
Testi del Syllabus

Docente

UGOZZOLI FRANCO

Matricola: **002284**

Anno offerta:

2013/2014

Insegnamento:

1002181 - CHIMICA 1

Corso di studio:

3007 - INGEGNERIA CIVILE E AMBIENTALE

Anno regolamento:

2013

CFU:

9

Settore:

CHIM/07

Tipo attività:

A - Base

Partizione studenti:

-

Anno corso:

1

Periodo:

II° semestre

Tipo testo**Testo****Lingua insegnamento**

Italiano

Contenuti

Introduzione. Elementi e composti. Fenomeni chimici e fenomeni fisici. Sistemi. Unità di misura delle principali grandezze fisiche. Sistema SI. Differenza fra una miscela e un composto. Determinazione delle masse atomiche relative.

Struttura della materia. Particelle fondamentali dell' atomo. Numero Atomico, Numero di massa Isotopi. Peso Atomico. Spettrometria di massa. Il concetto di Mole. Difetto di massa. Esercizi.

Stechiometria. Formule chimiche. Massa molare. Equazioni chimiche e loro bilanciamento. Calcolo dei rapporti ponderali in reazioni chimiche. Reagente limitante. Calcolo della % da formula e della formula dalla %. N° di atomi. Esercizi.

Le origini della teoria quantica. Spettri atomici e radiazioni e.m. Ipotesi di Plank. Atomo di Idrogeno secondo Bohr. Condizione quantica, raggi orbite ed energia. Transizioni elettroniche nell' atomo di Bohr e frequenze delle righe spettrali. Dualismo onda-particella per l' elettrone. Principio di indeterminazione. Equazione d' onda di Schrödinger. Numeri quantici. Stati degeneri per l' atomo di H. Superfici limite degli orbitali. Lo spin dell' elettrone.

Atomi polielettronici. Metodo di Aufbau. Principio di Pauli e regola di Hund. Configurazioni elettroniche degli atomi polielettronici. Periodi, gruppi, serie di transizione e transizione interna. Proprietà periodiche e tipi di elementi.

Legame Chimico. Legame ionico. Legame covalente secondo la teoria V. B. Formule di Lewis. Regola dell' ottetto: validità e limiti. Superamento della regola dell' ottetto. La geometria delle molecole secondo la teoria VSEPR. Esercizi di applicazione della teoria VSEPR. Teoria della risonanza. Elettronegatività e suo andamento periodico. Legame covalente polare. Momento di dipolo. Esempi di molecole polari. Il metodo del legame di valenza. Risonanza ionico-covalente. Elettronegatività secondo Pauling. Orbitali ibridi sp, sp², sp³. Benzene (e sue forme di risonanza). Legame di Idrogeno. Forze intermolecolari di van der Waals. Proprietà dei metalli. Legame metallico secondo il modello a "gas di elettroni". Cenni alla teoria delle bande di energia. Conduttori e isolanti.

Nomenclatura e reattività. Numero di ossidazione e regole relative. Reazioni redox e loro bilanciamento. Reazioni di disproportionamento. Principali sostanze ossidanti e riducenti. Nomenclatura dei composti binari. Idruri ionici. Nomenclatura ed esempi. Idruri covalenti. Idracidi. Nomenclatura ed esempi. Ossidi ionici o ossidi basici. Ossidi covalenti o ossidi acidi. Nomenclatura ed esempi. Idrossidi. Nomenclatura ed esempi. Ossoacidi. Nomenclatura ed esempi. Sali. Nomenclatura ed esempi. Nomenclatura di ioni mono e poliatomici.

Stato gassoso. Generalità. Gas ideali. Equazione di stato. Esercizi. Pressioni parziali. Principio di equipartizione dell' energia. Distribuzione statistica di Maxwell delle velocità. Gas reali. Fattore di comprimibilità. Equazione di van der Waals. Esercizi.

Termodinamica. Introduzione. Stato di un sistema. Variabili e funzioni di stato. Trasformazioni reversibili e irreversibili. I° principio. Entalpia. Calori molari Cv e Cp. Entropia. II° principio della termodinamica. Significato statistico dell' entropia. Variazione di entropia nei sistemi isolati. Enunciato del III° principio della termodinamica. Termochimica:

Tipo testo

Testo

legge di Lavoisier-Laplace e legge di Hess con esempi. Entalpie standard di formazione. Entropie standard. Energie di legame e calori di reazione. Energia libera di Helmholtz e di Gibbs. Spontaneità dei processi chimici. Affinità di un processo. Esercizi.

Stato liquido. Generalità. Liquefazione di un gas. Equilibrio Liquido-Vapore. Tensione di vapore. Temperatura di ebollizione. Equilibri solido-vapore. Equilibri solido-liquido. Diagrammi di stato di H₂O e CO₂. Esercizi.

Stato solido. Proprietà generali. Reticolo cristallino e cella elementare. Classi cristallografiche. Sistemi cristallini e reticoli di Bravais. Calcolo del volume della cella elementare dalla densità. Solidi covalenti e molecolari e loro proprietà. Polimorfismo. Esercizi.

Soluzioni. Soluzioni elettrolitiche e non elettrolitiche. Entalpia di soluzione elettrolitica: ciclo di Born-Haber. Modi di esprimere le concentrazioni delle soluzioni. Soluzioni ideali e non ideali. Tensione di vapore delle soluzioni: legge di Raoult. Abbassamento relativo della tensione di vapore, T_{eb} , T_f , e pressione osmotica di soluzioni di soluti non volatili (proprietà colligative). Il coefficiente di van't Hoff. Esercizi.

Equilibrio Chimico. Reazioni di equilibrio. Legge d'azione delle masse. Costante di equilibrio K_p e K_c . Relazione tra K_p e K_c . Equilibri omogenei ed eterogenei. Spostamento dell'equilibrio con c , p , T . Principio di Le Chatelier-Braun. Condizioni migliori di reazione. Esercizi.

Equilibri di fase (eterogenei). Definizione di fase. Regola delle fasi di Gibbs. Applicazione al sistema H₂O. Diagramma di stato dello zolfo. Sistemi binari liquido-gas per soluzioni ideali. Distillazione frazionata. Sistemi binari solido-liquido: formazione di eutettico. Miscele frigorifere. Leghe e loro tipi.

Equilibri di solubilità. Prodotto di solubilità. Acidi e basi secondo Brønsted e Lowry e secondo Lewis. Forza degli acidi. pK_a e pK_b . pH e pOH . Prodotto ionico dell'acqua. Idrolisi. Indicatori di pH . Soluzioni tampone. Esercizi.

Testi di riferimento

Per la teoria si consiglia: "Lezioni di Chimica per Ingegneria", Autore, F. Ugozzoli, Libreria Medico Scientifica, Parma (info@librietestiuniversitari.it).

Per esercitazioni si consiglia: "Come risolvere i problemi di chimica", Autore: F. Ugozzoli, CEA - Casa Editrice Ambrosiana.

Obiettivi formativi

Conoscenze: il Corso ha lo scopo di fornire i concetti fondamentali della Chimica. Vengono messi in risalto gli aspetti chimico-fisici della chimica per fornire solide basi all'interpretazione dei fondamenti chimici delle tecnologie. Particolare enfasi viene data alla termodinamica, ai processi di equilibrio e all'elettrochimica. La trattazione teorica dei concetti fondamentali è correlata da numerosi esempi ed esercizi.

Capacità di comprensione: lo studente viene stimolato a: A) esprimere i concetti in modo logico e consequenziale; B) avere chiari i collegamenti tra i vari argomenti trattati nel corso; C) acquisire un linguaggio scientificamente orientato.

Prerequisiti

Lo studente deve avere chiare le nozioni di base della matematica e della fisica che consentono l'accesso ai corsi del primo anno.

Metodi didattici

Le lezioni vengono normalmente svolte alla lavagna e possono essere integrate da illustrazioni che fanno uso di strumenti multimediali.

Agli studenti è consentito di interagire con domande o supplementi di spiegazione durante le lezioni.

Il docente è sempre disponibile, su appuntamento, a fornire spiegazioni al di fuori delle ore di lezione.

Tipo testo**Testo****Altre informazioni**

Nessuna

Modalità di verifica dell'apprendimento

L' esame consiste in una prova scritta consistente nella risoluzione di un certo numero di problemi relativi agli argomenti trattati nel corso e di domande relative alla trattazione teorica. Il superamento di detta prova permette l' ammissione alla prova orale.



Testi in inglese

Tipo testo

Testo

Lingua insegnamento

Italian

Contenuti

Introduction. Elements and compounds. Chemical and physical phenomena. Systems. Main physical units. The SI system. Mixtures and compounds. Determination of the atomic masses.

The structure of the matter. Fundamental particles of the atom. Atomic number. Mass number. Isotopes. Atomic mass. Mass spectrometry. The concept of mole. The defect of mass. Exercises.

Stoichiometry. Chemical formulas. Molar mass. Chemical equations and their balance. Calculations of the masses or reagents and products. Limiting reagent. Calculations of the % from the formula and viceversa.

The origin of the quantum theory. Electromagnetic radiations and atomic spectra. The hypothesis of Planck. The Hydrogen atom according Bohr. Electronic transitions in the hydrogen atom and frequencies of its spectrum. The wave-particle dualism of the electron. The Heisenber principle. The Schroedinger equation. Quantum numbers. Orbitals and their limiting surfaces. The spin of the electron.

The atoms in the periodic system. The Aufbau method. The Pauli's principle and the Hund's rule. Electronic configurations. Periods, groups, transition series. Periodic properties and types of elements.

Chemical bond. The ionic bond. The covalent bond according to the V.B. theory. The Lewis formulas. The octet rule and its limits. The molecular geometry according to the VSEPR theory; exercises. The resonance. Electronegativity as a periodic property. The polar covalent bond. The dipole moment and the % of ionic character. Examples of polar molecules. The V.B. method. Ionic-covalent resonance. The electronegativity according to Mulliken and to Pauling.. Hybrid orbitals sp , sp^2 , sp^3 . Benzene and its resonance formulas. The hydrogen bond. Intermolecular forces of van der Waals. The metal bond. Conductors and insulators.

Chemical nomenclature and reactivity. Oxidation number (definition and rules for). The balance of a redox reaction. Main oxidant and reducing agents. The nomenclature of the binary compounds. The nomenclature of ions. Ionic hydrides. Covalent hydrides. Hydracids. Ionic oxides. Covalent oxides. Hydroxides. Oxoacids. Salts.

The gases. Ideal gases. The state equation. Exercises. Partial pressure and partial volume. The Maxwell's distribution of the molecular velocities. The Graham's law. Real gases. The van der Waals' s equation. The Joule-Thomson's effect.

Thermodynamics. Introduction. The state of a system. Variables and state functions. Reversible and irreversible transformations. The First Law. Enthalpy. Molar heats C_v e C_p . Entropy. The Second Law. Entropy and statistic. The entropy change in an isolated system. The Third Law. Thermochemistry: the Lavoisier-Laplace's law. The Hess's law. Examples. Standard enthalpies. Standard entropies. Bond energies and heat of a reaction. Helmholtz's and Gibbs's free energies. Exercises.

The liquids. Introduction. Liquefaction of gases. The liquid-gas equilibrium. The vapor pressure. Boiling point. Solid-vapor equilibrium. Solid-liquid equilibrium. The phase diagrams of H_2O e CO_2 . Exercises.

The solid state. General properties. The crystal lattice and the unit cell. Crystallographic classes. Crystal systems and Bravais lattices. Calculation

Tipo testo

Testo

of the unit cell volume from the density and viceversa. Covalent crystals. Molecular crystals. Polimorphism.

The solutions. Definitions. Electrolytic and non-electrolytic solutions. Hentalpy of an electrolytic solution: the Born-Haber's Cycle. The calculation of the concentrations of a solution. Ideal solutions. Vapor pressure of a solution. The Raoult's law. The colligative properties. The van't Hoff's coefficient. Exercises.

Chemical equilibrium. Equilibrium reactions. The chemical potential. The equilibrium constants equilibrio K_p and K_c . Relation between K_p e K_c . Homogeneous and heterogeneous equilibria. Changes in the equilibrium as a function of c , p , T . The Le Chatelier-Braun's principle. Excercises.

Phase equilibria. Definition of a phase. The Gibbs' s rule. The phase diagram of water and the rule of phases. The state diagram of sulfur. Binary systems: liquid-gas for ideal and non-ideal solutions. Fractional distillation. Binary systems: solid-liquid: the eutectic. Binary systems: formation of solid solutions. Freezing mixtures. Alloys.

The solubility equilibria. The solubility product. Acid and bases according to Brönsted and Lowry and Lewis. The strengths of the acids and the bases. pK_a e pK_b . pH e pOH . The ionic product of water. Hydrolysis. pH indicators. Buffer solutions. Exercises.

Electrochemistry a) Galvanic cells. The Daniell cell. Freee energy ad electric work. Single-Electrode Potential. The Nernst equation. Applications of the Single-Electrode Potentials. Prediction of redox reactions. Corrosion processes. Combustion cells. Lead batteries. Determination of pH with potentiometric methods. Exercises

Electrochemistry b) Electrolytic cells. The phenomenon of electrolysis. Faraday laws. Electrolythic copper refinement. Electrolysis of aqueous solutions: HCl , $NaCl$. Active and passive protections against corrosion.

Kinetics of reaction. Kinetics and its expression. Elemental reactions. The activated-complex theory. Dependence of the kinetics fom: a) Temperature, b) radiations c). Catalysis.

Organic Chemistry. Alkanes, alkenes, alkines. Cyclic hydrocarbons. Aromatic hydrocarbons. Polymers. Alchools. Ethers, Aldehydes. Ketons. Carboxylic acids. Esters. Amines. Aminoacids.

Testi di riferimento

For the theory: "Lezioni di Chimica per Ingegneria", Author, F. Ugozzoli, Libreria Medico Scientifica, Parma (info@librietestiuniversitari.it).
For the exercises: "Come risolvere i problemi di chimica", Author: F. Ugozzoli, CEA - Casa Editrice Ambrosiana.

Obiettivi formativi

Basic Knowledge:

The student will be prepared to a correct and deep understanding of the fundamental mechanisms which govern the chemical transformation of matter in the main fields of interest for the Environmental and Land Management Engineering. In particular the attention will be focused on thermodynamic, chemical equilibria between phase and electrochemistry.

Abilities:

the student will be encouraged: A) to illustrate the chemical theory with a rational approach; B) to demonstrate that the interconnections between the various aspects of the theory are well known; C) to achieve a Language scientifically-oriented.

Prerequisiti

The student must have the basic knowlege of mathematic and physic necessary for the first year courses.

Tipo testo

Testo

Metodi didattici

The lectures will be presented on the blackboard but can be integrated, when necessary, with the use of multimedia. The students will be encouraged to ask for question during the lectures. Beyond the lectures, the teacher will be always ready to help the students with discussions and supplementary exercises.

Altre informazioni

No informations

Modalità di verifica dell'apprendimento

The examination consists of a written test in which the student should solve some numerical problems and to illustrate some theorethical concepts. A good result of the test is a prerequisite to be admitted to the oral test.