

**Sapienza Università di Roma – Facoltà di Ingegneria Civile e Industriale**  
**Corso di Laurea in Ingegneria Clinica (9 CFU)**  
**Anno Accademico 2013-2014**

Programma del Corso di CHIMICA I

**Elementi, Composti, Calcoli Stechiometrici**

Particelle fondamentali di un atomo, numero atomico, numero di massa, elementi e composti, massa atomica relativa e massa molecolare relativa. Composizione percentuale in massa di un composto: formula minima e formula molecolare. Mole e massa molare. Reazioni ed equazioni chimiche: bilanciamento, stechiometria, reagente limitante, resa di reazione.

**Struttura elettronica dell'atomo e Classificazione Periodica degli Elementi**

Dalla scoperta dell'elettrone ai modelli atomici; spettri di emissione e di assorbimento. Modello ondulatorio-corpuscolare della luce e della materia: da Planck a de Broglie. Principio di indeterminazione di Heisenberg. Modello quantistico dell'atomo di idrogeno di Bohr. Modello quantistico-ondulatorio dell'atomo di idrogeno: i livelli energetici, gli orbitali. Costruzione della struttura elettronica di atomi polielettronici nel loro stato fondamentale: la tavola periodica degli elementi. Struttura elettronica e proprietà degli elementi. Affinità elettronica e potenziale di ionizzazione.

**Legami Chimici**

Legame ionico. Legame covalente secondo la teoria del Legame di Valenza: legami semplici e multipli, legame dativo (o di coordinazione). Elettronegatività e polarità nei legami. Legami intermolecolari e stati di aggregazione della materia: legame idrogeno, forze di Van der Waals. Struttura delle molecole, geometria e ibridizzazione: il metodo VSEPR. Risonanza. Il legame chimico secondo la teoria degli Orbitali Molecolari: cenni – diagrammi di correlazione per molecole biatomiche, legami a elettroni delocalizzati. Il legame metallico: modello a bande. Conduttori, semiconduttori e isolanti.

**Stato di ossidazione degli elementi e Reazioni Redox**

Stato di ossidazione di un elemento in un composto. Variazioni dello stato di ossidazione: riduzioni, ossidazioni, reazioni redox. Bilanciamento di una reazione redox mediante il metodo della variazione del numero di ossidazione.

**Stato Gassoso**

Gas ideali ed equazione di stato. Teoria cinetica dei gas e distribuzione di Maxwell Boltzmann: cenni. Miscugli gassosi: frazione molare, pressione parziale, densità gassosa, densità relativa, massa molecolare apparente. Gas reali ed equazione di Van der Waals.

**Energia in movimento: termodinamica chimica**

Variazione di energia nelle trasformazioni: equivalenza tra calore e lavoro meccanico, 1° principio della termodinamica, energia interna, entalpia, legge di Hess. Spontaneità di una trasformazione: 2° principio della termodinamica, entropia, energia libera, potenziale chimico.

**Equilibrio di materia: Equilibri di fase**

Sostanze pure: equilibrio tra fasi, equazione di Clausius-Clapeyron, diagrammi di stato di acqua e anidride carbonica.

Miscela non reattive liquido-liquido: equilibrio liquido-vapore, la legge di Raoult. Deviazioni dalla legge di Raoult. Distillazione di miscele ideali e reali.

Soluzioni e proprietà colligative: abbassamento della tensione di vapore, abbassamento crioscopico, innalzamento ebullioscopio, pressione osmotica.

### **Equilibrio di materia: Equilibri di reazione**

*Equilibri gassosi omogenei ed eterogenei.* Legge delle masse: costanti di equilibrio  $k_p$  e  $k_c$ . Grado di avanzamento della reazione. Il principio di Le Chatelier. Fattori che influenzano la composizione di un sistema all'equilibrio. Dipendenza della costante di equilibrio dalla temperatura: equazione di Van't Hoff.

*Equilibri ionici in soluzione acquosa.* La reazione di autoprotolisi dell'acqua e il pH. Acidi e basi secondo la teoria di Brønsted e Lowry. Calcolo del pH per un acido (base) forte e per un acido (base) debole monoprotico in soluzioni diluite e molto diluite. Idrolisi salina. Acidi e basi poliprotici: cenni. Elettroliti anfoteri. Mescolamenti non reattivi (diluizioni) e mescolamenti reattivi (neutralizzazioni). Soluzioni tampone. Titolazioni.

*Equilibri eterogenei in soluzione acquosa.* Sali poco solubili: soluzione satura, solubilità, prodotto di solubilità. Precipitazione da soluzione, effetto dello ione comune, influenza del pH sulla solubilità.

### **Cinetica Chimica**

Velocità di reazione. Meccanismo di reazione: reazioni elementari e reazioni a più stadi; energia di attivazione e complesso attivato, ordine di reazione. Equazione cinetica per reazioni del primo ordine. Influenza della temperatura sulla velocità di reazione: equazione di Arrhenius. Catalizzatori: cenni.

### **Elettrochimica**

Semireazioni redox e bilanciamento con il metodo ionico-elettronico.

Energia libera e lavoro utile: conversione dell'energia chimica in energia elettrica. Semielementi galvanici e celle galvaniche. Forza elettromotrice ed equazione di Nernst. Semielementi di riferimento: l'elettrodo standard a idrogeno. Tabella dei potenziali standard di riduzione di coppie redox e sue applicazioni. Corrosione galvanica: cenni.

### Testi consigliati:

- Peter Atkins e Loretta Jones, "Principi di Chimica", 3<sup>a</sup> ed., Zanichelli
- Mario Schiavello e Leonardo Palmisano, "Fondamenti di Chimica", 3<sup>a</sup> ed., EdiSES
- P. D'Arrigo, A. Famulari, C. Gambarotti e M. Scotti, "Chimica, Esercizi e Casi Pratici, EdiSES (ESERCIZI)

Orario di ricevimento: giovedì e venerdì, 14<sup>00</sup>-15<sup>00</sup>.

Rita Petrucci

[rita.petrucci@uniroma1.it](mailto:rita.petrucci@uniroma1.it)

Dipartimento SBAI (Scienze di Base e Applicate per l'Ingegneria)

Sapienza Università di Roma

via del Castro Laurenziano, 7 - Roma