

SAPIENZA UNIVERSITA DI ROMA  
FACOLTA' DI INGEGNERIA CIVILE ED INDUSTRIALE  
Corso di Laurea in Ingegneria Clinica (Ordinamento D.M. 270, Canale L-Z)  
Programma Provvisorio del Corso di CHIMICA (Prof. Stefano VECCHIO CIPRIOTI)  
*Anno Accademico 2025-2026*

### **Elementi, Sostanze e Calcoli Stechiometrici**

Particelle fondamentali in un atomo. Numero atomico e numero di massa. Nuclidi, isotopi ed elementi. Massa atomica relativa di un nucleide e di un elemento. Mole. Sostanze, formule molecolari ed unità di formula. Masse molecolari relative e masse formali relative. Composizione elementare di un composto e sua formula minima. Quantità di sostanza e costante di Avogadro. Massa molare. Rappresentazione quantitativa di una reazione chimica. Reagenti in proporzioni stichiometriche, in difetto ed in eccesso.

### **Struttura elettronica degli Atomi e Classificazione Periodica degli Elementi**

La scoperta dell'elettrone, del protone e del neutrone e loro caratteristiche. Modello ondulatorio-corpuscolare della luce. Spettri atomici. Spettro di emissione del corpo nero. Effetto fotoelettrico. Il modello quantistico di Bohr dell'atomo d'idrogeno. Princípio d'indeterminazione di Heisenberg. Formula di De Broglie. Modello quantistico-ondulatorio dell'atomo di idrogeno: orbitali e loro forma. Struttura elettronica di atomi polielettronici: principio di esclusione di Pauli e della massima molteplicità (o di Hund). Classificazione periodica degli elementi: Energia di ionizzazione, affinità elettronica e carattere metallico di un elemento.

### **Teoria elementare del legame chimico - Strutture e Geometrie Molecolari**

Legame atomico (o covalente). Raggio atomico. Legami atomici semplici, doppi e tripli. Legami atomici dativi (o di coordinazione). Polarità nei legami atomici. Molecole polari e non: momento dipolare. Elettronegatività degli elementi. Strutture di Lewis. Risonanza. Legami ad elettroni delocalizzati. Legame ionico: energia reticolare. Teoria del legame di valenza. Orbitali ibridi. Teoria VSEPR. Orbitali molecolari. Teoria degli Orbitali Molecolari. Applicazioni alle molecole biatomiche omo ed eteronucleari. Molecole dia e paramagnetiche. Forze intermolecolari: dipolo-dipolo, legame a idrogeno, forze di dispersione di London.

### **Stati di Aggregazione della Materia**

Stato gassoso. Proprietà macroscopiche dei gas. Gas ideale ed equazione di stato. Miscugli gassosi: frazioni molari, pressioni parziali, massa molecolare (media). Stato solido. Proprietà macroscopiche dei solidi. Stato liquido. Proprietà macroscopiche dei liquidi. Soluzioni (liquide): passaggio in soluzione di una specie gassosa, solida o liquida. Concentrazione delle soluzioni, diluizione e mescolamento di soluzioni.

### **Energetica delle trasformazioni fisico-chimiche**

Sistemi termodinamici: stato di equilibrio, trasformazioni reversibili ed irreversibili. 1° Principio della termodinamica. Il calore nelle trasformazioni a volume costante ed in quelle a pressione costante: la funzione di stato entalpia. Effetto termico nelle reazioni chimiche: equazione termochimica. Stati standard delle sostanze. Entalpia molare standard di formazione. Additività delle equazioni termochimiche (Legge di Hess). La funzione di stato entropia. La funzione di stato energia libera (o funzione di Gibbs). Criteri di spontaneità e di equilibrio nelle reazioni chimiche e nelle trasformazioni di fase. Energia libera e lavoro utile.

### **Equilibri tra fasi diverse di sostanze chimicamente non reagenti**

*Sistemi ad un solo componente.*

Equilibri tra fasi diverse di una stessa sostanza: equazione di Clausius-Clapeyron. Diagramma di stato dell'acqua, del diossido di carbonio.

*Sistemi a due componenti.*

Equilibrio miscuglio liquido-vapore: legge di Raoult e relativi diagrammi isotermi e isobari di soluzioni ideali e non (deviazioni positive e negative); distillazione.

### **Composizione delle soluzioni e loro proprietà**

Espressioni della concentrazione delle soluzioni. Solubilità e soluzioni sature. Proprietà colligative: abbassamento della pressione di vapore di un solvente, Crioscopia, Ebullioscopia, Osmosi.

## **Cinetica Chimica: generalità**

Velocità di reazione. Meccanismo di reazione: reazioni elementari e reazioni a più stadi. Legge cinetica. Ordini di reazione e loro determinazione (da dati sperimentali). Influenza della temperatura sulla velocità di reazione: energia di attivazione. Teoria dello stato di transizione e complesso attivato. Catalisi omogenea ed eterogenea (cenni).

## **Equilibri di reazione in sistemi omogenei ed eterogeni**

Generalità sugli equilibri chimici omogenei ed eterogeni. Costante standard di equilibrio di una reazione omogenea e/o eterogenea. Influenza della variazione di composizione o della pressione totale sull'equilibrio a temperatura costante. Influenza della temperatura sull'equilibrio: equazione di van't Hoff (forma differenziale ed integrale).

## **Equilibri ionici in soluzione acquosa**

La legge dell'equilibrio chimico per reazioni in soluzione. Costante standard di una reazione in soluzione. La reazione di autoionizzazione dell'acqua e la sua costante standard. Soluzioni neutre, acide e basiche: pH. Elettroliti a struttura non ionica e ionica: acidi e basi, sali ed anfoliti. Composizione di equilibrio. Calcolo del pH di soluzioni diluite di soluti costituiti da sali, acidi e basi monoprotiche e di soluzioni ottenute dal mescolamento di soluzioni acido-forte/base forte. Soluzioni tampone (solo definizione e trattazione teorica). Equilibri in soluzioni sature di composti poco solubili. Prodotto di solubilità. Effetto dello ione a comune (solo definizione e trattazione teorica).

## **Stati di Ossidazione degli Elementi e Reazioni Redox**

Stato di ossidazione di un elemento in una specie chimica pura. Variazione dello stato di ossidazione di un elemento: ossidazione, riduzione e reazioni redox (in soluzione acquosa). Bilanciamento di equazioni chimiche redox con il metodo ionico-elettronico.

## **Potenziali elettrochimici e fenomeni di corrosione**

Semireazioni redox e loro bilanciamento con il metodo ionico-elettronico. Possibilità di conversione di "energia chimica" in "energia elettrica" e viceversa in dispositivi elettrochimici. Potenziale e potenziale standard di un semielemento galvanico. Tabella dei potenziali standard di riduzione di coppie redox e sue applicazioni. Elettrolisi. Elettrolisi di H<sub>2</sub>O e in sali fusi. Raffinazione elettrolitica dei metalli (Cu). Esempi di pile a secco di impiego comune. Pile a combustibile. Pile ricaricabili (accumulatori): accumulatore acido al piombo.

Fondamenti chimici della corrosione nei metalli (meccanismo galvanico e per aerazione differenziale) e passivazione. Metodi di protezione dalla corrosione.

### **Testi consigliati:**

Teoria+Esercizi: M. SCHIAVELLO-L. PALMISANO: Fondamenti di Chimica (Sesta Edizione) - Ed. EdiSES

*per ulteriori approfondimenti teorici:*

- \* P. SILVESTRONI: Fondamenti di Chimica (Undicesima Edizione, a cura di M. Pasquali, A. Latini) - Ed. Casa Editrice Ambrosiana
- \* P.W. ATKINS, L. JONES, L. LAVERMAN, J. PATTERSON, K. YOUNG: Fondamenti di Chimica (Terza Edizione) – Ed. Zanichelli
- \* R.H. PETRUCCI-F.G. HERRING-J.D. MADURA-C. BISSONETTE: Elementi di Chimica Generale. Principi ed applicazioni moderne (a cura di A. Pizzi) - Ed. Piccin

**N.B.** Ad integrazione degli esercizi del testo è disponibile del materiale didattico (esercizi di autovalutazione, di approfondimento e temi di esame con soluzione) al seguente indirizzo:

<http://www.sbai.uniroma1.it/~stefano.vecchio/index.html>