

DENOMINAZIONE INSEGNAMENTO / ATTIVITÀ FORMATIVA

CHIMICA GENERALE

GENERAL CHEMISTRY

INFORMAZIONI INSEGNAMENTO / ATTIVITÀ FORMATIVA

A.A.	2026-2027	CdS	Biotechnologie
Codice	8063978	Canale	Unico
CFU	7	Lingua	italiano

DOCENTE RESPONSABILE DELL'INSEGNAMENTO / ATTIVITÀ FORMATIVA

Riccardo Polini

CODOCENTE

--

Modulo: unico

OBIETTIVI FORMATIVI E RISULTATI DI APPRENDIMENTO ATTESI

Italiano	OBIETTIVI FORMATIVI: Gli obiettivi del corso di Chimica Generale sono quelli di fornire a studentesse e studenti una solida base teorica e descrittiva della chimica con cui affrontare i corsi successivi necessari alla formazione culturale di un biotecnologo. Studentesse e studenti dovranno essere in grado di risolvere problemi numerici e di applicare concetti di chimica di base. CONOSCENZA E CAPACITÀ DI COMPRENSIONE: Acquisire una solida comprensione della moderna teoria della struttura atomica e dei fenomeni a livello di scala atomica; comprendere le proprietà periodiche degli elementi, conoscere gli aspetti introduttivi alle moderne teorie del legame chimico e le loro implicazioni su struttura e proprietà delle molecole, comprendere il formalismo ed il linguaggio della chimica, riconoscere varie tipologie di reazioni chimiche (scambio protonico, scambio elettronico, dissociazione elettrolitica, reazioni di precipitazione), comprendere le implicazioni quantitative di formule ed equazioni chimiche, anche in soluzione, usare l'equazione di stato dei gas anche per calcolare densità e pesi molecolari di specie gassose, utilizzare l'equazione di stato dei gas nei calcoli stechiometrici di reazioni che coinvolgono reagenti e/o prodotti gassosi, risolvere problemi di equilibri chimici, conoscere le definizioni di acido e di base secondo Arrhenius, Brønsted e Lewis individuando le coppie acido-base coniugate, risolvere problemi di calcolo di pH e pOH di soluzioni acquose di acidi e basi forti e deboli, di soluzioni tampone, descrivere l'idrolisi salina e la preparazione di soluzioni tampone, utilizzare il prodotto di solubilità per calcolare concentrazioni di ioni in soluzione, anche in presenza di ione a comune.
----------	---

	Comprendere e prevedere la variazione delle proprietà delle soluzioni per effetto del solvente e le implicazioni pratiche delle proprietà colligative; conoscere le varie forme di energia e il ruolo da esse svolto nei processi fisici e nelle reazioni chimiche; discutere l'entropia e la seconda legge della Termodinamica; definire l'energia libera e la sua relazione con l'equilibrio; prevedere l'effetto della temperatura su un equilibrio chimico; disegnare una cella galvanica, identificando l'anodo e il catodo; scrivere le semireazioni che avvengono agli elettrodi e calcolare la forza elettromotrice tramite l'equazione di Nernst. CAPACITÀ DI APPLICARE CONOSCENZA E COMPRENSIONE: Studentesse e studenti dovranno dimostrare di 1) comprendere i trend dei fenomeni chimici trattati nel Corso nonché 2) fare previsioni quantitative delle variabili che definiscono un sistema chimico. AUTONOMIA DI GIUDIZIO: La capacità critica che studentesse e studenti devono acquisire con la "palestra" del Corso di Chimica Generale serve come approccio scientifico da ritenersi funzionalmente utile per qualsiasi disciplina del Corso di Studi, ovvero come approccio metodologico per il prosieguo degli studi e della successiva carriera lavorativa in ambito biotecnologico. Studentesse e studenti devono essere quindi in grado di capire autonomamente se i risultati di un calcolo o di un ragionamento siano numericamente e logicamente consistenti. Studentesse e studenti devono anche imparare, pertanto, a riconoscere la fondatezza di un ragionamento logico e, in particolare, scientifico. ABILITÀ COMUNICATIVE: Studentesse e studenti devono imparare a produrre elaborati scritti impostandone le premesse, sviluppando i calcoli e/o i ragionamenti, per pervenire alle conclusioni con rigore logico e, laddove necessario, matematico. Il formalismo chimico deve essere padroneggiato e usato correttamente. CAPACITÀ DI APPRENDIMENTO: Con lo studio della Chimica Generale, studentesse e studenti potranno apprendere le conoscenze e le competenze delle discipline chimiche dei corsi successivi, in particolare di Chimica Organica e Biochimica.
English	LEARNING OUTCOMES: <i>The goals of the General Chemistry course are to provide students with a solid theoretical and descriptive basis of chemistry and to understand the subsequent courses necessary for the overall background of a biotechnologist. Students must be able to solve numerical problems and apply basic chemistry concepts.</i> KNOWLEDGE AND UNDERSTANDING: <i>Acquire a solid understanding of the modern theory of atomic structure and phenomena at</i>

the atomic scale level; understand the periodic properties of the elements, learn about the introductory aspects to modern theories of the chemical bond and their implications on the structure and properties of molecules, understand the formalism and the language of chemistry, recognize different types of chemical reactions (proton exchange, electronic exchange, electrolytic dissociation, precipitation reactions), understanding the quantitative implications of formulas and chemical equations, even in solution, using the gas state equation also to calculate density and molecular weights of gaseous species, use the gas state equation in stoichiometric calculations of reactions involving reagents and/or gaseous products, solving problems of chemical equilibria, knowing the definitions of acid and base according to Arrhenius, Brønsted and Lewis, identifying conjugated acid-base pairs, calculating pH and pOH of aqueous solutions of strong and weak acids and bases, of buffer solutions, describe the saline hydrolysis and the preparation of buffer solutions, use the solubility product to calculate concentrations of ions in solution, even with common ion.

Understand and predict the variation of the properties of solutions due to the solvent and the practical implications of the colligative properties; know the various forms of energy and the role they play in physical processes and chemical reactions; discuss the entropy and the second law of Thermodynamics; to define the free energy and its relation to equilibrium; predict the effect of temperature on a chemical equilibrium; design a galvanic cell, identifying the anode and the cathode; write the semireactions taking place at the electrodes and calculate the electromotive force by Nernst equation.

APPLYING KNOWLEDGE AND UNDERSTANDING:

Students must be able to understand the trends of chemical phenomena treated in the Course and perform quantitative predictions of variables that define a chemical system.

MAKING JUDGEMENTS:

The critical ability that students have to acquire with the "gym" of General Chemistry course does provide a scientific approach to be considered functionally useful for any discipline of the Biotechnology Course. Such a methodological approach is mandatory for the continuation of studies and the subsequent career in the Biotechnology sector.

Student must therefore be able to understand whether the results of a calculation or reasoning are numerically consistent and logically sound. They must learn, therefore, how to recognize the validity of logical and scientific arguing.

COMMUNICATION SKILLS:

Students will learn how to produce written papers setting the premises, developing the calculations and/or reasoning, to reach conclusions with logical and/or mathematical rigor. The chemical formalism must be mastered and used correctly.

LEARNING SKILLS:

Students must be able to understand and master the concepts required for the study of the forthcoming chemistry modules, namely Organic Chemistry and Biochemistry.

PREREQUISITI

Italiano	Conoscenza della Matematica e Fisica delle scuole medie superiori. Conoscenza della notazione esponenziale e dei logaritmi, saper risolvere 1) sistemi di equazioni lineari mediante sostituzione o eliminazione, e 2) equazioni di secondo grado.
English	<i>High-school knowledge of Mathematics and Physics. Knowledge of exponential notation and logarithms, ability to solve systems of linear equations by substitution and elimination, and second-degree equations as well.</i>

PROGRAMMA E CRONOPROGRAMMA

Italiano	Il corso si articola in 7 CFU, di cui 5 CFU di lezioni frontali e 2 CFU di esercitazioni in aula, per complessive 60 h, come dettagliato nel seguito. DALLA TEORIA ATOMICA AL SISTEMA PERIODICO (10 h) Capitolo 1 e PDF “Elementi, composti, sostanze, mole”: Teoria atomica di Dalton, legge delle proporzioni definite, legge delle proporzioni multiple. Il concetto di mole, numero di Avogadro. Principio di Avogadro. Eccezioni alla legge delle proporzioni definite (ossidi non stechiometrici). Composti e molecole. Peso atomico, peso molecolare e peso formula. Capitolo 2 e PDF “La struttura dell’atomo”: La struttura atomica. Bohr e la teoria quantistica. Meccanica ondulatoria, orbitali atomici, Aufbau. Capitolo 3 e PDF “Periodicità degli elementi”: Il sistema periodico degli elementi. Raggi atomici e raggi ionici. Elettronegatività. TEORIE DEL LEGAME CHIMICO (12 h) Capitolo 4 e PDF “Legame chimico – Parte I”: Legame ionico e cenni alla struttura cristalline dei solidi. Legame covalente. Legame dativo. Strutture di Lewis. Regola dell’ottetto. Capitolo 5 e i due PDF “Legame chimico – Parte II” + “Orbitali molecolari”: Teoria VSEPR. Teoria del legame di valenza (VB). Orbitali ibridi. Ottetto incompleto ed ottetto espanso. Momento dipolare. Orbitali molecolari di molecole biatomiche (MO-LCAO). Capitolo 6: Cenni di nomenclatura inorganica. Idrossidi e acidi. Sali, reazioni tra acidi e idrossidi, formazione di sali. Calcoli stechiometrici. Bilanciamento di reazioni chimiche. La relazione tra masse e moli. Reagente limitante. Il concetto di numero di ossidazione. Reazioni di ossidoriduzione e loro bilanciamento in forma molecolare e in forma ionica. LO STATO GASSOSO (5 h) Capitolo 7: Lo stato gassoso. Leggi di Boyle, Charles, Gay-Lussac. Equazione di stato dei gas ideali. Distribuzione delle velocità molecolari secondo Maxwell e Boltzmann. Legge di Dalton. Densità (assolute e relative) dei gas e determinazione del peso molecolare. Gas reali: equazione di Van der Waals. Diagramma P-V dell’anidride carbonica. Temperatura critica dei gas.
----------	---

	Slide PDF "Interazioni intermolecolari": Interazioni intermolecolari: ione-dipolo, dipolo-dipolo, dipolo-dipolo indotto, dipolo istantaneo-dipolo indotto, forze di Van der Waals, legame a idrogeno e sua importanza in chimica e biologia. CENNI DI TERMODINAMICA (6 h) Capitolo 8: 1° principio. Entalpia delle reazioni, Legge di Hess. Capitolo 9: 2° e 3° principio. Spontaneità dei processi ed energia libera di Gibbs. LO STATO LIQUIDO E I PASSAGGI DI STATO (8 h) Capitolo 11: La pressione di vapore. Equazione di Clausius-Clapeyron. Diagrammi di stato (P-T) di acqua e anidride carbonica. Il concetto di "equilibrio dinamico" e sua applicazione alle trasformazioni di fase. Principio di Le Chatelier. Capitolo 12: Le soluzioni. Unità di concentrazione: percentuale in peso, frazione molare, molarità e formalità, molalità, normalità e concetto di equivalente chimico in relazione al tipo di reazione considerata. Soluzioni ideali e entalpia di mescolamento. Legge di Raoult. Tensione di vapore di soluzioni di soluti non volatili. Abbassamento crioscopico ed ebullioscopio. Modifica del diagramma di stato dell'acqua in presenza di soluti non volatili. Capitolo 13: Pressione osmotica. Soluzioni isotoniche. Proprietà colligative. La dissociazione elettrolitica. L'EQUILIBRIO CHIMICO (14 h) Capitolo 15: Le reazioni chimiche di equilibrio. Equilibri omogenei ed eterogenei. Effetti della pressione sugli equilibri gassosi. Relazione tra K_c e K_p. La temperatura e l'equazione di Van't Hoff. Il Principio di Le Chatelier applicato agli equilibri chimici. I calcoli negli equilibri chimici. Capitolo 16: Gli equilibri in soluzione. Reazioni di scambio protonico. Acidi e basi, definizioni di Arrhenius, Brønsted e Lewis. Acidi e basi deboli, binomio di Van't Hoff. Proprietà colligative di elettroliti deboli. L'idrolisi salina. Soluzioni tampone. Prodotto di solubilità. Calcoli di pH di soluzioni acquose. PILE (5 h) Capitolo 17 (paragrafi 17.1-17.8): Reazioni di scambio elettronico. Potenziali elettrodi. Serie elettrochimica. Pile chimiche e pile a concentrazione. Equazione di Nernst. La misura elettrochimica del pH. Elettrodo a idrogeno.
English	<i>The course is worth seven credits, of which 5 credits of lectures and 2 credits of classroom exercises, for a total of 60 hours, as detailed below.</i> FROM ATOMIC THEORY TO THE PERIODIC TABLE (10 h) Chapter 1 and PDF "Elements, Compounds, Substances, Mole": Dalton's atomic theory, law of definite proportions, law of multiple proportions. The concept of the mole, Avogadro's number. Avogadro's principle. Exceptions to the law of definite proportions (non-stoichiometric oxides). Compounds and molecules. Atomic weight, molecular weight,

and formula weight.

Chapter 2 and PDF “The Structure of the Atom”: Atomic structure. Bohr and quantum theory. Wave mechanics, atomic orbitals, Aufbau principle.

Chapter 3 and PDF “Periodicity of the Elements”: The periodic table of elements. Atomic and ionic radii. Electronegativity.

CHEMICAL BOND THEORIES (12 h)

Chapter 4 and the PDF “Chemical Bonding – Part I”: Ionic bonding and an introduction to the crystal structure of solids. Covalent bonding. Dative bonding. Lewis structures. The octet rule.

Chapter 5 and the two PDFs “Chemical Bonding – Part II” + “Molecular Orbitals”: VSEPR theory. Valence Bond (VB) theory. Hybrid orbitals. Incomplete octet and expanded octet. Dipole moment. Molecular orbitals of diatomic molecules (MO-LCAO).

Chapter 6: Introduction to inorganic nomenclature. Hydroxides and acids. Salts, reactions between acids and hydroxides, formation of salts. Stoichiometric calculations. Balancing chemical reactions. The relationship between masses and moles. Limiting reagent. The concept of oxidation number. Redox reactions and their balancing in molecular and ionic forms.

THE GASEOUS STATE (5 h)

Chapter 7: The gaseous state. Boyle’s, Charles’, and Gay-Lussac’s laws. The ideal gas equation of state. Distribution of molecular velocities according to Maxwell and Boltzmann. Dalton’s law. Density (absolute and relative) of gases and determination of molecular mass. Real gases: Van der Waals equation. P-V diagram of carbon dioxide. Critical temperature of gases.

PDF file “Intermolecular Interactions”: Intermolecular interactions: ion-dipole, dipole-dipole, induced dipole-dipole, instantaneous dipole-induced dipole, Van der Waals forces, hydrogen bonding, and its importance in chemistry and biology.

INTRODUCTION TO THERMODYNAMICS (6 h)

Chapter 8: 1st Law. Enthalpy of reactions, Hess’s Law.

Chapter 9: 2nd and 3rd Laws. Spontaneity of processes and Gibbs free energy.

THE LIQUID STATE AND PHASE TRANSITIONS (8 h)

Chapter 11: Vapor pressure. The Clausius-Clapeyron equation. (P-T) phase diagrams of water and carbon dioxide. The concept of “dynamic equilibrium” and its application to phase transitions. Le Chatelier’s principle.

Chapter 12: Solutions. Units of concentration: weight percent, molar fraction, molarity and formal molarity, molality, normality, and the concept of chemical equivalent in relation to the type of reaction considered. Ideal solutions and mixing enthalpy. Raoult’s law. Vapor pressure of solutions of non-volatile solutes. Cryoscopic and ebullioscopic depression. Modification of the phase diagram of water in the presence of non-volatile solutes.



	Chapter 13: Osmotic pressure. Isotonic solutions. Colligative properties. Electrolytic dissociation. CHEMICAL EQUILIBRIUM (14 h) Chapter 15: Chemical equilibrium reactions. Homogeneous and heterogeneous equilibria. Effects of pressure on gas equilibria. Relationship between K_c and K_p. Temperature and the Van't Hoff equation. Le Chatelier's Principle applied to chemical equilibria. Calculations in chemical equilibria. Chapter 16: Equilibria in solution. Proton exchange reactions. Acids and bases: the Arrhenius, Brønsted, and Lewis definitions. Weak acids and bases; Van't Hoff's binomial. Colligative properties of weak electrolytes. Salt hydrolysis. Buffer solutions. Solubility product. pH calculations for aqueous solutions. BATTERIES (5 h) Chapter 17 (paragraphs 17.1 to 17.8): Electronic exchange reactions. Electrode potentials. Electrochemical series. Chemical batteries and concentration cells. Nernst equation. The electrochemical measurement of pH. Hydrogen electrode.
--	---

TESTI ADOTTATI E BIBLIOGRAFIA DI RIFERIMENTO

Italiano	M. Schiavello, L. Palmisano: FONDAMENTI DI CHIMICA, VI edizione, EdiSES: studiare i Capitoli da 1 a 17 (§ 17.1-17.8). P. Michelin Lausarot, G.A. Vaglio: STECHIOMETRIA PER LA CHIMICA GENERALE, PICCIN: Capitoli da 1 a 17. PDF on-line (http://didattica.uniroma2.it/docenti/curriculum/4845-Riccardo-Polini) di quegli argomenti trattati a lezione come presentazione a lezione PowerPoint. La raccolta di esercizi d'esame con le soluzioni è anche scaricabile come file PDF.
English	M. Schiavello, L. Palmisano: FONDAMENTI DI CHIMICA, 6th edition, EdiSES: Chapters 1 to 17 (paragraphs 17.1 to 17.8). P. Michelin Lausarot, G.A. Vaglio: STECHIOMETRIA PER LA CHIMICA GENERALE, PICCIN. On-line PDF (http://didattica.uniroma2.it/docenti/curriculum/4845-Riccardo-Polini) of PowerPoint lectures on Atomic Structure, Chemical Bond (VB, MO-LCAO) theories and intermolecular interactions. The collection of exam problems with solutions is also available for download as a PDF file.

DESCRIZIONE DELLE MODALITÀ DI SVOLGIMENTO E METODI DIDATTICI ADOTTATI

☒ In presenza

☐ A distanza

Italiano	Il Corso si svolge integralmente con lezioni frontali in aula di due ore ciascuna. La prima parte del corso viene svolta con l'ausilio di presentazione multimediale (PowerPoint) per
----------	---

	meglio illustrare la struttura degli atomi (orbitali) e il legame chimico (legame di valenza e diagrammi degli orbitali molecolari in molecole biatomiche). Il resto del corso è svolto con lezioni ed esercitazioni numeriche alla lavagna. Sia le lezioni, sia le esercitazioni numeriche contribuiscono al raggiungimento degli obiettivi formativi. In particolare, le lezioni servono per far comprendere allo studente i concetti che saranno poi utilizzati nella soluzione dei problemi numerici, che costituiscono la modalità di verifica dell'apprendimento
English	<i>The course is taught through 2-hour classroom lectures. The first part of the course is carried out with the aid of a multimedia presentation (PowerPoint) to better illustrate the structure of atoms (orbitals) and chemical bond theories (valence bond, VB, and molecular orbitals, LCAO-MO, diagrams of diatomic molecules). The remaining part of the course is taught using blackboard for both lessons and numerical exercises. Both lessons and numerical exercises contribute to the achievement of the training objectives. In particular, the lessons allow students to understand those basic concepts that have to be necessarily applied in order to solve numerical problems.</i>

MODALITÀ DI FREQUENZA

☐ frequenza obbligatoria ☒ frequenza facoltativa

DESCRIZIONE DELLE MODALITÀ DI FREQUENZA

Italiano	La frequenza delle lezioni e delle esercitazioni numeriche in aula è raccomandata.
English	<i>Attendance at lectures and classroom-based practical sessions is recommended.</i>

MODALITÀ DI VALUTAZIONE

☒ Prova scritta ☐ Prova orale ☐ Prova di laboratorio ☐ Prova pratica
☐ Valutazione in itinere ☐ Valutazione di progetto ☐ Valutazione di tirocinio

COMPOSIZIONE DELLA COMMISSIONE VALUTATRICE

Riccardo Polini, Massimo Tomellini, Susanna Piccirillo.

DESCRIZIONE DELLE MODALITÀ E DEI CRITERI DI VERIFICA DELL'APPRENDIMENTO

Italiano	Esame scritto con cinque problemi numerici da risolvere fornendo risultati quantitativi e un ulteriore esercizio ove disegnare formule di struttura di molecole semplici, indicandone la geometria molecolare, l'ibridazione e le eventuali strutture di risonanza. Per ciascuno dei sei esercizi il voto va da 0 a 5. La modulazione del voto varia in funzione della completezza della soluzione (ad esempio, se l'esercizio sia stato correttamente impostato, ma non risolto numericamente) e della pertinenza di quanto scritto con l'esercizio stesso. Il voto finale è la somma dei voti degli esercizi svolti.
----------	---

	La prova d'esame dura 2 (due) ore e <u>non sono ammessi né libri, né appunti, né si possono utilizzare dispositivi che possano navigare in rete (internet).</u> Per superare l'esame occorre riportare un voto non inferiore a 18/30; a tal fine, studentesse e studenti devono dimostrare di aver acquisito una conoscenza sufficiente degli argomenti, e di non mostrare eccessive lacune nella preparazione. Per conseguire una votazione superiore a 25/30, studentesse e studenti devono dimostrare di aver acquisito una solida conoscenza relativamente a buona parte degli argomenti trattati. Per conseguire un punteggio pari a 30/30, studentesse e studenti devono invece dimostrare di aver acquisito una completa conoscenza di tutti gli argomenti trattati durante il corso ed essere quindi in grado di risolvere correttamente tutti e cinque gli esercizi d'esame, senza errori o imprecisioni. Non idoneo: importanti carenze e/o inaccuratezze nella conoscenza e comprensione degli argomenti; limitate capacità di analisi e sintesi, frequenti generalizzazioni e limitate capacità critiche e di giudizio, gli argomenti sono esposti in modo non coerente e/o con linguaggio inappropriato. Studentesse e studenti avranno uguale trattamento, senza discriminazione alcuna tra frequentanti e non frequentanti.
English	<i>Written exam, consisting of five numerical problems to be solved by providing quantitative results, and an additional exercise in which students must draw structural formulas of simple molecules, indicating molecular geometry, hybridization, and any resonance structures. For each exercise, the grade ranges from 0 to 6. The grading varies depending on the completeness of the solution (for example, if the exercise was correctly set up but not solved numerically) and the relevance of the written response to the exercise itself. The final grade is the sum of the grades for the completed exercises. The exam lasts 2 hours and <u>no books, notes or devices capable of connecting to the internet are permitted.</u></i> <i>To pass the exam, a score of at least 18/30 is required; to this end, students must demonstrate that they have acquired sufficient knowledge of the topics and do not exhibit significant gaps in their preparation.</i> <i>To achieve a score higher than 25/30, students must demonstrate that they have acquired a solid understanding of most of the topics covered.</i> <i>To achieve a score of 30/30, students must instead demonstrate that they have acquired a complete understanding of all topics covered during the course and are therefore able to correctly solve all five exam problems, without errors or inaccuracies.</i> <i>Fail: significant gaps and/or inaccuracies in knowledge and understanding of the topics; limited analytical and summarising skills.</i> <i>Students will be treated equally and without discrimination between those who attend classes and those who do not.</i>