

Programma del Corso di Chimica Generale ed Inorganica AA 2013-2014
Corso di Laurea in Scienze Biologiche
Docente: Prof. Francesco Ruffo

Struttura dell'atomo: protoni, neutroni ed elettroni. Uma e mole.

Dualismo onda-particella. L'atomo di idrogeno. Orbitali e numeri quantici. Principio di esclusione di Pauli, regola di Hund. Aufbau degli atomi polielettronici. Proprietà periodiche.

Calcoli sulla composizione percentuale. Le reazioni chimiche. Bilanciamento, reagente in difetto o in eccesso. Reazioni redox. I numeri di ossidazione. Bilanciamento col numero di ossidazione. Bilanciamento col metodo delle semireazioni. Equazioni ioniche nette. Ambiente acido e basico.

Legame ionico. Legame covalente. Teoria del legame di valenza. Legami σ e π . Costruzione delle formule di Lewis. Ibridi di risonanza. Espansione dell'ottetto e atomi elettrone-deficienti. Cariche formali. Legami polari. Geometria delle molecole: teoria VSEPR. Orbitali ibridi e paragone con teoria VSEPR. Molecole polari. Cenni al legame metallico.

I gas. Equazione di stato dei gas ideali. Miscela gassosa.

Le forze intermolecolari: interazioni ione-dipolo, dipolo permanente-dipolo permanente, dipolo permanente-dipolo indotto, dipolo indotto-dipolo indotto. I solidi. Solidi cristallini: ionici, covalenti, molecolari e metallici. I liquidi. Tensione di vapore. Punti di ebollizione. Diagramma di stato. Curva di riscaldamento.

Le soluzioni. Espressione della concentrazione: molarità, molalità, frazione molare, percentuale in peso. Dipendenza della solubilità dal solvente, dalla pressione e dalla temperatura. Principio di Le Chatelier. Le proprietà colligative: legge di Raoult, innalzamento del punto ebullioscopio, abbassamento del punto di congelamento, pressione osmotica.

Equilibrio chimico: definizione. Espressione della costante di equilibrio: K_c , K_p e K_x . Significato della costante e quoziente di reazione. Perturbazioni dell'equilibrio chimico: effetto di concentrazione, temperatura e pressione. Equilibri eterogenei solido-gas.

Acidi e basi: definizione di Arrhenius, Bronsted-Lowry e Lewis. Coppie acido-base coniugate. Specie poliprotiche e anfiprotiche. Definizione di pH. Acidi forti e deboli. Basi forti e deboli. Idrolisi. Reazioni acido-base. Soluzioni tampone. Indicatori di pH. Titolazione acido forte-base forte. Titolazione acido debole-base forte. Titolazione acido forte-base debole.

Il prodotto di solubilità. Reazioni di precipitazione.

Termochimica: entalpia e legge di Hess. Calore di formazione standard.

Cinetica chimica.

Elettrochimica: celle galvaniche e elettrolisi.