

Anno accademico 2011-2012

Laurea magistrale in: FARMACIA

Insegnamento: CHIMICA GENERALE ED INORGANICA 1° anno - 7 Crediti (56 ore) lezioni

PROGRAMMA DELL'INSEGNAMENTO

Proprietà fisiche e chimiche delle sostanze. Unità di misura. Precisione e accuratezza; Incertezza e cifre significative. Teoria atomica di Dalton. Atomi ed isotopi. Ioni. Molecole. Unità di misura di massa atomica. Elementi. Simboli. Tavola periodica. Composti ionici e composti molecolari. Nomenclatura di composti chimici inorganici di base. Numero di ossidazione. Massa molecolare e di formula. Massa percentuale. Mole, massa molare, costante di Avogadro. Composizione elementare percentuale e formule minime. Miscele eterogenee e miscele omogenee. Concentrazione delle soluzioni: Molarità, molalità, percentuale in peso e percentuale in volume, frazione molare. Densità.

Le soluzioni acquose. Elettroliti e non elettroliti. Bilanciamento delle equazioni chimiche. Reazioni acido-base. Definizione di acido e di base (Arrhenius; Brønsted e Lowry). Reazioni chimiche di neutralizzazione e di precipitazione. Ioni spettatori. Bilanciamento delle equazioni chimiche di ossido-riduzione. Stechiometria delle reazioni. Legge di conservazione della massa. Reagente limitante. Equivalente. Normalità. Equilibrio di autoionizzazione dell'acqua.

Equilibrio chimico. Costante d'equilibrio e energia libera. Equilibri eterogenei. Principio di Le Chatelier. Acidi e basi di Lewis. pH di soluzioni acquose di acidi e basi; e di soluzioni saline (idrolisi). Forza degli acidi e delle basi. Scala di pH. Acidi e basi poliprotici. Soluzioni tampone. Equilibri di solubilità.

I gas. Pressione, Volume, Temperatura, quantità di sostanza. Reazioni in fase gassosa: principio di Avogadro, volume molare (STP). Leggi dei gas. Equazione di stato dei gas ideali. Miscele di gas: pressione parziale. La legge di Dalton. Energia cinetica e energia potenziale. Principio di conservazione dell'energia.

Calore. Capacità termica specifica e capacità termica. Entalpia di reazione e Entalpia di formazione. Condizioni standard. Legge di Lavoisier-Laplace e legge di Hess.

Struttura dell'atomo. Radiazione elettromagnetica e spettro elettromagnetico. Quantizzazione dell'energia. Dualismo onda-particella. Principio di indeterminazione. Orbitali atomici dell'idrogeno. Energia e forma orbitali. Numeri quantici. Orbitali e i livelli energetici negli atomi pluriatomici. Spin degli elettroni. Principio di esclusione di Pauli. Regola di Hund. Principio di Aufbau e configurazioni elettroniche.

Dimensioni atomiche e ioniche. Energia di ionizzazione. Affinità elettronica. Elettronegatività. Proprietà periodiche degli elementi. Metalli, non metalli, e metalloidi. I gruppi della tavola periodica.

Il legame chimico. Notazione di Lewis (elettroni esterni). Il legame ionico. Legame covalente a coppie di elettroni e formule di struttura di Lewis. Legami singoli e legami multipli. Risonanza. Coppie di elettroni di non legame. Geometrie molecolari (teoria VSEPR). Cariche formali nelle strutture di Lewis. Modelli avanzati di legame: Teoria del legame di valenza. Legami e Orbitali ibridi. Parametri (distanza, angoli e energia) di legame. Differenza di elettronegatività e polarità di legame. Modelli molecolari. Polarità e polarizzabilità delle molecole. Forze di van der Waals. I gas reali. Forze intermolecolari e stati di aggregazione della materia.

Composti di coordinazione e ioni complessi. Leganti. Numero di coordinazione, nomenclatura, struttura elettronica e spaziale, isomeria. Costante di instabilità.

I liquidi. Viscosità e tensione superficiale. Tensione di vapore. Equilibrio dinamico.

Proprietà colligative. Sospensioni e dispersioni colloidali. Osmosi.

I solidi. Transizioni di fase. Diagrammi di stato.

Termodinamica. Previsione probabilistica del comportamento chimico. Entropia e seconda legge della termodinamica. Variazione di entropia nelle reazioni chimiche. Energia libera. Criterio di spontaneità delle reazioni. Termodinamica e proprietà delle soluzioni. Solubilità e soluzione satura. Forze intermolecolari e interazioni soluto-solvente. Effetto della pressione e della temperatura. Effetto della temperatura e della pressione sulla solubilità.

Elettrochimica. Celle elettrochimiche. Potenziale standard di riduzione. Serie elettrochimica. Spontaneità delle reazioni. Condizioni non standard (equazione di Nernst). Elettrolisi. Leggi di Faraday.

Cinetica chimica. Velocità di reazione. Leggi cinetiche. Ordine di reazione. Tempo di dimezzamento. Equazione di Arrhenius. Energia di attivazione. Teoria degli urti. Catalisi.