

CHIMICA GENERALE 8 CFU**Dr. D. Monti**

8 CFU		Ore Aula	Ore lab.	Ore Eserc.	Altro
8 CFU		72		36	
Obiettivi	ITALIANO	I risultati attesi sono di valutazione dell'apprendimento da parte degli studenti dei principi guida della chimica, come struttura dell'atomo e delle molecole, ed i principi della termodinamica che guidano le trasformazioni chimiche e fisiche della materia. Gli studenti inoltre dovranno dimostrare di sapere usare i concetti appresi per la determinazione della relazione struttura-reattività delle specie chimiche. Esercizi di stechiometria saranno inoltre uno strumento per l'approfondimento dei concetti appresi durante le lezioni teoriche.			
	INGLESE	Evaluation of the learning of fundamentals of principle of chemistry, as atoms and molecular structure. The learning of the thermodynamic laws and principles which guide the transformation of matter (physical and chemical transformations). To gain technical perspectives and predictions of chemical reactivity based on chemical structure. Development of solving problem skills.			
Programma	ITALIANO	Introduzione alla Teoria Atomica. Il principio di indeterminazione di Heisenberg, l'equazione d'onda di Schrödinger e la struttura dell'atomo di idrogeno. I numeri quantici. Orbitali atomici e loro livelli energetici. Il principio dell'Aufbau. Gli atomi polielettronici e loro configurazione elettronica. Relazione tra configurazioni elettroniche degli elementi e loro proprietà. Raggi atomici, raggi ionici. La Tavola Periodica. Il concetto di mole, massa atomica e molecolare. Energia di ionizzazione ed affinità elettronica. Il concetto di elettronegatività. Il legame chimico: ionico, covalente. Teoria del legame di valenza. Ibridazione e risonanza. Strutture di molecole semplici; molecole biatomiche omonucleari ed eteronucleari. Descrizione della struttura di semplici molecole poliatomiche di importanza fondamentale (strutture dei più comuni acidi e basi). Concetto di numero di ossidazione e di carica formale. Lunghezza, angolo e forza di legame. Introduzione alla teoria degli orbitali molecolari. Legame metallico (cenni); esempi di struttura di alcune fasi condensate (solidi ionici, covalenti, molecolari). Le forze intermolecolari: ione-dipolo, dipolo-dipolo, interazioni tra dipoli indotti (interazioni di Van der Waals e forze di dispersione di London). Il legame idrogeno: natura ed effetto sulla struttura di alcune fasi condensate. Teoria acido-base di Lewis (cenni). I gas, equazione di stato dei gas ideali ed applicazioni. Cenni di teoria cinetica dei gas. I Principi della Termodinamica ed applicazioni. L'equilibrio chimico. Relazione tra energia libera e costanti di equilibrio (K_p , K_c , K_x , K_n). Studi degli equilibri chimici in fase gassosa omogenea e in fase eterogenea. Equilibri omogenei in soluzione acquosa. Teorie acido-base ed applicazioni. Definizione di pH. Autoprotolisi dell'acqua. Forza di acidi e basi. Relazione tra struttura e forza acida o basica. Studio del comportamento acido-base di alcuni sali. Soluzioni tampone. Sali poco solubili ed equilibri di solubilità. Entalpie di soluzione e			

		<p>di idratazione degli ioni, loro relazione con la solubilità di composti ionici. Reazioni di ossido-riduzione. Potenziali elettrodi e forza elettromotrice di una cella elettrochimica. Potenziali standard. La legge di Nernst e suo significato termodinamico. Alcuni esempi di pile ed applicazioni. L'elettrolisi; leggi di Faraday. Cenni di Cinetica chimica; equazione di Arrhenius. Il ruolo dei catalizzatori nelle reazioni chimiche.</p> <p>I gas reali, equazione di van der Waals. L'equilibrio fisico: concetto di tensione di vapore e legge di Clapeyron. Diagrammi di stato (H₂O, CO₂). La legge di Raoult. Soluzioni ideali e non ideali. Proprietà colligative. Cenni di Chimica inorganica: Proprietà generali chimico-fisiche e di reattività degli elementi dei gruppi principali e di gas nobili. Problemi di stechiometria e calcoli chimici come supporto alla comprensione ed approfondimento dei concetti esposti.</p>
	<p>INGLESE</p>	<p>Atoms and the atomic theory. Elements of quantum mechanical theory and electronic structure of atoms. The uncertainty principle and the wave function: the Schrodinger equation. The concept of electron orbital. Periodic relationships among the elements: the Periodic Table of the Elements. Ionisation energy, electronic affinity and atomic radius. Classification of the elements. Chemistry of the Main-Group. Classification of the elements: Groups 1, 2, 13-18, description and properties. Transition metals group.</p> <p>Concept of the mole and the Avogadro constant. Using the mole concept in calculations.</p> <p>Basic concepts of chemical bonding. The concept of oxidation number and formal charge. Ionic bond. Lattice energy. Covalent bond. Valence bond theory, molecular geometry and hybridization of atomic orbitals. Bond order, bond lengths and bond energies. Structures of some important inorganic and organic molecules. Principles of molecular orbital theory. Application to simple diatomic molecules, to metallic bond, and to delocalised bonds. The molecular orbitals of benzene. Names and formulas of important compounds.</p> <p>Chemical reactions, chemical equations and stoichiometry. Determination of the limiting reactant. General principles of oxidation and reduction reactions.</p> <p>Intermolecular forces and liquids and solids. Polarity of the molecules and their physical properties.</p> <p>Gases. Properties of gases: gas pressure and the simple gas laws. Combining the gas laws: The ideal gas equation and the general gas equation. Applications of the ideal gas equation. Mixtures of gases. Kinetic-molecular theory of gases. Gas properties relating to the kinetic-molecular theory. Gases in chemical reactions.</p>

	<p>Basic principles of thermodynamic. The first principle and the concept of enthalpy. Standard enthalpies of formation. Standard enthalpies of reaction. Hess's law. Thermochemistry. The second and third principle. Criteria for spontaneous change: Entropy, free energy, and equilibrium constants. Chemical equilibrium. Principles of chemical equilibrium. Dynamic equilibrium. The equilibrium constant expression. Relationships involving equilibrium constants. The magnitude of a equilibrium constant. The reaction quotient, Q: predicting the direction of net change. Altering equilibrium conditions. Equilibrium calculations: some illustrative examples.</p> <p>Definition of acids and bases, a brief review. Arrhenius theory. Brønsted-Lowry theory of acids and bases. Self-ionization of water and the pH scale. Molecular structure and acid-base behaviour: strong acids and strong bases, weak acids and weak bases. Polyprotic acids and bases. Ions as acids and bases. Acid-base equilibrium calculations. Buffer solutions. Lewis acids and bases, some examples.</p> <p>Solubility and solubility product constant, K_{sp}. Relationship between solubility, lattice energies and hydration energies. Common-ion effect in solubility equilibria. Criteria for precipitation and its completeness. Solubility and pH, fractional precipitation and ion separation.</p> <p>Electrochemistry. Free energy of reduction reaction, electrode potentials and their measurement: the Nernst equation. Standard Electrode Potentials. Electrode potential as a function of concentrations. Cell potentials and equilibrium constants. Batteries: producing electricity through chemical reactions, some examples. Corrosion: unwanted voltaic cells. Electrolysis: causing nonspontaneous reactions to occur.</p> <p>Vapour pressure of liquids and Clapeyron equation. Phase diagrams. Solutions and their physical properties. Thermodynamic of solution process. Types of solutions: some terminology. Solution concentration. Intermolecular forces and the solution process. Solubility of gases, Henry law. Vapour pressures of solutions, the Raoult law. Freezing-point depression and boiling-point elevation of nonelectrolyte solutions. Osmotic pressure. Solutions of electrolytes.</p> <p>Chemical kinetics: the rate of chemical reactions. Measuring reaction rates. Effect of concentration on reaction rates: The rate law: Zero-Order Reactions, First-Order Reactions, Second-Order Reactions, the integrated reaction laws. Theoretical models for chemical kinetics and reaction mechanisms, the steady state approximation. The effect of temperature on reaction rates: the Arrhenius equation and the concept of transition state. Catalysis.</p> <p>The course will be completed by feature problems and solution</p>
--	--

		of addressed exercises devoted to the full comprehension of the theoretical concepts studied, and to the solution of practical laboratory problems.
Denominazione	ITALIANO	CHIMICA GENERALE
	INGLESE	GENERAL CHEMISTRY
Testi adottati	R.H Petrucci, F.G. Herring, J.D. Madura, C. Bissonnette; Chimica Generale – Principi e Applicazioni Moderne. Ed. Piccin (Teoria). P. Michelin Lausarot, G.A. Vaglio; Stechiometria per la Chimica Generale. Ed. Piccin (Stechiometria)	
Valutazione	Prova scritta x	
	Prova orale x	
	Test attitudinale	
	Valutazione progetto	
	Valutazione tirocinio	
	Valutazione in itinere	
	Prova pratica	