Università degli Studi della Basilicata
Scuola di Ingegneria

INSEGNAMENTO: Chimica			
DOCENTE: Francesco Tramutola			
e-mail: tramutola.francesco@libero.it			
Lingua di insegnamento	italiano		
n. CFU: 9	A.A.: 2013/2014	sede: Potenza	Semestre: I

CONTENUTI
La materia e le sue trasformazioni

METODI DIDATTICI
Lezioni frontali: 65 ore
Esercitazioni: 25 ore

TESTI DI RIFERIMENTO
Chimica, Steven S. Zumdahl, Zanichelli

OBIETTIVI FORMATIVI
Si prevede un buon apprendimento di base della Chimica, tale da poter affrontare efficacemente problematiche
associate alla materia e le sue trasformazioni.

PREREQUISITI

MODALITA' DI VERIFICA DELL'APPRENDIMENTO
Prove intercorso scritte oppure esame totale scritto e orale.

PROGRAMMA ESTESO
Classificazione della materia. Elementi, composti. Teoria atomica di Dalton. Struttura dell'atomo secondo J. J. Thomson, Rutherford, particelle fondamentali. Numero atomico. La radiazione elettromagnetica e quantizzazione dell'energia di Planck. Modello atomico Bohr-Sommerfeld. Numeri quantici, principio di esclusione di Pauli. Effetto Compton. Ipotesi di dualismo onda-particella di de Broglie. Esperimento di G. Thomson. Principio d'indeterminazione di Heisenberg. Equazione di Schrodinger, orbitali atomici. Regola di Hund, principio dell'aufbau, configurazione elettronica. Valenza. Numero di massa, isotopi, massa atomica. Ioni. Tavola periodica, proprietà periodiche degli elementi. Carica nucleare effettiva, raggio atomico, energia di ionizzazione, affinità elettronica, elettronegatività. I legami ionici e covalenti. Molecole, massa molecolare, formula minima e formula molecolare. Percentuale in peso. La mole, numero di Avogadro. Numero di ossidazione. Reazioni di formazione e nomenclatura dei composti binari, ternari e quaternari. Legge di conservazione della massa. Stechiometria delle reazioni chimiche, reagente limitante. Modello degli elettroni localizzati, strutture di Lewis, modello VSEPR. Teoria del legame di valenza, orbitali ibridi. Teoria degli orbitali molecolari. Reazioni di ossidoriduzione. Passaggi di stato della materia. Forze intermolecolari. I gas. Legge di Boyle, Charles, Gay-Lussac, legge dei gas ideali, miscele gassose. Gas reali. I liquidi. Composizione delle soluzioni, espressioni della concentrazione, diluizioni. Elettroliti forti e deboli. Proprietà colligative. Termodinamica, entalpia, legge di Hess, entropia, energia libera, spontaneità di una reazione. Cinetica chimica, velocità di reazione, determinazione dell'espressione della legge cinetica, equazione di Arrhenius, catalisi. Equilibrio chimico, costante di equilibrio, principio di Le Chatelier. Reazioni di equilibrio in fase omogenea gassosa e in soluzione. Acidi e basi. Reazioni acido-base, titolazione, calcolo del pH, soluzioni tampone, equazione di Henderson-Hasselbalch. Equilibrio in fase eterogenea, solubilità e precipitazione di solidi. Elettrochimica, celle galvaniche, potenziali standard, legge di Nernst, elettrolisi. I solidi. Chimica organica, classi principali e gruppi funzionali.

ALTRE INFORMAZIONI

Università degli Studi della Basilicata
Scuola di Ingegneria

COURSE: Chemistry

TEACHER: Francesco Tramutola

e-mail: tramutola.francesco@libero.it

LANGUAGE	italian		
ECTS: 9	ACADEMIC YEAR: 2013/2014	Campus: Potenza	Semester: I

TOPICS
Matter and its transformations

TEACHING METHODS
Lectures: 65 hours
Exercises: 25 hours

TEXTBOOKS
Chimica di Steven S Zumhdal, Zanichelli editore

LEARNING OUTCOMES
Good basic learning of Chemistry to solve effectively issues involving matter and its transformations.

REQUIREMENTS

EVALUATION METHODS
Two partial tests or a final exam.

DETAILED CONTENT
Classification of matter. Elements, compounds . Dalton atomic theory. Atomic models: J. J. Thomson, Rutherford, fundamental particles. Atomic number. Electromagnetic radiation and Planck quantization of energy. Bohr- Sommerfeld model of the atom. Quantum numbers, Pauli exclusion principle. Compton effect . De Broglie hypothesis of wave-particle duality. G. Thomson experiment. Heisenberg uncertainty principle. Schrodinger equation, atomic orbitals. Hund's rule, aufbau principle , electronic configuration . Valence. Mass number, isotopes , atomic mass. Ions. Periodic table, elements periodic properties. Effective nuclear charge, atomic radius , ionization energy , electron affinity , electronegativity. Ionic and covalent bonds. Molecules, molecular mass, empirical formula and molecular formula. Mass percent composition. The mole concept, Avogadro's number. Oxidation number. Binary, ternary and quaternary compounds. Law of conservation of mass. Stoichiometry of chemical reactions, limiting reagent. Lewis structures, VSEPR model. Valence bond theory, hybrid orbitals . Molecular orbital theory. Redox. State of matter. Intermolecular forces. Gase. Boyle's law, Charles's law, Gay-Lussac's law of ideal gas, gas mixtures. Real gas. Liquids. Solutions, expression of concentration, dilutions. Strong and weak electrolytes. Colligative properties. Thermodynamics, enthalpy, Hess's law, entropy, free energy, spontaneity of a reaction. Chemical kinetics, reaction rate, rate law, Arrhenius equation, catalysis . Chemical equilibrium, equilibrium constant , Le Chatelier's principle. Equilibrium reactions in gas phase and in solution. Acids and bases. Acid-base reactions, titration, pH, buffer solutions, Henderson- Hasselbalch equation. Solubility and precipitation of solids. Electrochemical, galvanic cells , standard potentials, Nernst law, electrolysis. Solids . Organic chemistry, main classes and functional groups .

FURTHER INFORMATION