanza dei legami intermolecolari nello studio delle proprietà e del comportamento dei diversi stati di aggregazione della materia

8. Le nuove teorie di legame

Limiti della teoria di Lewis

Legami covalenti delocalizzati: ibridi di risonanza e formule limite di struttura

Il legame chimico interpretato alla luce della meccanica quantistica: teoria del legame di valenza di Pauling (VB) e dell'orbitale molecolare di Mulliken e Hund (MO)

Legami covalenti σ e π

L'ibridazione degli orbitali atomici: i diversi gradi di ibridazione del carbonio

Orbitali molecolari di legame e di antilegame
Promozione di elettroni in orbitali a energia superiore (eccitazione atomica)
Vantaggi della teoria dell'orbitale molecolare: possibilità di prevedere il comportamento paramagnetico e diamagnetico delle molecole

9. Gli stati condensati della materia

Lo stato solido: caratteristiche generali
Solidi cristallini e amorfi (vetrosi)
Classificazione dei solidi
L'ordine delle particelle nei solidi cristallini: la cella elementare e il reticolo cristallino
Allotropia, polimorfismo, isomorfismo
Forme allotropiche del carbonio
Durezza dei minerali: la scala di Mohs
Proprietà intensive dello stato liquido: densità, viscosità, tensione superficiale, risalita capillare e bagnabilità di un materiale
La tensione di vapore, l'evaporazione e l'ebollizione, la condensazione

10. Classificazione e nomenclatura

Composizione e denominazione delle sostanze
Nomenclatura tradizionale, IUPAC e di Stock
Le formule dei composti, un criterio per ricostruirle: valenza e numero di ossidazione
Leggere e scrivere le formule: dalla formula al nome (e viceversa)
Classificazione, nomenclatura e proprietà dei composti inorganici binari: ossidi acidi (anidridi) e basici, idracidi, idruri, perossidi, sali binari
Classificazione, nomenclatura e proprietà dei principali composti inorganici ternari: ossiacidi, idrossidi, sali ternari
Dagli ossiacidi agli ioni molecolari poliatomici
Ossidi, idrossidi, ossiacidi, sali: le reazioni che li producono e che li riguardano
Composti particolari: sali quaternari acidi e basici, sali misti, sali idrati, tioacidi

11. Le proprietà delle soluzioni

Miscugli, soluzioni, sospensioni, emulsioni
I saponi e il loro ruolo come tensioattivi
Solubilità di solidi e gas nei liquidi
Cenni alla legge di Henry
Soluzioni sature, sovrassature, sottosature
Solubilità, temperatura e pressione
Soluzioni elettrolitiche
Concentrazione di una soluzione

Le concentrazioni % e in ppm/ppb
La concentrazione molare (molarità M)
La concentrazione molale (molalità m)
La frazione molare
Diluizione di una soluzione
Cenni alle proprietà colligative delle soluzioni: innalzamento ebullioscopico, abbassamento crioscopico, abbassamento della pressione di vapore, osmosi e pressione osmotica
Equazione di van't Hoff e legge di Raoult
Effetto degli elettroliti: coefficiente di van't Hoff

12. Aspetti quantitativi e qualitativi delle reazioni chimiche

Equazioni di reazione
Reagenti e prodotti, coeff. stechiometrici e indici
Bilanciamento di una reazione chimica
Prevedere gli esiti di una reazione attraverso i calcoli stechiometrici: reagente in eccesso e reagente limitante
La resa di una reazione chimica
Principali tipologie di reazioni chimiche: sintesi, decomposizione, scambio semplice, doppio scambio

13. Cenni di cinetica chimica

Trasferimenti energetici in reazioni chimiche
Reazioni eso/endotermiche
Sistemi aperti, chiusi e isolati
Le reazioni di combustione
Definizione di velocità di reazione
Fattori che influiscono sulla velocità di una reazione chimica
Catalisi. Caratteristiche e meccanismo d'azione di catalizzatori omogenei ed eterogenei (un esempio applicativo: la marmitta catalitica)
La teoria degli urti
Profilo di reazione: energia di attivazione, stato di transizione intermedio di reazione
Equazione di Arrhenius (cenni)
Concetto di equilibrio dinamico
Processi reversibili: anche i prodotti reagiscono.
Concetto di reversibilità di una reazione chimica.

14. Modulo educazione civica (3 ore)

La Chimica Verde: origine, significato e principali obiettivi. I 12 principi su cui si basa la chimica verde. Esempi applicativi: marmitta catalitica, nanomateriali e catalisi, solventi "verdi".

Esperienze di laboratorio e altre attività legate al programma:

- Sintesi dei gas CO₂, O₂ e H₂ e osservazione delle loro proprietà
- Acidificazione dell'acqua per mezzo dell'anidride carbonica (riflessioni sull'impatto ambientale)

- Confronto fra pesi e volumi occupati da una mole di sostanze chimiche differenti
- Preparazione di soluzioni a concentrazione definita di solfato rameico e di cloruro di sodio (arcobaleno in provetta)
- Esperienze sulla validità delle leggi dei gas e sul valore della pressione atmosferica
- Saggio alla fiamma di cloruri metallici
- Sintesi di una plastica colorata biodegradabile e naturale a partire dall'amido di mais
- Elettrizzazione di materiali isolanti per strofinio, utilizzo dell'elettroscopio di Volta a foglie d'oro (elettrizzazione per contatto e per induzione) e del generatore di Van der Graaff; osservazione del comportamento dell'acqua come dipolo elettrico
- Osservazione degli spettri di emissione a righe di lampade a Hg, Ne e Cd con il banco ottico e della dispersione della luce bianca attraverso un prisma di vetro; osservazione del fenomeno della diffrazione attraverso una fenditura con un laser
- Determinazione della polarità di alcune sostanze chimiche (acqua, etilenglicole, etanolo, glicerolo, acetone, esano) e delle proprietà elettriche della materia, utilizzando bacchette elettrizzate di diversi materiali (vetro e bachelite), l'ago magnetico, l'elettroscopio a foglie d'oro e il conducimetro a comparazione ottica; osservazione della conducibilità elettrica di metalli, leghe e soluzioni acquose di sali (conduttori di I e II specie); osservazione dei diversi meccanismi di elettrizzazione della materia (strofinio, contatto e induzione) per materiali isolanti e conduttori
- Osservazione della tensione superficiale dell'acqua e dell'azione del sapone su di essa. Prove di solubilità di solidi cristallini diversi (sale da cucina, zucchero, gel di silice, polvere di magnetite, iodio, cloruro di rame) in solventi diversi (acqua, acetone, olio, etanolo, esano)
- Sintesi e osservazione del comportamento acido-base di ossidi basici (MgO), idrossidi (idrossido di Mg), ossidi acidi o anidridi (SO₂) e ossiacidi (H₂SO₃) utilizzando la cartina al tornasole e gli indicatori acido – base
- Osservazioni di alcuni esempi di reazioni chimiche, fra cui: **decomposizione** del perossido di idrogeno a opera di catalizzatori metallici e del bicarbonato in carbonato di sodio in carbonato di sodio per azione del calore (prova di pH con la cartina al tornasole); **scambio semplice** fra potassio e acqua con produzione di fiamme e di una soluzione basica; flash al magnesio (**sintesi** di MgO per combustione del magnesio puro); reazioni di **doppio scambio** di tipo acido – base fra aceto e bicarbonato, neutralizzazione esotermica fra una base forte (NaOH) e un acido forte (HCl); reazione di **doppio scambio** fra CaCO₃ e HCl, precipitazione di sali insolubili come PbI₂ (reazioni di **doppio scambio**). Osservazione di reazioni **esotermiche** (neutralizzazione acido/base forti, solubilizzazione soda in acqua) ed **endotermiche** (solubilizzazione di sali a base di ammonio o di KI in acqua).
- Sublimazione dello iodio elementare e brinamento dei vapori di iodio
- Verifica della legge dell'innalzamento ebullioscopico in soluzioni di elettroliti e non elettroliti (proprietà colligative delle soluzioni): calcolo della costante ebullioscopica dell'acqua e del coefficiente di Van't Hoff di soluzioni (di glucosio, saccarosio, NaCl e cloruro di calcio) a diversa concentrazione
- Esperienze sulla reversibilità delle reazioni chimiche: il semaforo chimico e la disidratazione reversibile del solfato di rame pentaidrato
- Incontro in auditorium di orientamento in uscita in collaborazione con la facoltà di Scienze dei Materiali di UniFi
- Visita al LABEC presso il distaccamento fiorentino dell'INFN (polo scientifico di Sesto F. no): esperienze sulla datazione di campioni al radiocarbonio e sulla fluorescenza x

Pontassieve, 10 giugno 2026

Prof. Riccardo Ferrati



Gli studenti