

Testi del Syllabus

Resp. Did.	FORNASIERO Paolo	Matricola: 005896
Anno offerta:	2015/2016	
Insegnamento:	178SM - CHIMICA GENERALE E INORGANICA	
Corso di studio:	SM51 - SCIENZE E TECNOLOGIE BIOLOGICHE	
Anno regolamento:	2015	
CFU:	9	
Settore:	CHIM/03	
Tipo Attività:	A - Base	
Anno corso:	1	
Periodo:	Primo Semestre	
Sede:	TRIESTE	



Testi in italiano

Lingua insegnamento	Italiano
Contenuti (Dipl.Sup.)	Stati di aggregazione della materia. Atomi. Struttura elettronica. Legame chimico. Proprietà chimiche degli elementi e dei loro composti. Reazioni chimiche. Soluzioni. Proprietà colligative. Reazioni acido-base ed equilibrio chimico. Reazioni redox ed elettrochimica. Elementi di cinetica e termodinamica
Testi di riferimento	CHIMICA PRINCIPI e REAZIONI - W.L. Masterton, C.H.Hurley - Piccin CHIMICA - J.C.Kotz, P-Treichel Jr. - EdiSES 4a edizione
Obiettivi formativi	Acquisizione della comprensione delle proprietà macroscopiche degli stati di aggregazione della materia e loro relazione con quelle microscopiche. Acquisizione della comprensione di fenomeni chimici di base quali: struttura elettronica degli atomi e modelli fondamentali di legame, geometria delle molecole semplici; la capacità di correlare le proprietà di legame e di geometria di molecole semplici con le loro proprietà chimiche quali proprietà acido-base, proprietà redox; la conoscenza di equilibri in soluzioni acquose, di proprietà colligative e dei fondamenti di processi elettrochimici; conoscenza delle proprietà periodiche.
Prerequisiti	Conoscenza di base (scuola superiore) di matematica, fisica e logica elementare.
Metodi didattici	Lezioni orali svolte utilizzando il materiale multimediale organizzato in pagine di ipertesto messo a disposizione degli studenti nella piattaforma di ausilio alla didattica MOODLE
Altre informazioni	Docenti Prof. Paolo Fornasiero pforناسiero@units.it
Modalità di verifica dell'apprendimento	Per permettere agli studenti di verificare in itinere la loro preparazione sui vari argomenti trattati nel corso, vengono erogati durante il semestre tre test scritti periodici. Lo studente che riceverà una valutazione positiva sull'attività complessiva svolta durante il semestre avrà la possibilità di

accedere direttamente all'esame finale orale. Chi non supera i test periodici, dovrà svolgere una verifica scritta riassuntiva dell'insegnamento prima dell'esame orale.

Programma esteso

Introduzione. Cosa studia la Chimica? Le discipline Chimiche. Classificazione della materia. Gli stati di aggregazione della materia. Sostanze pure e Miscele. Miscele eterogenee e soluzioni. Composti ed elementi. L'atomo. Il numero atomico. I nuclidi e gli isotopi. L'unità di massa atomica. La massa atomica relativa degli elementi. Formula molecolare. Formula minima ed empirica. Formula di struttura. Formula dei solidi ionici e covalenti. La massa molare. Le grandezze estensive ed intensive. La mole quale grandezza estensiva. La concentrazione quale grandezza intensiva. Definizione di Molarità Normalità. Percento in peso. Percento in volume. Molalità e frazione molare. Reazioni chimiche. Bilanciamento di semplici reazioni chimiche e utilizzo dei coefficienti stechiometrici. Percento di resa di una reazione. Reazioni di combustione. L'energia chimica. Reazioni esotermiche e reazioni endotermiche. Le onde elettromagnetiche. La moderna teoria atomica. La funzione d'onda. I numeri quantici. L'orbitale atomico. Sistemi a più elettroni. Carica nucleare effettiva. Principio di esclusione di Pauli. Configurazione elettronica. Principio di aufbau. Regola di Hund. Proprietà diamagnetiche-paramagnetiche. La tavola periodica. Blocchi s, p, d ed f. Elettroni interni e elettroni di valenza. Andamenti periodici di: raggio atomico, energia di ionizzazione, affinità elettronica, elettronegatività. Il legame chimico. Nomenclatura dei composti chimici. La regola dell'ottetto. Legame ionico. Il legame covalente puro. Il legame covalente polare. Il momento di dipolo. Geometrie delle molecole. La teoria VSEPR. Gli orbitali ibridi. La teoria del legame di valenza. Le strutture di Lewis. Stabilità delle formule di Lewis. La regola dell'ottetto ed espansione dell'ottetto. La teoria della risonanza. Le formule limiti. L'ibrido di risonanza. L'ordine di legame negli ibridi di risonanza e cariche formali. Il numero di ossidazione. Cenni sulla teoria degli orbitali molecolari. Orbitali molecolari in molecole biatomiche. Il legame nei metalli, isolanti e semiconduttori. Lo stato solido. Classificazione dei solidi. Cenni sui cristalli. Lo stato liquido. Interazioni tra molecole. Interazione ione-dipolo, dipolo-dipolo, ione-dipolo indotto, dipolo-dipolo indotto, dipolo indotto-dipolo indotto, il legame idrogeno, Lo stato gassoso. I gas ideali. Leggi di Avogadro, Boyle e Charles. Legge di stato dei gas ideali. Miscela di gas. Legge di Dalton. Equazione di Van Der Waals. Diagramma di stato dell'acqua. Proprietà dell'acqua. Soluzioni di elettroliti forti e deboli. Solubilità e solvatazione. Proprietà colligative. Tensione di vapore. Solventi volatili e non volatili. Legge di Raoult. Abbassamento crioscopico. Innalzamento ebullioscopico. La pressione osmotica. Acidi e basi secondo Arrhenius, Brønsted-Lowry e Lewis. Coppia coniugata acido-base. Composti anfoteri. Acidi poliprotici. Il pH. Reazioni acido-base. L'equilibrio chimico. La costante di equilibrio. K_c e K_p di reazioni omogenee gassose e relazioni tra le costanti. L'effetto della concentrazione, pressione e temperatura. Il principio di Le Chatelier. Equilibri eterogenei. Equilibri in soluzione acquosa. Il prodotto ionico dell'acqua. Acidi deboli e basi deboli. pH delle soluzioni di acidi deboli e basi deboli. Il prodotto di solubilità. L'effetto dello ione a comune. La soluzione tampone. Il fenomeno dell'idrolisi acida e basica dei sali. Le reazioni di ossido-riduzione. Bilanciamento delle ossido-riduzioni. Elettrochimica. La pila Daniel. I potenziali standard di riduzione. Elettrodo ad idrogeno. L'equazione di Nernst. Le pile a concentrazione. L'elettrodo di riferimento e l'elettrodo di misura. L'elettrodo a vetro. Elettrolisi. Legge di Faraday. Cenni di termodinamica e cinetica chimica.



Testi in inglese

Lingua insegnamento

Italian

Contenuti (Dipl.Sup.)	States of matter. Atoms. Electronic structure. Chemical bond. Chemical properties of the elements and their compounds. Chemical reactions. Solutions. Colligative properties. Acid-base reactions and chemical equilibrium. Redox reactions and electrochemistry. Elements of kinetics and thermodynamics.
Testi di riferimento	CHIMICA PRINCIPI e REAZIONI - W.L. Masterton, C.H.Hurley - Piccin CHIMICA - J.C.Kotz, P-Treichel Jr. - EdiSES 4a edizione
Obiettivi formativi	Acquisition of understanding of the relation between macroscopic and microscopic properties of the states of matter. Acquisition of basic understanding of chemical phenomena such as: electronic structure of atoms and basic models of bond, the geometry of simple molecules, the ability to correlate the binding properties and geometry of simple molecules with their chemical properties such as acid-base properties, redox properties, knowledge of equilibria in aqueous solutions, colligative properties, and the fundamentals of electrochemical processes; knowledge of periodic properties.
Prerequisiti	Basic knowledge mathematics (high school level)
Metodi didattici	Lectures with multimedia material organized in hypertext pages made available to students in the platform Moodle
Altre informazioni	Teacher Prof. Paolo Fornasiero pforasiero@units.it
Modalità di verifica dell'apprendimento	During the course, to allow students to check their ongoing progress on various topics, 3 periodic written tests will be made organized. Students who receive a positive assessment on these activities will be able to access directly a final oral examination. The student who does not pass the periodic tests during the semester still has to pass a written test on the entire program before an oral exam.
Programma esteso	Introduction . Classification and states of matter. Pure substances and mixtures. Heterogeneous mixtures and solutions. Compounds and elements . The atom and atomic number. Nuclides and isotopes . The atomic mass unit . The relative atomic mass of the elements. Molecular Formula . Minimum and empirical formula . Structural formula . Formula of ionic and covalent solids . The molar mass. The extensive and intensive magnitudes. The mole as an extensive quantity. Concentration as an intensive magnitude. Definition of Molarity Normality . Weight percent. Volume percent . Molality and mole fraction . Chemical reactions. Balancing simple chemical reactions and use of stoichiometric coefficients. Percent yield of reactions. Combustion reactions. The chemical energy. Exothermic and endothermic reactions . Electromagnetic waves. The modern atomic theory. The wave function The quantum numbers. The atomic orbital. Multi-electron Systems. Effective nuclear charge . Pauli exclusion principle . Electronic configuration . Aufbau principle . Hund's rule . Diamagnetic - paramagnetic properties . The periodic table . s, p , d and f blocks. Inner electrons and valence electrons . Periodic trends : atomic radius, ionization energy , electron affinity , electronegativity . The chemical bond . Nomenclature of chemical compounds. The octet rule . Ionic bond . The pure covalent bond . The polar covalent bond . The dipole moment . Geometries of molecules. VSEPR theory . Hybrid orbitals . Valence bond theory . Lewis structures . Stability of Lewis structures . The octet rule and expansion of the octet . Resonance theory and limit formulas. The resonance hybrid. The bond order in resonance hybrids and formal charges. The oxidation number. Introduction to molecular orbital theory . Molecular orbitals in diatomic molecules . Bonding in metals , insulators and semiconductors. The solid state . Classification of solids. Introduction to crystals. The liquid state. Interactions between molecules: Ion-dipole interaction , dipole-dipole , ion - induced dipole , dipole- induced dipole , induced dipole - induced dipole , hydrogen bonding. The gaseous state.

The ideal gas . Avogadro, Boyle and Charles laws . The ideal gas law. Gas mixtures. Dalton's law . Van Der Waals equation . State Diagram of water . Properties of water. Solutions of strong and weak electrolytes. Solubility and solvation. Colligative properties. Vapor pressure. Volatile and non- volatile solvents. Raoult's law. Freezing point depression. Boiling point elevation . The osmotic pressure . Acids and bases according to Arrhenius , Bronsted - Lowry and Lewis. Conjugate acid-base pairs. Amphoteric compounds. Polybasic acids. pH. Acid-base reactions. The equilibrium constant . K_c and K_p in homogeneous reactions of gases and relations between the constants. The effect of concentration , pressure and temperature. The Le Chatelier principle. Heterogeneous equilibria . Equilibria in aqueous solution. The ionic product of water. Weak acids and weak bases . pH of solutions of weak acids and weak bases . The solubility product . The common ion effect. Buffer solution. The acid and base hydrolysis of salts . Oxidation-reduction reactions . Balancing of oxidation- reduction reactions. Electrochemistry . The Daniel cell. Standard reduction potentials . The hydrogen electrode. The Nernst equation. Concentration cells. The reference electrode and the measuring electrode . The glass electrode . Electrolysis . Faraday's law . Introduction to chemical thermodynamics and kinetics.