

Testi del Syllabus

Resp. Did.	DE LUCA GIOVANNA	Matricola: 025729
Anno offerta:	2026/2027	
Insegnamento:	A005662 - CHIMICA GENERALE, INORGANICA E STECHIOMETRIA	
Corso di studio:	7026R - CHIMICA E TECNOLOGIA FARMACEUTICHE	
Anno regolamento:	2026	
CFU:	10	
Anno corso:	1	
Periodo:	PRIMO SEMESTRE	



Testi in italiano

Contenuti

Modulo: A005665 - ELEMENTI DI STECHIOMETRIA

Fondamenti di Stechiometria:

Determinazione degli stati di ossidazione. Nomenclatura di elementi e composti. Grandezze fondamentali e derivate di interesse chimico. Concetto di mole e sua applicazione. Peso atomico e molecolare. Unità di concentrazione e diluizioni.

Stechiometria nelle reazioni chimiche:

Riconoscere i tipi di reazioni chimiche. Bilanciamento reazioni chimiche redox e non-redox. Uso delle relazioni stechiometriche fondamentali e reagente limitante. Determinazione della resa di reazione. Applicazione della legge dei gas ideali, pressioni parziali e della legge di Dalton per le miscele di gas.

Formule chimiche.

Determinazione della formula empirica e molecolare di un composto mediante analisi elementare.

Studio delle proprietà colligative:

Problemi su abbassamento della tensione di vapore, abbassamento crioscopico, innalzamento ebullioscopio e pressione osmotica, per elettroliti e non.

Studio degli equilibri chimici in fase gas:

Trattamento di sistemi omogenei ed eterogenei. Utilizzo di costanti di equilibrio e grado di dissociazione. Determinazione della composizione delle miscele e applicazione del principio di Le Chatelier.

Studio degli equilibri in soluzione:

Problemi su equilibri acido-base e calcolo del pH in presenza di acidi e basi forti e deboli, idrolisi salina, sistemi tampone e miscele di acidi e basi. Cenni sulle titolazioni.

Problemi su equilibri con sali poco solubili: Calcolo della solubilità e prodotto di solubilità. Effetto dello ione a comune. Condizioni di precipitazione. Precipitazione frazionata.

Modulo: 940 - CHIMICA GENERALE ED INORGANICA

Fondamenti della teoria atomica della materia:

Elementi, composti e stati di aggregazione della materia. Evoluzione dei

modelli atomici (Dalton, Thomson, Rutherford). Particelle subatomiche, numero atomico, numero di massa e isotopi. Radiazione elettromagnetica. Teoria quantistica e modello atomico di Bohr. Dualismo onda-particella e relazione di De Broglie. Principio di indeterminazione di Heisenberg, equazione d'onda di Schrodinger. Orbitali atomici e numeri quantici per l'atomo di idrogeno. Atomi multielettronici. Principio di aufbau, principio di esclusione di Pauli e regola di Hund. Sistema periodico e configurazione elettronica. Principali proprietà periodiche.

Il legame chimico e la geometria molecolare:

Il legame ionico e il legame covalente. Elettronegatività e polarità dei legami. Strutture di Lewis e regola dell'ottetto. Il fenomeno della risonanza. Geometria molecolare e teoria VSEPR. Momento dipolare in molecole poliatomiche. Teoria del legame di valenza e ibridizzazione degli orbitali. Cenni alla teoria degli orbitali molecolari e al legame metallico.

Lo stato gassoso:

Variabili di stato, cenni sul modello dei gas ideali. Legge universale dei gas. Miscele di gas e pressioni parziali.

Gli stati condensati:

Forze intermolecolari e legame idrogeno. Tensione di vapore ed evaporazione. Forze coesive e adesive.

Solidi amorfi e cristallini. Cenni su reticoli e celle elementari. Classificazione dei solidi cristallini.

Equilibri fisici e proprietà colligative:

Passaggi di stato. Diagramma di riscaldamento/raffreddamento. Diagrammi di stato dell'acqua e del diossido di carbonio. Soluzioni e generalità sulle proprietà colligative. Legge di Raoult. Abbassamento crioscopico ed innalzamento ebullioscopio. Osmosi e pressione osmotica. Elettroliti e coefficiente di van't Hoff.

Equilibrio chimico e reattività:

Principi generali sull'equilibrio chimico omogeneo. La costante di equilibrio e legge d'azione di massa. Fattori che influenzano l'equilibrio: il principio di Le Chatelier (effetto di concentrazione, pressione, volume e temperatura). Equilibri eterogenei.

Equilibri ionici in soluzione acquosa:

Teorie sugli acidi e sulle basi (Arrhenius, Brønsted-Lowry, Lewis). Forza di acidi e basi, costanti di ionizzazione e autoionizzazione dell'acqua. Definizione di pH. Reazioni acido-base di specie ioniche (idrolisi salina). Definizione e funzionamento di sistemi tampone. Cenni su titolazioni acido-base e indicatori.

Solubilità di composti poco solubili. Equilibri di sali poco solubili.

Cenni su equilibri di complessazione.

Testi di riferimento

Modulo: A005665 - ELEMENTI DI STECHIOMETRIA

Non è previsto l'utilizzo di un testo in particolare.

Testi consigliati (l'uso di più fonti aiuta ad acquisire una migliore capacità di risoluzione di problemi differenti):

- Michelin-Lausarot, Vaglio; Stechiometria per la chimica generale; Piccin
- Bertini, Luchinat, Mani; Stechiometria; CEA editore
- Aschi, Filippi; Stechiometria - Chimica generale attraverso gli esercizi; Edizioni Ale.
- Marci, Palmisano, Ruffo; Stechiometria; Edises.
- Cacace, Schiavello; Stechiometria; Bulzoni ed.

Modulo: 940 - CHIMICA GENERALE ED INORGANICA

Non è previsto l'utilizzo di un testo in particolare.

Alcuni testi consigliati (uno è sufficiente):

- Petrucci, Herring, Madura, Bissonette; "Elementi di Chimica Generale"; Piccin.
- Atkins, Jones, Laverman; "Fondamenti di Chimica"; Zanichelli.
- Schiavello, Palmisano; "Fondamenti di Chimica", Edises.

Obiettivi formativi

L'insegnamento si propone di fornire allo studente le conoscenze fondamentali della chimica generale e inorganica e le basi della stechiometria, con particolare riferimento alla struttura atomica e molecolare, al legame chimico e alle proprietà periodiche degli elementi. Particolare attenzione è rivolta allo studio della reattività chimica, degli equilibri chimici e delle proprietà delle soluzioni e dei gas. L'insegnamento mira, inoltre, a sviluppare la capacità di interpretare i fenomeni chimici e di affrontare problemi stechiometrici e quantitativi mediante un corretto approccio metodologico, applicando tali competenze in ambito scientifico, biologico e farmaceutico.

Conoscenza e capacità di comprensione

Al termine dell'insegnamento lo studente dovrà:

- comprendere la struttura della materia, i modelli di legame e la nomenclatura chimica;
- conoscere i principi della reattività e gli aspetti teorici dell'equilibrio chimico in fase gassosa e in soluzione;
- acquisire le basi della chimica quantitativa, incluse le leggi dei gas e le proprietà colligative.

Capacità di applicare conoscenza e comprensione

Al termine dell'insegnamento lo studente sarà in grado di:

- eseguire calcoli stechiometrici, bilanciare reazioni (redox e non-redox) e padroneggiare le relazioni ponderali;
- risolvere problemi quantitativi relativi al calcolo del pH, agli equilibri di solubilità e ai processi molecolari;
- utilizzare modelli chimici e unità di misura per interpretare trasformazioni chimiche con rigore scientifico.

Prerequisiti

Lo studente deve avere conoscenze di base di chimica come fornite dai percorsi formativi della scuola secondaria di secondo grado.
Propedeuticità: nessuna

Metodi didattici

Il modulo di Chimica Generale e Inorganica prevede 30 ore di lezioni frontali e 12 ore di esercitazioni in aula tenute dal docente; il modulo di Elementi di Stechiometria comprende invece 12 ore di lezioni frontali e 24 ore di esercitazioni. Non è prevista l'erogazione di didattica a distanza.

La frequenza è obbligatoria e la rilevazione delle presenze avverrà esclusivamente tramite l'applicazione App Unime. Il requisito minimo di frequenza (pari al 50% delle ore complessive) sarà calcolato sul totale delle ore dei due moduli (insegnamento integrato: Chimica Generale, Inorganica e Stechiometria).

Le lezioni frontali si avvalgono della proiezione di diapositive che, per ragioni di copyright, non potranno essere distribuite. Le esercitazioni saranno svolte con l'ausilio di monitor interattivi e i relativi contenuti verranno condivisi in formato PDF al termine di ciascuna lezione.

Il materiale didattico di riferimento è costituito principalmente dal libro di testo consigliato, il cui studio non può essere sostituito da dispense o appunti.

Il materiale didattico integrativo, reso disponibile sulle piattaforme istituzionali (MS Teams ed eLearning Moodle), comprende:

- le registrazioni delle lezioni
- i contenuti prodotti tramite monitor interattivo
- i testi delle prove di esame degli appelli precedenti
- playlist dedicate su Jove Education - Core Chemistry (accesso tramite credenziali istituzionali)

Al fine di promuovere la partecipazione attiva degli studenti, verranno organizzati gruppi di studio settimanali in modalità mista (in presenza e su MS Teams).

Altre informazioni

Obiettivi di Sviluppo Sostenibile (SDGs - Agenda ONU 2030) a cui l'insegnamento contribuisce:

SDG 3 - Salute e benessere

SDG 4 - Istruzione di qualità

SDG 6 - Acqua pulita e servizi igienico-sanitari

SDG 9 - Imprese, innovazione e infrastrutture

SDG 11 - Città e comunità sostenibili

Modalità di verifica dell'apprendimento

L'accertamento del raggiungimento dei risultati di apprendimento attesi per l'insegnamento integrato prevede il superamento di una prova d'esame unica, articolata in una fase scritta e in una successiva fase orale, che concorrono alla valutazione complessiva dello studente su entrambi i moduli.

Prova scritta parziale

Propedeutica all'orale, ha una durata di 3 ore ed è finalizzata a verificare la capacità di applicazione quantitativa e il rigore analitico-metodologico dello studente di fronte a problemi di calcolo. Si compone di 5 problemi, scelti tra i seguenti argomenti:

- reazioni redox (bilanciamento e relazioni ponderali).
- relazioni tra formula empirica, molecolare e composizione percentuale.
- determinazione della formula di struttura, geometria molecolare e ibridizzazione degli orbitali.
- proprietà colligative (abbassamento della tensione di vapore, abbassamento crioscopico, innalzamento ebullioscopico, pressione osmotica) e utilizzo del coefficiente di van 't Hoff.
- equilibrio chimico in fase gassosa (sistemi omogenei ed eterogenei).
- equilibri acido-base e calcolo del pH in soluzioni di acidi, basi (forti o deboli) e loro miscele (inclusi sistemi tampone e idrolisi salina).
- equilibri di solubilità di sali poco solubili ed effetto dello ione a comune.

La struttura dei problemi verificherà la padronanza dei presupposti teorici e concettuali connessi: nomenclatura, reagente limitante, rapporti stechiometrici, grandezze fisiche fondamentali e derivate, diluizioni, unità di concentrazione e calcoli per reazioni reversibili e irreversibili.

A ciascun problema è assegnato un peso specifico indicato nel testo. Nella valutazione, oltre agli esercizi interamente corretti, si terrà conto anche delle frazioni di esercizio svolte correttamente. La prova si svolge ad ogni appello e la validità del suo superamento è estesa a tutti gli appelli della sessione corrente.

La prova si considererà superata (esito: Approvato) con lo svolgimento corretto di almeno 3 esercizi su 5 (o combinazione equivalente di frazioni di esercizio). Nel caso in cui la valutazione dell'elaborato risulti di poco inferiore alla sufficienza (esito: Approvato, con riserva), il colloquio orale si aprirà con l'analisi e l'approfondimento degli argomenti oggetto di errore nello scritto.

Prova in itinere (Esonero)

A fine corso (dicembre) è prevista una prova scritta facoltativa che ricalca struttura e contenuti dello scritto d'appello. Il superamento, secondo i criteri precedentemente esposti, comporta l'esonero dallo scritto per tutti gli appelli della sessione invernale immediatamente successiva.

Prova orale

Il colloquio si focalizza esclusivamente sugli aspetti teorici e sui modelli concettuali di entrambi i moduli, escludendo esercizi numerici. È mirato ad accertare la preparazione teorica, la proprietà di linguaggio e la capacità di correlazione intra- e interdisciplinare.

Determinazione del voto finale

Il voto è unico, espresso in trentesimi e stabilito mediante valutazione collegiale complessiva secondo una media pesata così ripartita:

- Prova Scritta (o esonero in itinere): incide indicativamente per il 40% sul giudizio complessivo.
- Prova Orale: incide indicativamente per il 60% sul giudizio complessivo.

Criteri qualitativi di valutazione e assegnazione della Lode

La valutazione tiene conto del livello dimostrato in entrambe le prove. In particolare, si valutano la correttezza logica nel risolvere i problemi scritti, la precisione nei calcoli, la conoscenza dei concetti teorici e la capacità di collegare i diversi argomenti del programma. L'assegnazione della lode dipende dal valore complessivo dell'esame. Viene attribuita quando a uno scritto ottimo (anche con piccole imperfezioni numeriche) si unisce un orale brillante, caratterizzato da precisione nei termini, capacità di ragionamento critico e una sicura padronanza della materia, senza incertezze sulle basi della disciplina.

Obiettivi per lo sviluppo sostenibile

Codice	Descrizione
--------	-------------



Testi in inglese

Modulo: A005665 - ELEMENTI DI STECHIOMETRIA

Foundations of Stoichiometry:

Determination of oxidation states. Nomenclature of elements and compounds. Fundamental and derived quantities of chemical interest. Concept of the mole and its application. Atomic and molecular weight. Units of concentration and dilutions.

Stoichiometry in chemical reactions:

Recognizing types of chemical reactions. Balancing redox and non-redox chemical reactions. Use of fundamental stoichiometric relationships and limiting reactant. Determination of reaction yield. Application of the ideal gas law, partial pressures, and Dalton's law for gas mixtures.

Chemical formulas:

Determination of empirical and molecular formulas of a compound by elemental analysis.

Study of colligative properties:

Problems on vapor pressure lowering, freezing-point depression, boiling-point elevation, and osmotic pressure, for both electrolytes and non-electrolytes.

Study of chemical equilibria in the gas phase:

Treatment of homogeneous and heterogeneous systems. Use of equilibrium constants and degree of dissociation. Determination of mixture composition and application of Le Chatelier's principle.

Study of equilibria in solution:

Problems on acid-base equilibria and pH calculation in the presence of strong and weak acids and bases, salt hydrolysis, buffer systems, and mixtures of acids or bases. Outline of titrations.

Problems on equilibria with sparingly soluble salts:

Calculation of solubility and solubility product. Common ion effect. Precipitation conditions. Fractional precipitation.

Modulo: 940 - CHIMICA GENERALE ED INORGANICA

Foundations of the atomic theory of matter:

Elements, compounds, and states of matter. Evolution of atomic models (Dalton, Thomson, Rutherford). Subatomic particles, atomic number, mass number, and isotopes.

Electromagnetic radiation. Quantum theory and Bohr's atomic model. Wave-particle duality and De Broglie's relation. Heisenberg's uncertainty principle, Schrödinger's wave equation. Atomic orbitals and quantum

numbers for the hydrogen atom. Multi-electron atoms. Aufbau principle, Pauli exclusion principle, and Hund's rule. Periodic system and electronic configuration. Main periodic properties.

The chemical bond and molecular geometry:

Ionic bond and covalent bond. Electronegativity and bond polarity. Lewis structures and the octet rule. The phenomenon of resonance. Molecular geometry and VSEPR theory. Dipole moment in polyatomic molecules. Valence bond theory and orbital hybridization. Outline of molecular orbital theory and of metallic bond.

The gaseous state:

State variables, outline of the ideal gas model. Ideal gas law. Gas mixtures and partial pressures.

Condensed states:

Intermolecular forces and hydrogen bonding. Vapor pressure and evaporation. Cohesive and adhesive forces.

Amorphous and crystalline solids. Outline of lattices and unit cells. Classification of crystalline solids.

Physical equilibria and colligative properties:

Phase transitions. Heating/cooling curve. Phase diagrams of water and carbon dioxide. Solutions and general aspects of colligative properties. Raoult's law. Freezing-point depression and boiling-point elevation. Osmosis and osmotic pressure. Electrolytes and van 't Hoff factor.

Chemical equilibrium and reactivity:

General principles of homogeneous chemical equilibrium. The equilibrium constant and law of mass action. Factors affecting equilibrium: Le Chatelier's principle (effect of concentration, pressure, volume, and temperature). Heterogeneous equilibria.

Ionic equilibria in aqueous solution:

Acid-base theories (Arrhenius, Brønsted-Lowry, Lewis). Strength of acids and bases, ionization constants, and autoionization of water. Definition of pH. Acid-base reactions of ionic species (salt hydrolysis reactions). Definition and mechanism of buffer systems. Outline of acid-base titrations and indicators.

Solubility of sparingly soluble compounds. Equilibria of sparingly soluble salts.

Outline of complexation equilibria.

Modulo: A005665 - ELEMENTI DI STECHIOMETRIA

No specific textbook is required.

Recommended textbooks (using multiple sources helps acquire better problem-solving skills for different types of problems):

- Michelin-Lausarot, Vaglio; Stechiometria per la chimica generale; Piccin
- Bertini, Luchinat, Mani; Stechiometria; CEA editore
- Aschi, Filippi; Stechiometria - Chimica generale attraverso gli esercizi; Edizioni Ale.
- Marci, Palmisano, Ruffo; Stechiometria; Edises.
- Cacace, Schiavello; Stechiometria; Bulzoni ed.

Modulo: 940 - CHIMICA GENERALE ED INORGANICA

No specific textbook is required.

Some recommended textbooks (one is sufficient):

- Petrucci, Herring, Madura, Bissonette; "Elementi di Chimica Generale"; Piccin.
- Atkins, Jones, Laverman; "Fondamenti di Chimica"; Zanichelli.
- Schiavello, Palmisano; "Fondamenti di Chimica", Edises.

The course aims to provide students with the fundamental knowledge of general and inorganic chemistry and the basics of stoichiometry, with particular reference to atomic and molecular structure, chemical bonding, and the periodic properties of elements. Particular attention is devoted to the study of chemical reactivity, chemical equilibria, and the properties of solutions and gases. The course also aims to develop the ability to interpret chemical phenomena and to address stoichiometric and quantitative problems through a correct methodological approach, applying these skills in scientific, biological, and pharmaceutical contexts.

Knowledge and understanding

At the end of the course, students will be expected to:

- understand the structure of matter, bonding models, and chemical nomenclature;
- know the principles of chemical reactivity and the theoretical aspects of chemical equilibrium in the gas phase and in solution;
- acquire the fundamentals of quantitative chemistry, including gas laws and colligative properties.

Applying knowledge and understanding At the end of the course, students will be able to:

- perform stoichiometric calculations, balance chemical reactions (both redox and non-redox), and master mass relationships;
- solve quantitative problems related to pH calculation, solubility equilibria, and molecular processes;
- use chemical models and units of measurement to interpret chemical transformations with scientific rigor.

The student must have basic knowledge of chemistry as provided by the secondary school training courses.

Required exams: none

The General and Inorganic Chemistry module includes 30 hours of lectures and 12 hours of classroom tutorials held by the instructor; the Elements of Stoichiometry module consists of 12 hours of lectures and 24 hours of tutorials. Distance learning is not provided.

Attendance is mandatory, and presence will be recorded exclusively through the App Unime application. The minimum attendance requirement (equal to 50% of the total hours) will be calculated based on the combined hours of both modules (integrated course: General, Inorganic Chemistry and Stoichiometry).

Lectures will make use of slide presentations which, due to copyright reasons, cannot be distributed. Tutorials will be conducted using interactive displays, and the corresponding contents will be shared in PDF format at the end of each lesson.

The primary reference material consists of the recommended textbook; studying from lecture notes or handouts cannot substitute the textbook. Supplementary learning materials, made available on the institutional platforms (MS Teams and eLearning Moodle), include:

- lecture recordings
- contents generated via the interactive displays
- past exam papers from previous sessions
- dedicated playlists on JoVE Education – Core Chemistry (accessible via institutional credentials)

In order to promote active student participation, weekly study groups will be organized in a hybrid format (in-person and on MS Teams).

Sustainable Development Goals (SDGs – UN 2030 Agenda) to which the course contributes:

- SDG 3 – Good health and well-being
- SDG 4 – Quality education
- SDG 6 – Cleaner water and sanitation
- SDG 9 – Industry, innovation and infrastructure
- SDG 11 – Sustainable cities and communities

The evaluation assesses logical correctness in solving the written problems, accuracy in calculations, knowledge of theoretical concepts, and the ability to connect the different topics of the program. The awarding of honors (lode) does not depend on achieving the maximum mathematical grade in the written part, but on the overall value of the exam. It is awarded when an excellent written test (even with minor numerical imperfections) is combined with a brilliant oral exam, characterized by precise terminology, critical reasoning skills, and a confident mastery of the subject, without any uncertainty on the core fundamentals of the discipline.

Obiettivi per lo sviluppo sostenibile

Codice	Descrizione
--------	-------------