

CORSO DI STUDIO (*Biotechnologie Industriali per lo Sviluppo Sostenibile*)

ANNO ACCADEMICO (2023-2024)

DENOMINAZIONE DELL'INSEGNAMENTO (*CHIMICA GENERALE ED INORGANICA -
GENERAL AND INORGANIC CHEMISTRY*)

Principali informazioni sull'insegnamento	
Anno di corso	I ANNO
Periodo di erogazione	I semestre (10/2023 – 01/2023)
Crediti formativi universitari (CFU/ETCS):	8
SSD	CHIM/03
Lingua di erogazione	ITALIANO
Modalità di frequenza	OBBLIGATORIA

Docente	
Nome e cognome	ANTONELLA MILELLA
Indirizzo mail	antonella.milella@uniba.it
Telefono	080/5442858
Sede	DIPARTIMENTO DI CHIMICA – STUDIO 309
Sede virtuale	MICROSOFT TEAMS – CODICE CANALE: 66mz106
Ricevimento	Il docente riceve gli studenti dal lunedì al venerdì concordando un appuntamento via email. Codice Canale Ricevimento Studenti Microsoft Teams: b0nx27y

Organizzazione della didattica			
Ore			
Totali	Didattica frontale	Pratica (laboratorio, campo, esercitazione, altro)	Studio individuale
200	48	30	122
CFU/ETCS			
8	6	2	

Obiettivi formativi	<p>Il corso ha lo scopo ultimo di fornire agli studenti di Biotecnologie i concetti fondamentali della Chimica necessari per definire la relazione struttura-proprietà della materia e per interpretare su scala molecolare i fenomeni biologici. Al termine dell'insegnamento lo studente saprà ricondurre i fenomeni macroscopici ai corrispondenti processi chimici e fisici su scala microscopica, ed imparerà a rappresentarli in modo simbolico. I principali obiettivi formativi saranno:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Scrittura e lettura dei composti chimici più comuni; 2. Rappresentazione elettronica e spaziale con la descrizione dei legami nelle molecole; 3. Comprensione della relazione struttura-reattività molecolare 4. Preparazione di soluzioni a titolo noto sia per pesata diretta di sostanze pure, sia per diluizione di soluzioni concentrate; 5. Determinazione del titolo di soluzioni a concentrazione incognita; 6. Calcolo e misurazione del pH; 7. Valutazione dei parametri termodinamici (ΔH, ΔS, ΔG) e dei potenziali elettrochimici nel determinare il decorso delle reazioni; 8. La valutazione del meccanismo d'azione dei soluti in soluzione nel modificare alcuni dei più importanti parametri chimico-fisici: tensione di vapore, temperatura di ebollizione e di solidificazione, pressione osmotica.
Prerequisiti	<p>Unità di misura e dimensioni, conoscenze matematiche di base, numeri decimali, potenze, logaritmi, algebra elementare, equazioni algebriche di 1° e 2° grado, funzioni: equazione di una retta, equazione di una curva esponenziale.</p>

Metodi didattici	<p>La didattica viene svolta con lezioni frontali avvalendosi di slide distribuite agli studenti, ed esercitazioni numeriche del tutto analoghe alla prova parziale prevista in sede di esame.</p> <p>Sono altresì disponibili una raccolta di esercizi, la scheda Syllabus del corso, le tracce delle prove parziali degli anni precedenti e materiale didattico di approfondimento.</p>
<p>Risultati di apprendimento previsti</p> <p>DD1 Conoscenza e capacità di comprensione</p> <p>DD2 Conoscenza e capacità di comprensione applicate</p> <p>DD3-5 Competenze trasversali</p>	<p>Acquisizione di una solida e rigorosa conoscenza dei fondamenti della Chimica Generale ed Inorganica e degli strumenti teorico-operativi per la comprensione dei fenomeni chimici. Al conseguimento di questi obiettivi concorreranno non solo lezioni teoriche, ma anche le esercitazioni numeriche in aula. Il livello di conoscenze acquisito sarà verificato attraverso la prova di esame.</p> <p>Capacità di applicare le conoscenze acquisite a fenomeni chimici, di interpretarli correttamente e sapere utilizzare i principi che li governano. Il corso è integrato con esercitazioni di calcolo stechiometrico la cui funzione è quella di abituare lo studente a valutare i numeri, a prendere visione dell'importanza della quantità di massa delle sostanze coinvolte nei processi chimici e a rendere più comprensibili i concetti di Chimica Generale. Durante il corso lo studente acquisirà la capacità di applicare le conoscenze acquisite alla risoluzione di problemi ed esercizi numerici inerenti gli argomenti trattati nel corso (conversione di unità di misura; calcolo stechiometrico; concentrazione e proprietà colligative di soluzioni; equilibri in fase gassosa e in soluzione; elettrochimica; descrizione della struttura e reattività delle molecole). La verifica delle capacità acquisite sarà effettuata mediante lo svolgimento di esercitazioni in aula e in sede di esame scritto/orale.</p> <p>Autonomia di giudizio Attraverso l'acquisizione dei concetti di base della Chimica, l'applicazione del metodo scientifico e l'uso corretto del linguaggio tecnico-scientifico lo studente acquisirà una adeguata autonomia nel valutare problematiche chimiche e nello scegliere i metodi più appropriati per la risoluzione dei problemi.</p> <p>Abilità comunicative Al termine dell'insegnamento lo studente sarà in grado di esporre in modo semplice, chiaro e rigoroso le diverse tematiche affrontate nel corso.</p> <p>Capacità di apprendere in modo autonomo Al termine dell'insegnamento lo studente avrà acquisito la capacità di approfondire in maniera autonoma tematiche e argomenti relativi alla disciplina di insegnamento e saprà collegare e discutere in modo critico i diversi argomenti trattati. Sulla base del bagaglio culturale acquisito lo studente sarà in grado di affrontare i corsi successivi di Chimica Organica e Analitica.</p>

<p>Contenuti di insegnamento (Programma)</p>	<p>1. ASPETTI GENERALI. Il metodo scientifico. Materia, proprietà e grandezze. Sistema internazionale. Multipli e sottomultipli. Grandezze derivate. Massa e peso. Volume ed energia. Scale di temperatura. Classificazione della materia. Stati di aggregazione della materia. Sistema chimico, componenti e fasi. Leggi fondamentali della chimica (Lavoisier, Proust e Dalton). Simbologia atomica. Particelle fondamentali stabili. Numero atomico e di massa. Isotopi. Masse atomiche. Peso atomico e molecolare. Numero di Avogadro. Concetto di mole. Composizione percentuale di un sistema. Formula minima e molecolare. Esercizi.</p> <p>2. STRUTTURA DELL'ATOMO. Il modello di Thomson. Il modello di Rutherford. Teorie della luce (corpuscolare ed ondulatoria). Onde luminose e caratteristiche. Spettro della radiazione elettromagnetica. Teoria dei quanti di Planck. Spettri di emissione degli atomi. Spettri dell'idrogeno. Il modello di Bohr. Quantizzazione dei raggi e delle energie delle orbite. Teoria di Sommerfeld ed effetto Zeeman. Il modello ondulatorio. Principio di indeterminazione di Heisenberg. Ipotesi di De Broglie. Funzione d'onda. Equazione di Schrodinger. Numeri quantici. Orbitali atomici, forme degli orbitali atomici, energie degli orbitali, regole Aufbau e configurazioni elettroniche degli elementi. Tavola periodica e proprietà periodiche: potenziale di ionizzazione, affinità elettronica, elettronegatività. Raggi atomici. Carattere metallico.</p> <p>3. LEGAME CHIMICO. Energia di legame, valenza, regola dell'ottetto, numero di ossidazione, numero di coordinazione. Tipi di legame: legame ionico, legame covalente in molecole mono ed etero nucleari con le teorie di Lewis e V.B. Legami σ e π, espansione dell'ottetto. Stericità delle molecole poliatomiche: metodo VSEPR, ibridizzazione degli orbitali, risonanza. Teoria degli orbitali molecolari (molecole biatomiche). Legame metallico. Proprietà e struttura dei metalli. Legami dipolari: forze di Van der Waals, forze di London. Legame idrogeno. Legame idrogeno nell'acqua. Legame idrogeno ed acidità. Legame idrogeno nelle proteine e DNA. Esercizi.</p> <p>4. NOMENCLATURA. Nomenclatura d'uso e IUPAC dei composti più comuni: ossidi, idrossidi, anidridi, acidi ossigenati, idracidi, sali. Esercizi.</p> <p>5. REAZIONI CHIMICHE. Reazioni acido-base, reazioni di ossido-riduzione. Ossidanti e riducenti. Bilancio di reazioni re-dox: metodo della variazione dei n.o., metodo delle semireazioni. Bilanciamento in forma ionica e molecolare. Reazioni irreversibili. Preparazione di sali. Rapporti ponderali in reazioni chimiche: reazioni con reagente limitante. Esercizi.</p> <p>6. STATI DI AGGREGAZIONE DELLA MATERIA. Stato gassoso: definizione. Misura della pressione atmosferica. Misura della pressione dei gas. Legge di Boyle, legge di Charles, legge di Gay-Lussac, Principio di Avogadro. Equazione di stato dei gas perfetti. Equazione di stato dei gas reali. Curve di comprimibilità di gas reali. Miscele di gas. Legge di Dalton. Teoria cinetica dei gas. Distribuzione di Maxwell-Boltzmann delle velocità. Stato solido: definizione. Classificazione dei solidi. Solidi covalenti (atomici e metalli). Grafite e diamante: relazione struttura-proprietà. Solidi ionici: relazione struttura-proprietà. Solidi molecolari: relazione struttura-proprietà. Solidi cristallini ed amorfi. Curve di riscaldamento dei solidi. Passaggi di stato. Stato liquido: definizione. Proprietà dei liquidi: viscosità, tensione superficiale e tensione di vapore. Equazione di Clausius-Calpeyron. Equilibrio liquido-vapore. Principio di Le Chatelier. Diagrammi di stato.</p> <p>7. SOLUZIONI. Definizione. Modi per esprimere le concentrazioni delle soluzioni: molarità, normalità, molalità, percentuale in peso. Relazione molarità-percentuale in peso. Preparazione di soluzioni: preparazione per pesata diretta, preparazione per diluizione. Diluizione e soluzioni diluitissime. Solubilità. Solubilità dei gas. Legge di Raoult. Proprietà colligative: fenomeni ebullioscopici, crioscopici ed osmotici. Pressione osmotica. Esercizi.</p>
---	--

	<p>8. TERMODINAMICA CHIMICA. Energia interna, Entalpia, Entropia, Energia libera. Principi della termodinamica e criteri di spontaneità delle reazioni chimiche. Equilibrio chimico e termodinamica. Equazione di Van't Hoff.</p> <p>9. EQUILIBRI CHIMICI. Reazioni irreversibili e reversibili. Interpretazione cinetica dell'equilibrio chimico. Legge dell'equilibrio chimico. Quoziente di reazione e costante di equilibrio. Relazione tra K_p e K_c per un equilibrio gassoso. Fattori che influenzano un equilibrio chimico: temperatura, pressione e concentrazione. Principio di Le Chatelier. Grado di avanzamento. Equilibri omogenei ed eterogenei. Esercizi.</p> <p>10. EQUILIBRI IN SOLUZIONE. Conducibilità delle soluzioni elettrolitiche. Conducibilità equivalente e molare. Teorie acido-base: Arrhenius, Brønsted-Lowry, Lewis. Sostanze anfotere. Forza di acidi e basi. Acidi monoprotici e poliprotici. Basi monoacide e poliaccide. Relazione tra K_a e K_b di coppie coniugate. Autoprotolisi dell'acqua. Effetto livellante dell'acqua. Acidità delle soluzioni. pH e scala di acidità. Calcolo del pH di soluzioni contenenti soluti acidi, basici e neutri. Idrolisi. Soluzioni tampone. Indicatori di pH. Titolazioni acido-base. Curve di titolazione acido forte-base forte ed acido debole-base forte. Reazioni di precipitazione e prodotto di solubilità. Calcolo solubilità. Effetto dello ione comune sulla solubilità di sali poco solubili. Esercizi.</p> <p>11. ELETTROCHIMICA. Potenziali elettrodi. Pile e loro funzionamento. Pila Daniell. Elettrodi metallo/ione, ione/ione, gas/ione. Forza elettromotrice di una pila. Misura dei potenziali standard. Elettrodo ad idrogeno. Scala dei potenziali standard. Equazione di Nernst. Pile a concentrazione. Cenni su pile di uso pratico: pila Leclanché e batterie. pHmetro. Elettrolisi. Potenziale di decomposizione. Sovratensione. Scarica degli ioni e ordine di scarica. Elettrolisi dell'acqua. Elettrolisi di Sali fusi. Leggi di Faraday. Esercizi.</p> <p>12. CINETICA CHIMICA. Definizione di velocità di reazione. Velocità media ed istantanea. Ordine di reazione. Leggi cinetiche per una reazione del primo e del secondo ordine. Reazioni elementari. Fattori che influenzano la velocità di reazione: natura dei reagenti, concentrazione, temperatura ed equazione di Arrhenius, radiazioni (cenni), catalizzatori (cenni). Meccanismo di una reazione secondo la teoria delle collisioni e dello stato di transizione. Energia di attivazione. Relazione tra costante di equilibrio e costanti di velocità per una reazione elementare.</p> <p>13. CENNI DI CHIMICA INORGANICA. Richiami sulle proprietà periodiche. Gruppo I: elementi, configurazione elettronica, principali proprietà. Preparazione del sodio mediante elettrolisi di sali fusi. Processo soda-cloro. Gruppo II: elementi, configurazione elettronica, principali proprietà. Preparazione del calcio mediante elettrolisi di Sali fusi. Principali composti del Ca. Gruppo III: elementi, configurazione elettronica, principali proprietà. Composti principali del B ed Al. Gruppo IV: elementi, configurazione elettronica, principali proprietà. Composti più importanti del C e del Si. Gruppo V: elementi, configurazione elettronica, principali proprietà. Composti dell'azoto con idrogeno, ossigeno. Acidi dell'azoto. Composti del fosforo con l'idrogeno e l'ossigeno. Acidi del fosforo. Acidi dell'arsenico. Gruppo VI: elementi, configurazione elettronica, principali proprietà. Composti dell'O. Ozono. Acidi dello zolfo. Gruppo VII: elementi, configurazione elettronica, principali proprietà. Preparazione del fluoro. Preparazione del cloro. Acidi degli alogeni.</p>
Testi di riferimento	<ol style="list-style-type: none"> 1. A.M. Lanfredi, A. Tiripicchio, "Fondamenti di Chimica" (Ambrosiana) 2. P. Giannoccaro, S. Doronzo, "Elementi di Stechiometria" (EdiSES) 3. T.L. Brown, H.H. LeMay, B. Bursten, C. Murphy, P. Woodward, M. E. Stoltzfus, M. W. Lufaso "Fondamenti di Chimica" (EdiSES) 4. M. Giomini, E. Balestrieri, M. Giustini, "Fondamenti di Stechiometria" (EdiSES)
Note ai testi di riferimento	Integrazione con materiale didattico fornito dal docente e disponibile sul sito docente in https://recascloud.ba.infn.it/ e in www.uniba.it .
Materiali didattici	La didattica viene svolta con lezioni frontali avvalendosi di slide che lo studente può scaricare dal sito: https://recascloud.ba.infn.it/ e in www.uniba.it (collegandosi alla relativa pagina docente), ed esercitazioni numeriche. Sul sito

	<i>docente sono altresì disponibili una raccolta di esercizi, le tracce delle prove parziali e materiale didattico di approfondimento.</i>
Valutazione	
Modalità di verifica dell'apprendimento	<i>L'esame è volto alla verifica del raggiungimento degli obiettivi formativi precedentemente specificati. Esso consta di una prova scritta (anche denominata prova parziale) ed una prova orale, svolte in due giorni differenti.</i>
Criteri di valutazione	<i>Nella valutazione della prova di esame e nell'assegnazione del voto finale si prenderà in considerazione:</i> <ol style="list-style-type: none"> 1. <i>Conoscenza e capacità di comprensione: insufficiente, superficiale, buono, completa, eccellente.</i> 2. <i>Conoscenza e capacità di comprensione applicate: insufficiente, discreta, buona, eccellente.</i> 3. <i>Autonomia di giudizio: discreta, buona, eccellente</i> 4. <i>Abilità comunicative: confusa e insicura; chiara e corretta; eccellente e sicura.</i> 5. <i>Capacità di apprendere: discreta, buona, eccellente.</i>
Criteri di misurazione dell'apprendimento e di attribuzione del voto finale	<i>Con la prova scritta il docente intende valutare lo studio della materia e il livello di comprensione dei principali argomenti del corso. Il compito scritto è articolato in 9 esercizi da svolgere in 3 ore, sui seguenti argomenti: nomenclatura chimica (3 punti), scrittura di composti e reazioni acido base (3 punti), bilanciamento redox e calcoli ponderali (3 punti), formule di struttura (Lewis, VSEPR, VB) (3 punti), equilibrio chimico gassoso (4 punti), pH (4 punti), diluizione o proprietà colligative (3 punti), equilibri di solubilità (4 punti), pile (3 punti). Durante la prova è consentito usare solo calcolatrice e tavola periodica. Il superamento della prova scritta avviene con un punteggio di 18/30. Durante l'esame orale sarà valutato il livello di conoscenza del corso, in particolare valutando la qualità espositiva, ovvero la proprietà di linguaggio nonché il formalismo nella scrittura delle reazioni chimiche, dei composti e delle equazioni matematiche, e la capacità di collegare tra loro le conoscenze acquisite. Condizione necessaria per il superamento dell'esame è avere conseguito una valutazione non negativa relativamente ai punti 1,2,4. Per conseguire un punteggio pari a 30/30 e lode, lo studente deve avere raggiunto un livello di eccellenza relativamente ai punti 1-5.</i>
Altro	

COURSE OF STUDY *Industrial Biotechnology for Sustainable Development*
ACADEMIC YEAR 2023-2024
ACADEMIC SUBJECT *General and Inorganic Chemistry*

General information	
Year of the course	I
Academic calendar (starting and ending date)	I semester
Credits (CFU/ETCS):	8
SSD	CHIM/03
Language	Italian
Mode of attendance	Compulsory attendance

Professor/ Lecturer	
Name and Surname	ANTONELLA MILELLA
E-mail	antonella.milella@uniba.it
Telephone	+39 0805442858
Department and address	Department of Chemistry, room 309
Virtual room	MICROSOFT TEAMS – Code: 66mz106
Office Hours (and modalities: e.g., by appointment, on line, etc.)	Students can send an email to ask for a meeting. Microsoft Teams Code for Students: b0nx27y

Work schedule			
Hours			
Total	Lectures	Hands-on (laboratory, workshops, working groups, seminars, field trips)	Out-of-class study hours/ Self-study hours
250	48	30	122
CFU/ETCS			
8	6	2	

Learning Objectives	<p>The course has the ultimate aim of providing Biotechnology students with the fundamental concepts of Chemistry necessary to define the structure-property relationship of matter and to interpret biological phenomena on a molecular scale. At the end of the course the student will be able to trace macroscopic phenomena to the corresponding chemical and physical processes on a microscopic scale, and will learn to represent them symbolically. The main training objectives will be:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Writing and reading the most common chemical compounds; 2. Electronic and spatial representation with the description of the bonds in the molecules; 3. Understanding of the molecular structure-reactivity relationship 4. Preparation of solutions of known titre both by direct weighing of pure substances and by dilution of concentrated solutions; 5. Determination of the titre of solutions of unknown concentration; 6. Calculation and measurement of pH; 7. Evaluation of thermodynamic parameters (ΔH, ΔS, ΔG) and electrode potentials in determining the course of reactions; 8. Evaluation of the mechanism of action of solutes in solution in modifying some of the most important chemical-physical parameters: vapor pressure, boiling and solidification temperatures, osmotic pressure.
Course prerequisites	Units of measurement and dimensions, basic mathematical knowledge, decimal numbers, powers, logarithms, elementary algebra, 1st and 2nd degree algebraic equations, functions: equation of a straight line, equation of an exponential curve.

Teaching strategies	The teaching is carried out with lectures using slides that the student can download from the site: https://recascloud.ba.infn.it/ and www.uniba.it (by connecting to the relative teacher
----------------------------	---

	page), and numerical exercises. A collection of exercises, traces of partial tests and in-depth didactic material are also available on the teacher's website.
Expected learning outcomes in terms of	
Knowledge and understanding on:	<ol style="list-style-type: none"> 1. Writing and reading of the most common chemical compounds; 2. Electronic and spatial representation with the description of the bonds in the molecules; 3. Understanding of the molecular structure-reactivity relationship 4. Preparation of solutions of known titre both by direct weighing of pure substances and by dilution of concentrated solutions; 5. Determination of the titer of solutions with unknown concentration; 6. Calculation and measurement of pH; 7. Evaluation of thermodynamic parameters (ΔH, ΔS, ΔG) and electrode potentials in determining the course of reactions; 8. The evaluation of the action mechanism of the solutes in solution in modifying some of the most important chemical-physical parameters: vapor pressure, boiling and solidification temperature, osmotic pressure.
Applying knowledge and understanding on:	The course is integrated with stoichiometric calculus exercises whose function is to accustom the student to evaluate numbers, to take a look at the importance of the quantity of mass of substances involved in chemical processes and to make the concepts of General Chemistry more understandable.
Soft skills	<ul style="list-style-type: none"> • <i>Making informed judgments and choices</i> Through the acquisition of the basic concepts of Chemistry, the application of the scientific method and the correct use of technical-scientific language, the student will acquire adequate autonomy in evaluating chemical problems and in choosing the most appropriate methods for solving problems. • <i>Communicating knowledge and understanding</i> At the end of the course, the student will be able to explain in a simple, clear and rigorous way the various issues addressed in the course. • <i>Capacities to continue learning</i> Based on the knowledge acquired during the course, the student will be able to face the subsequent courses of Organic and Analytical Chemistry.
Syllabus	
Content knowledge	<p>GENERAL ASPECTS. The scientific method. Matter, properties and sizes. International system. Multiple and submultiples. Derived quantities. Mass and weight. Volume and energy. Temperature scales. Classification of matter. States of aggregation of matter. Chemical system, components and phases. Fundamental laws of chemistry (Lavoisier, Proust and Dalton). Atomic symbology. Stable fundamental particles. Atomic number and mass. Isotopes. Atomic masses. Atomic and molecular weight. Avogadro's number. Mole concept. Percentage composition of a system. Exercises.</p> <p>STRUCTURE OF THE ATOM. Thomson's model. The Rutherford model. Theories of light (corpuscular and wave). Light and characteristic waves. Spectrum of electromagnetic radiation. Planck's quantum theory. Emission spectra of atoms. Hydrogen spectra. Bohr's model. Quantization of the rays and energies of the orbits. Sommerfeld theory and Zeeman effect. The wave model. Heisenberg's uncertainty principle. Hypothesis of De Broglie. Wave function. Schrodinger equation. Quantum numbers. Atomic orbitals, shapes of atomic orbitals, energies of orbitals, Aufbau rules and electronic configurations of the elements. Periodic table and periodic properties: ionization potential, electron affinity, electronegativity. Atomic rays. Metallic font.</p> <p>CHEMICAL BOND. Bond energy, valence, octet rule, oxidation number, coordination number. Bond types: ionic bond, covalent bond in mono and hetero nuclear molecules with the theories of Lewis and V.B. σ and π bonds, expansion of the octet. Stericity of polyatomic molecules: VSEPR method, hybridization of orbitals, resonance. Molecular orbitals theory (diatomic molecules). Metallic bond. Properties and structure of metals. Dipolar bonds: Van der Waals forces, London forces. Hydrogen bond. Hydrogen bond in water. Hydrogen bond and acidity. Hydrogen bond in proteins and DNA. Exercises.</p> <p>NOMENCLATURE. Nomenclature of use and IUPAC of the most common compounds: oxides, hydroxides, anhydrides, oxygenated acids, hydracids, salts. Exercises.</p> <p>CHEMICAL REACTIONS. Acid-base reactions, redox reactions. Oxidants and reducing agents.</p> <p>Balance of re-dox reactions: method of variation of n.o., method of half reactions. Balance in ionic and molecular form. Irreversible reactions. Preparation of salts. Weight ratios in chemical reactions: reactions with limiting reagent. Exercises.</p> <p>STATES OF AGGREGATION OF MATTER. Gaseous state: definition. Atmospheric</p>

	<p>pressure measurement. Gas pressure measurement. Boyle's law, Charles's law, Gay-Lussac's law, Avogadro's principle. Equation of state of ideal gases. Equation of state of real gases. Compressibility curves of real gases. Gas mixtures. Dalton's law. Kinetic theory of gases. Maxwell-Boltzmann distribution of velocities. Solid state: definition. Solids classification. Covalent solids (atomic and metal). Graphite and diamond: structure-property relationship. Ionic solids: structure-property relationship. Molecular solids: structure-property relationship. Crystalline and amorphous solids. Heating curves of solids. State transitions. Liquid state: definition. Properties of liquids: viscosity, surface tension and vapor pressure. Clausius-Calpeyron equation. Liquid-vapor equilibrium. Le Chatelier's principle. State diagrams.</p> <p>SOLUTIONS. Definition. Ways to express the concentrations of the solutions: molarity, normality, molality, percentage by weight. Molarity-percentage relationship by weight. Preparation of solutions: preparation for direct weighing, preparation for dilution. Dilution and very diluted solutions. Solubility. Solubility of gases. Raoult's law. Colligative properties: ebullioscopic, cryoscopic and osmotic phenomena. Osmotic pressure. Exercises.</p> <p>CHEMICAL THERMODYNAMICS. Internal Energy, Enthalpy, Entropy, Free Energy. Principles of thermodynamics and criteria of spontaneity of chemical reactions. Chemical and thermodynamic equilibrium. Van't Hoff equation.</p> <p>CHEMICAL EQUILIBRIUM. Irreversible and reversible reactions. Kinetic interpretation of the chemical equilibrium. Law of chemical equilibrium. Reaction quotient and equilibrium constant. Relationship between K_p and K_c for a gas equilibrium. Factors affecting a chemical equilibrium: temperature, pressure and concentration. Le Chatelier's principle. Degree of advancement. Homogeneous and heterogeneous equilibria. Exercises.</p> <p>CHEMICAL EQUILIBRIUM IN SOLUTION. Conductivity of electrolytic solutions. Equivalent and molar conductivity. Acid-base theories: Arrhenius, Brønsted-Lowry, Lewis. Amphoteric substances. Strength of acids and bases. Monoprotic and polyprotic acids. Monoacid and polyacid bases. Relationship between K_a and K_b of married couples. Water self-protolysis. Leveling effect of water. Acidity of the solutions. pH and acidity scale. Calculation of the pH of solutions containing acidic, basic and neutral solutes. Hydrolysis. Buffer solutions. PH indicators. Acid-base titrations. Strong acid-strong base and weak acid-strong base titration curves. Reactions of precipitation and solubility product. Solubility calculation. Effect of the common ion on the solubility of poorly soluble salts. Exercises.</p> <p>ELECTROCHEMISTRY. Electrode potentials. Batteries and how they work. Pila Daniell. Metal / ion, ion / ion, gas / ion electrodes. Electromotive force of a battery. Measurement of standard potentials. Hydrogen electrode. Standard potential scale. Nernst equation. Concentration batteries. Notes on practical use batteries: Leclanché battery and batteries. pH-meter. Electrolysis. Potential for decomposition. Overvoltage. Ion discharge and discharge order. Electrolysis of water. Electrolysis of molten salts. Faraday's laws. Exercises.</p> <p>CHEMICAL KINETICS. Definition of reaction rate. Average and instantaneous speed. Order of reaction. Kinetic laws for a first and second order reaction. Elementary reactions. Factors influencing the reaction rate: nature of the reactants, concentration, temperature and Arrhenius equation, radiation (hints), catalysts (hints). Mechanism of a reaction according to the theory of collisions and the transition state. Activation energy. Relation between equilibrium constant and rate constants for an elementary reaction.</p> <p>INORGANIC CHEMISTRY. Review of periodic properties. Group I: elements, electronic configuration, main properties. Preparation of sodium by electrolysis of molten salts. Soda-chlorine process. Group II: elements, electronic configuration, main properties. Preparation of calcium by electrolysis of molten salts. Main compounds of Ca. Group III: elements, electronic configuration, main properties. Main compounds of B and Al. Group IV: elements, electronic configuration, main properties. Most important compounds of C and Si. Group V: elements, electronic configuration, main properties. Nitrogen compounds with hydrogen, oxygen. Nitrogen acids. Compounds of phosphorus with hydrogen and oxygen. Acids of phosphorus. Arsenic acids. Group VI: elements, electronic configuration, main properties. Compounds of O. Ozone. Sulfur acids. Group VII: elements, electronic configuration, main properties. Preparation of fluorine. Preparation of chlorine. Halogen acids.</p>
Texts and readings	<ol style="list-style-type: none"> 1. A.M. Lanfredi, A. Tiripicchio, "Fondamenti di Chimica" (Ambrosiana) 2. P. Giannoccaro, S. Doronzo, "Elementi di Stechiometria" (EdiSES) 3. T.L. Brown, H.H. LeMay, B. Bursten, C. Murphy, P. Woodward, M. E. Stoltzfus, M. W. Lufaso "Fondamenti di Chimica" (EdiSES) 4. M. Giomini, E. Balestrieri, M. Giustini, "Fondamenti di Stechiometria" (EdiSES)
Notes, additional materials	<p>The teaching is carried out with lectures using slides that the student can download from the site: https://recascloud.ba.infn.it/ and www.uniba.it (by connecting to the relative teacher page), and numerical exercises. A collection of exercises, traces of partial tests and in-depth didactic material are also available on the teacher's website.</p>
Repository	<p>https://recascloud.ba.infn.it/ and in www.uniba.it (connecting to the professor's webpage)</p>

Assessment	
Assessment methods	Written and oral exam
Assessment criteria	<p>In evaluating the exam and in assigning the final grade, the following will be taken into consideration:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Knowledge and understanding: insufficient, superficial, good, complete, excellent. 2. Knowledge and understanding applied: insufficient, fair, good, excellent. 3. Making judgments: fair, good, excellent 4. Communication skills: confused and insecure; clear and correct; excellent and safe. 5. Ability to learn: fair, good, excellent.
Final exam and grading criteria	<p>With the written test the teacher intends to evaluate the study of the subject and the level of understanding of the main topics of the course. The written task is divided into 9 exercises to be carried out in 3 hours, on the following topics: chemical nomenclature (3 points), writing of compounds and acid-base reactions (3 points), redox balancing and weight calculations (3 points), structural formulas (Lewis, VSEPR, VB) (3 points), gaseous chemical equilibrium (4 points), pH (4 points), dilution or colligative properties (3 points), solubility equilibria (4 points), batteries (3 points). During the test it is allowed to use only calculator and periodic table. Passing the written test takes place with a score of 18/30.</p> <p>During the oral exam the level of knowledge of the course will be further assessed, in particular by evaluating the expository quality, that is the property of language as well as the formalism in the writing of chemical reactions, compounds and mathematical equations, and the ability to connect the acquired knowledge.</p> <p>During the oral exam, the level of knowledge of the course will be assessed, in particular by evaluating the expository quality, i.e. the property of language as well as the formalism in writing chemical reactions, compounds and mathematical equations, and the ability to link the acquired knowledge. A necessary condition for passing the exam is to have obtained a positive evaluation in relation to points 1,2,4. To achieve a score of 30/30 cum laude, the student must have achieved a level of excellence in points 1-5.</p>
Further information	
	.