

Programma di Chimica per la Laurea triennale in Fisica  
Prof. Savino Longo Savino a.a. 2007/2008  
7 cfu

Sostanze pure, soluzioni, fasi. Primi esempi di reazioni chimiche: idrocarburi e combustione. Stechiometria: coefficienti stechiometrici, leggi di conservazione, mole, numero di Avogadro, massa molare, calcoli di massa. Modello del legame covalente basato sull'accoppiamento di elettroni. Elettroni di valenza e sistema periodico. Curva energia potenziale–distanza internucleare, elettronegatività secondo Mulliken, legame ionico. Strutture di Lewis, numero di ossidazione e geometria di molecole e ioni. Reazioni di ossido-riduzione e acido/base.

Potenziali termodinamici, criteri termodinamici di spontaneità ed equilibrio (con dimostrazione). Lavoro utile. Reazioni gassose e costanti di equilibrio. Potenziale chimico. Formula termodinamica per la  $K_p$  (con dim.).  $K_n$ ,  $K_c$ ,  $K_p$ . Misura e calcolo di  $\Delta H_f^\circ$  e  $\Delta S_f^\circ$  di una sostanza pura. III principio. Stechiometria dell'equilibrio tra gas: grado di avanzamento, rappresentazione geometrica, composizioni equivalenti, soluzione approssimata di equazioni algebriche, esempi di calcolo. Equazione di van't Hoff (con dim.). Principio di Le Chatelier. Equilibrio eterogeneo. Isoterme e volume limite. Equilibrio di fase ad un componente. Equazione di Clapeyron (con dim.). Diagrammi di stato PT di sostanze pure, punto triplo, misura della tensione di vapore. Regola delle fasi di Gibbs. Soluzioni: potenziale chimico dei componenti, costante  $K_p$ , tensione di vapore, punto di fusione e di congelamento (con dim.) di una soluzione. Variazione della solubilità ideale con T. Equilibrio di fase a due componenti: diagramma  $T$ - $x$  di tipo eutettico. Distillazione e diagramma  $T$ - $x$  con azeotropo.

La teoria ionica di Arrhenius, dissociazione dell'acqua, pH. Acidi e basi secondo Arrhenius, costanti  $K_c$ , idrolisi, acidi e basi secondo Brønsted, soluzioni tampone, esempi di calcolo di pH (esclusi gli acidi poliprotici e i loro sali). Sali poco solubili e  $K_{ps}$ . Ione comune. Componenti indipendenti. Elettrodi, semireazioni, bilanciamento di reazioni redox, forza elettromotrice di una cella e suo legame con  $\Delta G$ . Equazione di Nernst, potenziali standard, pile a concentrazione. Elettrolisi, forza contro elettromotrice.

Atomo di Bohr ed onda di de Broglie. Il modello di Sommerfeld. L'atomo di He e la crisi delle orbite quantizzate. Onde stazionarie classiche da una a tre dimensioni. Derivazione della equazione di Schroedinger dall'equazione d'onda stazionaria. L'atomo di H. Orbitali atomici. Atomi a più elettroni: equazione di Schroedinger, principio di Pauli, regola di Hund, proprietà magnetiche, configurazione elettronica. Orbitali molecolari  $\sigma$  e  $\pi$ . Livelli di energia, proprietà magnetiche e ordine di legame di molecole diatomiche o mononucleari. Metodo del legame di valenza ed orbitali ibridi. Studio di sistemi  $\pi$  delocalizzati di molecole cicliche.

Cinetica chimica, ordine di reazione, coefficiente di velocità, reazioni di I e II ordine.

Testi consigliati:

Capitelli et al.: Termodinamica e Cinetica Chimica, Adriatica Ed. Bari  
Capitelli et al.: Equilibri in soluzione ed elettrochimica, Adriatica Ed. Bari  
Capitelli et al.: Legame Chimico, Adriatica Ed. Bari