**CdS in CTF – Programma di Chimica Generale e Inorganica (2016-2017)**

*docente E. Farnetti (email: farnetti@units.it)*

Definizioni (elementi, composti, miscele etc.). Unità di misura. Teoria atomica di Dalton. Atomo. Tavola periodica. Isotopi. Massa atomica. Formule chimiche. Stato di ossidazione. Nomenclatura. Massa molecolare. Mole e massa molare. Composizione % di un composto.

Reazioni chimiche. Equazioni chimiche. Stechiometria: reagente limitante, resa di reazione, purezza dei reagenti. Reazioni in soluzione acquosa. Elettroliti forti e deboli. Bilanciamento di equazioni ioniche. Reazioni di ossidoriduzione: bilanciamento con il metodo delle semireazioni.

Radiazione elettromagnetica, Postulato di Planck. Spettri atomici. Atomo di Bohr. Dualismo onda-particella (de Broglie). Principio di indeterminazione (Heisenberg). Quantomeccanica. Equazione di Schroedinger. Funzioni d’onda. Numeri quantici e orbitali atomici. Configurazione elettronica: aufbau, principio di Pauli, regola di Hund. Proprietà atomiche e periodicità: dimensionni atomiche, dimensioni ioniche, energia di ionizzazione, affinità elettronica, elettronegatività. Relazioni diagonali. Stabilità degli ioni.

Elettroni di valenza. Legame ionico. Legame covalente. Proprietà dei legami: ordine, lunghezza, energia e polarità di legame. Strutture di Lewis e regola dell’ottetto. Risonanza. Carica formale. Eccezioni alla regola dell’ottetto. Modello VSEPR. Polarità molecolare. Teoria del legame di valenza. Orbitali ibridi. Teoria degli orbitali molecolari.

Forze intermolecolari. Stato gassoso: equazione di stato dei gas ideali; legge di Dalton; reazioni in fase gassosa; gas reali (equazione di van der Waals). Stato liquido: tensione di vapore, evaporazione, ebollizione, volatilità. Stato solido: solidi covalenti, molecolari, ionici, metallici. Trasformazioni di fase. Diagrammi di fase dell’acqua e di CO2.

Processo di dissoluzione. Solubilità, soluzioni sature, insature, sovrasature. Soluzioni liquido-liquido, solido-liquido, gas-liquido. Legge di Henry. Unità di misura delle concentrazioni: frazione molare, % massa/massa, % massa/volume, % volume/volume, molalità, molarità, normalità. Proprietà colligative: abbassamento della tensione di vapore, ìnnalzamento ebullioscopico, abbassamento crioscopico, pressione osmotica. Proprietà colligative di soluzioni di elettroliti.

Velocità di reazione. Effetto della concentrazione: legge cinetica. Teoria del complesso attivato. Effetto della temperatura: equazione di Arrhenius. Meccanismi di reazione: stadio cinetico determinante, intermedi, catalizzatori.

Natura dell' equilibrio chimico. Costanti di equilibrio Kc e Kp. Grado di dissociazione. Equilibrio mobile. Principio di Le Chatelier. Teorie acido-base secondo Arrhenius, Lowry-Broensted, Lewis. Prodotto ionico dell’acqua. pH e pOH. Acidi e basi forti e deboli. Acidi poliprotici. Coppie acido-base coniugate. pH di soluzioni di sali e di sali acidi. Soluzioni tampone. Reazioni acido-base. Titolazioni acido-base.

Equilibri nei sistemi eterogenei. Prodotto di solubilità (Kps). Effetto dello ione comune. Cenni sui composti di coordinazione: classificazione dei leganti, numero di coordinazione, geometria di coordinazione. Costante di formazione.

Celle elettrochimiche. Potenziale di cella. Potenziali standard di riduzione. Pile in condizioni nonstandard: equazione di Nernst. Pile a concentrazione. Celle elettrolitiche.