

Chimica generale ed inorganica con laboratorio
(I e II modulo, 12 CFU; I semestre, I anno)
Chimica Industriale
Prof. Manlio Occhiuzzi, Dott.ssa Maria Cristina Campa

Introduzione alla chimica. Il metodo scientifico. Legge di conservazione della massa, delle proporzioni definite e delle proporzioni multiple. Teoria atomica di Dalton. Ipotesi di Avogadro e legge degli atomi di Cannizzaro. Analisi elementare di una sostanza. Formula minima e formula molecolare. Proprietà fisiche e proprietà chimiche delle sostanze. Sistema internazionale delle unità di misura (SI), grandezze fisiche fondamentali e derivate. Concetto di mole. Formula di struttura e formula stereochimica.

Struttura atomica. Struttura dell'atomo: modelli di Rutherford e di Bohr. Dualismo onda-corpuscolo. Numeri quantici, orbitali atomici e configurazioni elettroniche degli elementi. Sistema periodico degli elementi. Energia di prima ionizzazione ed affinità elettronica. Elettronegatività. Numero di ossidazione. Reazioni di ossido-riduzione. Proprietà periodiche degli elementi. Nomenclatura tradizionale e secondo le regole IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry) dei principali composti inorganici.

Legame chimico e geometria molecolare. Metodo basato sulle formule di struttura di Lewis e sulla repulsione tra le coppie elettroniche negli orbitali di valenza (VSEPR). Cenni sul metodo del legame di valenza per determinare la struttura molecolare: orbitali atomici e loro ibridizzazione (esempi di orbitali ibridi: sp, sp², sp³). Concetto di strutture di risonanza. Dipoli molecolari.

Stati di aggregazione della materia e introduzione alla Termodinamica. Stato gassoso e leggi dei gas. Stato solido e reticoli cristallini. Primo principio della termodinamica. Calore di reazione ed entalpia. Energia di legame. Entropia, secondo e terzo principio. Stato liquido. Passaggi di stato e diagrammi di stato. Soluzioni e proprietà colligative.

Equilibrio nei sistemi omogenei ed eterogenei. Energia libera e costante di equilibrio. Cenni di cinetica: Velocità di reazione, ed energia di attivazione. Grado di avanzamento, quoziente di reazione, legge di azione di massa. Reazioni omogenee in fase liquida e gassosa.

Acidi e basi. Teorie di Arrhenius, Brønsted-Lowry e Lewis. Acidi e Basi. Scala del pH e del pOH. Calcolo del pH di soluzioni di acidi (basi) forti e deboli. Idrolisi e Tamponi. Indicatori di pH e titolazioni acido-base. Equilibri di solubilità.

Elementi di Elettrochimica. Potenziale di riduzione. Celle galvaniche. Equazione di Nernst. Conduttori elettrolitici. Celle elettrolitiche e leggi di Faraday.

Proprietà degli elementi. Elementi dei gruppi 1-2 e 13-18 e proprietà dei corrispondenti composti.

Esperienze pratiche in laboratorio. (1) Gas ideali. Verifica della legge di Boyle e della legge di Graham. (2) Reazioni in soluzione: redox, precipitazione, dissoluzione. (3) Equilibrio chimico e temperatura. (4) Costruzione di una pila chimica e applicazione dell'equazione di Nernst.

Testi di Chimica generale ed inorganica:

J. C. Kotz, P. M. Treichel e G. C. Weaver, Chimica, EdiSES;

R.H. Petrucci, F. G. Herring, J.D. Madura, C. Bissonnette, Chimica Generale, Piccin

M. S. Silberberg: Chimica, McGraw-Hill

Cacace, Schiavello, Stechiometria, Bulzoni