

# SCIENZE BIOLOGICHE (LB02)

(Lecce - Università degli Studi - Università degli Studi)

## Insegnamento CHIMICA GENERALE ED INORGANICA

GenCod A002711

**Insegnamento** CHIMICA GENERALE ED INORGANICA **Anno di corso** 1

**Insegnamento in inglese** GENERAL AND INORGANIC CHEMISTRY **Lingua**

**Settore disciplinare** CHIM/03

**Percorso** PERCORSO  
GENERICO/COMUNE

**Corso di studi di riferimento** SCIENZE  
BIOLOGICHE

**Docente** Antonella CICCARESE

**Tipo corso di studi** Laurea

**Sede** Lecce - Università degli Studi

**Crediti** 9.0

**Periodo** Primo Semestre

**Ripartizione oraria** Ore Attività frontale: 80.0 **Tipo esame** Orale

**Per immatricolati nel** 2016/2017

**Valutazione** Voto Finale

**Erogato nel** 2016/2017

**Orario dell'insegnamento**

<https://easyroom.unisalento.it/Orario>

### BREVE DESCRIZIONE DEL CORSO

Il corso si propone di fornire una solida conoscenza dei principi fondamentali della Chimica necessari per la descrizione della struttura della materia (a livello atomico e molecolare), delle proprietà degli elementi e dei loro composti inorganici, e delle trasformazioni della materia, approfondendo aspetti particolari di interesse nello studio delle Scienze Biologiche. I principi generali della Chimica sono sempre accompagnati da esercizi, svolti in modo che lo studente comprenda rapidamente il concetto teorico. Le Esercitazioni consentiranno allo studente di applicare la conoscenza chimica acquisita all'analisi di problemi pratici.

### PREREQUISITI

**Concetti di base di matematica e fisica previsti per i test di ingresso ai corsi di laurea scientifici.**

### OBIETTIVI FORMATIVI

**Il corso si propone di:**

- 1) Fornire le conoscenze fondamentali della Chimica necessarie per la comprensione delle proprietà e delle trasformazioni macroscopiche della materia in relazione alla struttura dei suoi componenti microscopici (atomi e molecole). Linee essenziali di sistematica chimica, con particolare attenzione agli andamenti di reattività, struttura e proprietà degli elementi e dei loro composti, sono arricchite da descrizioni di loro moderne applicazioni.**
- 2) Fornire le basi molecolari per la comprensione dei sistemi biologici.**
- 3) Fornire gli strumenti necessari per creare una coscienza chimica, che consenta di adottare strategie efficaci per la risoluzione di problemi emergenti per la conservazione della vita e, quindi, per la salvaguardia dell'ambiente.**

**Risultati di Apprendimento previsti:**

**Acquisizione delle conoscenze fondamentali della Chimica;**

**Comprendere la ragione della classificazione degli elementi nella tavola periodica e la natura delle proprietà periodiche; le proprietà macroscopiche della materia in relazione alla struttura dei suoi componenti microscopici (atomi e molecole);**

**Acquisire abilità nelle operazioni fondamentali di laboratorio chimico;**

**Acquisire abilità nel risolvere i problemi chimici, fondamentale per poter fronteggiare le serie sfide scientifiche e tecnologiche del mondo che ci circonda.**

---

## METODI DIDATTICI

### **Modalità didattiche:**

Lezioni frontali (7 CFU), con Esercitazioni Numeriche (con richiami o approfondimenti di natura teorica) in aula e pratiche di Laboratorio (2 CFU). La frequenza delle lezioni non è obbligatoria, ma è vivamente consigliata. Le Esercitazioni sono obbligatorie per almeno i 2/3 della loro durata.

Esercitazioni di Laboratorio :

- 1) Soluzioni e modalità di misura della concentrazione, preparazione di soluzioni a titolo noto, reazioni di precipitazione (di alogenuri di argento), equilibri che coinvolgono ioni complessi.
- 2) Titolazioni acido-base, criteri di scelta dell' indicatore.
- 3) Titolazioni redox

---

## MODALITA' D'ESAME

### **Modalità di valutazione degli studenti**

**Il conseguimento dei crediti attribuiti all'insegnamento è ottenuto mediante una prova scritta ed un colloquio orale, in cui si valutano i risultati di apprendimento complessivamente acquisiti dallo studente. La votazione finale, ricavata dalla media delle due prove, è espressa in trentesimi, con eventuale lode. Nell'attribuzione del punteggio finale si terrà conto: del livello di conoscenze teoriche acquisite (50%); della capacità di applicare le conoscenze acquisite (30%); dell'autonomia di giudizio (10%); delle abilità comunicative (10%).**

### **Modalità di prenotazione dell'esame**

**Gli studenti devono prenotarsi sia per la prova scritta che per la prova finale esclusivamente utilizzando le modalità previste dal sistema VOL.**

Introduzione: la chimica ed il suo ruolo, il metodo scientifico. Fenomeni fisici e fenomeni chimici. Proprietà estensive ed intensive, Unità fondamentali del SI. Unità derivate. Incertezza nella misura, cifre significative e calcoli con i numeri che derivano da misurazioni. Accuratezza e precisione, errore sperimentale e deviazione standard. Classificazione chimica della materia: stati di aggregazione della materia e la teoria cinetico-molecolare. La materia a livello macroscopico e microscopico o particellare. Sostanza. Elementi e composti. Fase di un sistema. Sistemi omogenei ed eterogenei. Proprietà dei solidi: solidi cristallini e anisotropia, reticolo cristallino e cella elementare; solidi amorfi o vetrosi. Proprietà dei liquidi. Passaggi di stato. Separazione delle fasi di un sistema eterogeneo. Separazione dei componenti di un sistema omogeneo. La struttura atomica: protoni, elettroni e neutroni. Approfondimento: le particelle fondamentali della materia e le quattro forze che regolano le interazioni. Diagramma dell'energia potenziale per l'interazione nucleo-protone. Numero atomico, numero di massa, isotopi ed abbondanza isotopica, abbondanza frazionaria, massa atomica relativa media di elementi presenti in natura sotto forma di miscele isotopiche. Isotoni, isobari. Unità di massa chimica e mole. Materia ed energia, equazione di Einstein, difetto di massa, binding energy, corrispondente energetico di 1 u.m.a. Nomi e simboli degli elementi. Le formule chimiche: aspetti qualitativi e quantitativi. Molecole discrete ed insiemi continui. Unità formula. Composizione percentuale e formule chimiche: formula minima o empirica, formula bruta o molecolare, formula di struttura, formula sterica. Il sistema periodico degli elementi: lo sviluppo della tavola periodica, le caratteristiche della tavola periodica e gli elementi chimici binari e ternari. Elettronegatività. Numero di ossidazione. La nomenclatura dei composti chimici. Tipi di reazione chimica. Reazioni acido-base. Dissociazione ionica. Reazioni di precipitazione. Reazioni ossido-riduttive. Bilanciamento delle equazioni chimiche. Rapporti quantitativi, reagente limitante, resa di una reazione.

Atomi polielettronici: Principio di esclusione di Pauli. Principio della massima molteplicità di Hund. Il principio del riempimento progressivo (Aufbau). Configurazioni elettroniche. Legame chimico: il legame covalente. Interazioni nuclei-elettroni e variazione dell'energia potenziale nella formazione del legame H-H a partire dagli atomi isolati. Elettroni di valenza e strutture di Lewis. La regola dell'ottetto; carica formale, mesomeria o risonanza, ordine di legame medio. Composti ipervalenti. Orbitali ibridi. La Teoria VSEPR. Geometrie molecolari. Polarità del legame e polarità della molecola. Proprietà dei legami: ordine di legame; energia di dissociazione del legame.

Teoria del legame di valenza. Teoria degli orbitali molecolari LCAO-MO. Molecole biatomiche omonucleari ed eteronucleari. Complessi di coordinazione.

Stato aeriforme. Proprietà generali dello stato aeriforme: pressione, volume, temperatura. Leggi dei gas: legge di Boyle, legge di Charles e Gay-Lussac, seconda legge di Gay-Lussac, legge di Avogadro, equazione di stato dei gas ideali. Scala delle temperature assolute. Miscugli gassosi, pressione parziale e legge di Dalton. Legge di Amagat. Teoria cinetica dei gas. Gas reali, equazione di van der Waals. Fenomeni critici e temperatura critica. Stato critico. Fluidi supercritici. Diffusione ed Effusione gassosa (legge di Graham). Stati condensati e transizioni di fase. Diagrammi di fase. Definizione di "soluzione ideale". Soluzioni e modalità di misura della concentrazione. Solubilità. Relazione tra solubilità e struttura molecolare del solvente e del soluto. Proprietà colligative delle soluzioni. Legge di Raoult, deviazioni positive e negative. Pressione osmotica. Distillazione frazionata e cristallizzazione frazionata. Azeotropo di massimo, azeotropo di minimo. La legge di Henry. Equilibrio chimico. Legge dell'azione di massa. Equazione generale per le costanti di equilibrio,  $K_c$ ,  $K_p$ ,  $K_x$ ,  $K_n$ . Relazioni tra le costanti di equilibrio. Principio dell'equilibrio mobile e sue applicazioni. Equilibri omogenei. Equilibri eterogenei. Equilibri acido-base. Equilibri di idrolisi. Soluzioni tampone. Indicatori. Titolazioni acido-base. Titolazioni redox. Equilibri di solubilità. Dipendenza della solubilità da equilibri acido-base e di complessamento. Celle elettrochimiche. Elettrolisi. Cenni di Termodinamica e di Cinetica chimica. Radioattività (cenni).  
Linee essenziali di sistematica chimica.

---

## TESTI DI RIFERIMENTO

3) Testi di riferimento.

**Testo in adozione:**

**CHIMICA, Kotz, Treichel, Townsend, EdiSES**

**Altri testi consigliati:**

CHIMICA di BASE, G.Bandoli, A.Dolmella, G Natile, EdiSES

**Appunti dalle lezioni**

**Ulteriori sussidi didattici** relativi allo svolgimento di esercizi:

STECIOMETRIA Un avvio allo studio della chimica, I. Bertini, C. Luchinat, F. Mani, CEA