

# CHIMICA PER LA SOSTENIBILITÀ (LB59)

(Lecce - Università degli Studi)

## Insegnamento CHIMICA GENERALE ED INORGANICA

GenCod A002711

**Docente titolare** PARIDE PAPADIA

**Docenti responsabili dell'erogazione**  
FEDERICA DE CASTRO, PARIDE  
PAPADIA

**Insegnamento** CHIMICA GENERALE ED INORGANICA

**Anno di corso** 1

**Insegnamento in inglese** GENERAL AND INORGANIC CHEMISTRY

**Lingua** ITALIANO

**Settore disciplinare** CHIM/03

**Percorso** PERCORSO  
GENERICO/COMUNE

**Corso di studi di riferimento** CHIMICA  
PER LA SOSTENIBILITÀ

**Tipo corso di studi** Laurea

**Sede** Lecce

**Crediti** 10.0

**Periodo** Primo Semestre

**Ripartizione oraria** Ore Attività frontale: 88.0

**Tipo esame** Orale

**Per immatricolati nel** 2024/2025

**Valutazione** Voto Finale

**Erogato nel** 2024/2025

**Orario dell'insegnamento**

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

---

## BREVE DESCRIZIONE DEL CORSO

Introduzione alla Chimica. Fenomeni fisici e fenomeni chimici. Stati di aggregazione della materia. Sistemi omogenei ed eterogenei. Fasi. Elementi e composti. Legge delle proporzioni multiple. Natura atomica della materia. Valenza. Particelle subatomiche. Esperimento di Crookes. Esperimento di Thomson. Esperimento di Millikan. Esperimento di Rutherford. Numero atomico. Numero di massa. Spettrometro di massa. Unità di massa chimica. Difetto di massa. Numero di Avogadro. Massa molare. Densità. Numero di ossidazione. Nomenclatura dei composti chimici. Le formule chimiche: formula minima, formula molecolare e formula di struttura. Composizione percentuale. Reazioni chimiche. Tipi di reazione chimica. Coefficienti stechiometrici. Bilanciamento delle reazioni chimiche. Dissociazione ionica. Equazioni in forma ionica. Dissociazione ionica. Elettroliti forti e deboli. Ioni spettatori. Tipi di reazione chimica. Reazioni acido-base. Reazioni di Precipitazione. Reazioni ossidoriduttive. Bilanciamento delle equazioni chimiche. Bilancio di massa. Bilancio di carica. Bilancio elettronico. Rapporti quantitativi. Resa di reazione. Reagente limitante. Sistema periodico degli elementi. Nomi e simboli degli elementi. Gruppi. Potenziale di ionizzazione. Affinità elettronica. Raggio ionico e covalente. Configurazioni elettroniche. Modello di Rutherford. Raggio di Bohr. Quantizzazione. Principio di indeterminazione di Heisenberg. Funzione d'onda. Orbitali. Equazione di Schrödinger. Numeri quantici. Spin elettronico. Regola di Hund. Regola dell'ottetto. Configurazioni elettroniche. Orbitali di valenza. Legame chimico. Strutture di Lewis. Lone pairs. Carica formale. Energia di legame. Risonanza. Geometrie molecolari. Teoria VSEPR. Numero sterico. Momento dipolare. Legame. Tipi di legame. Teoria del legame di valenza. Teoria degli orbitali molecolari LCAO-MO. Orbitali di legame ed antilegame. Orbitali ibridi. Molecole biatomiche omonucleari ed eteronucleari. Legame metallico. Complessi di coordinazione. Stato aeriforme. Proprietà generali dello stato aeriforme: pressione, volume, temperatura. Leggi dei gas. Scala delle temperature assolute. Miscugli gassosi, pressione parziale e legge di Dalton. Teoria cinetica dei gas. Gas reali, equazione di van der Waals. Fenomeni critici e temperatura critica. Stato critico. Diffusione ed Effusione gassosa. Stati condensati e transizioni di fase. Diagrammi di stato. Soluzioni e modalità di misura della concentrazione. Solubilità. Proprietà colligative delle soluzioni. Legge di Raoult, deviazioni positive e negative. Pressione osmotica. Distillazione frazionata e cristallizzazione frazionata. Legge di Henry. Titolazioni acido-base ed esempi. Titolazioni redox. Termochimica. Equilibrio chimico. Legge dell'azione di massa. Equazione generale per le costanti di equilibrio,  $K_c$ ,  $K_p$ . Relazioni tra le costanti di equilibrio. Principio dell'equilibrio mobile e sue applicazioni. Equilibri omogenei. Equilibri acido-base. pH. Equilibri di idrolisi. Soluzioni tampone. Curve di titolazione ed indicatori. Equilibri di solubilità. Equilibri complessi. Celle elettrochimiche. Equazione di Nernst. Elettrolisi. Complessi di Coordinazione. Leganti e coordinazione. Teoria del Campo cristallino. Chimica Nucleare. Decadimento radioattivo. Radioattività. Energia nucleare. Esercitazioni di Laboratorio di Chimica Generale ed Inorganica.

---

## PREREQUISITI

Sono richieste le nozioni di base di algebra, geometria, geometria analitica, trigonometria, analisi, meccanica, termodinamica, elettricità e magnetismo previste nei programmi scolastici delle scuole medie e medie superiori.

---

## OBIETTIVI FORMATIVI

Il corso si propone di fornire agli studenti le nozioni fondamentali di chimica generale e inorganica necessarie per comprendere i principi e la natura dei fenomeni chimici e per consentirne l'applicazione in tutte le discipline in cui tali fenomeni hanno un ruolo rilevante. Il corso si propone inoltre di fornire strumenti funzionali ad un approccio produttivo allo studio delle discipline scientifiche esatte.

---

## METODI DIDATTICI

Sono previsti 6 CFU di lezioni frontali (48 ore) e 4 CFU di attività di laboratorio ed esercitazioni (40 ore).

Le lezioni ed esercitazioni sono erogate attraverso l'utilizzo della lavagna, di sussidi informatici, o di interazioni dirette con gli studenti in funzione delle necessità specifiche dei singoli argomenti.

Ove appropriato, vengono suggeriti approfondimenti tramite pagine web e software di sussidio alla didattica della chimica. Sia durante le lezioni che le esercitazioni, sono forniti suggerimenti per l'organizzazione dello studio, inteso sia come organizzazione e utilizzo del materiale didattico (appunti, dispense, testi), che come implementazione di pratiche tese a ottimizzare l'apprendimento in funzione delle specificità degli argomenti affrontati.

---

## MODALITA' D'ESAME

Non è prevista alcuna propedeuticità.

E' tuttavia fortemente consigliato, per una fruttuosa frequenza, la revisione delle nozioni fornite nei corsi di Fisica I e di Istituzioni di Matematiche I che sono previsti nel I semestre del I anno.

Il conseguimento dei crediti attribuiti all'insegnamento è ottenuto attraverso il superamento di due prove: una preventiva prova scritta, composta da una serie di quesiti ripartiti tra le diverse tematiche generali svolte nel programma, sia sotto forma di esercizi numerici che di domande a risposta aperta, e che fornisce valutazione in trentesimi. La valutazione sufficiente della prova scritta consente di accedere all'eventuale colloquio integrativo. Il colloquio viene convocato successivamente alla prova scritta, in data comunicata a tutti gli studenti iscritti a detta prova tramite il servizio di posta elettronica gestito automaticamente dal sistema VOL.

Gli studenti regolarmente iscritti alla prova secondo le modalità previste dal sistema VOL riceveranno tramite posta elettronica istituzionale istruzioni specifiche riguardanti i dettagli organizzativi subito dopo la chiusura ufficiale delle iscrizioni alla prova stessa.

Il colloquio integrativo verifica che gli studenti abbiano recuperato eventuali lacune emerse dalla prova scritta e completa la valutazione attraverso la verifica della preparazione su argomenti eventualmente non presenti nella prova scritta. La votazione finale, complessiva sulla prova scritta e orale, è espressa in trentesimi ed eventuale lode.

Gli studenti devono prenotarsi per le prove d'esame esclusivamente utilizzando le modalità previste dal sistema VOL.

---

## APPELLI D'ESAME

Le date d'esame sono pubblicate sul portale di Ateneo nella sezione corrispondente.

---

## PROGRAMMA ESTESO

Introduzione alla Chimica. Fenomeni fisici e fenomeni chimici. Stati di aggregazione della materia. Sistemi omogenei ed eterogenei. Fasi. Elementi e composti. Legge delle proporzioni multiple. Natura atomica della materia. Valenza. Particelle subatomiche. Esperimento di Crookes. Esperimento di Thomson. Esperimento di Millikan. Esperimento di Rutherford. Numero atomico. Numero di massa. Spettrometro di massa. Unità di massa chimica. Difetto di massa. Numero di Avogadro. Massa molare. Densità. Numero di ossidazione. Nomenclatura dei composti chimici. Le formule chimiche: formula minima, formula molecolare e formula di struttura. Composizione percentuale. Reazioni chimiche. Tipi di reazione chimica. Coefficienti stechiometrici. Bilanciamento delle reazioni chimiche. Dissociazione ionica. Equazioni in forma ionica. Dissociazione ionica. Elettroliti forti e deboli. Ioni spettatori. Tipi di reazione chimica. Reazioni acido-base. Reazioni di Precipitazione. Reazioni ossidoriduttive. Bilanciamento delle equazioni chimiche. Bilancio di massa. Bilancio di carica. Bilancio elettronico. Rapporti quantitativi. Resa di reazione. Reagente limitante. Sistema periodico degli elementi. Nomi e simboli degli elementi. Gruppi. Potenziale di ionizzazione. Affinità elettronica. Raggio ionico e covalente. Configurazioni elettroniche. Modello di Rutherford. Raggio di Bohr. Quantizzazione. Principio di indeterminazione di Heisenberg. Funzione d'onda. Orbitali. Equazione di Schrödinger. Numeri quantici. Spin elettronico. Regola di Hund. Regola dell'ottetto. Configurazioni elettroniche. Orbitali di valenza. Legame chimico. Strutture di Lewis. Lone pairs. Carica formale. Energia di legame. Risonanza. Geometrie molecolari. Teoria VSEPR. Numero sterico. Momento dipolare. Legame. Tipi di legame. Teoria del legame di valenza. Teoria degli orbitali molecolari LCAO-MO. Orbitali di legame ed antilegame. Orbitali ibridi. Molecole biatomiche omonucleari ed eteronucleari. Legame metallico. Complessi di coordinazione. Stato aeriforme. Proprietà generali dello stato aeriforme: pressione, volume, temperatura. Leggi dei gas. Scala delle temperature assolute. Miscugli gassosi, pressione parziale e legge di Dalton. Teoria cinetica dei gas. Gas reali, equazione di van der Waals. Fenomeni critici e temperatura critica. Stato critico. Diffusione ed Effusione gassosa. Stati condensati e transizioni di fase. Diagrammi di stato. Soluzioni e modalità di misura della concentrazione. Solubilità. Proprietà colligative delle soluzioni. Legge di Raoult, deviazioni positive e negative. Pressione osmotica. Distillazione frazionata e cristallizzazione frazionata. Legge di Henry. Titolazioni acido-base ed esempi. Titolazioni redox. Termochimica. Equilibrio chimico. Legge dell'azione di massa. Equazione generale per le costanti di equilibrio,  $K_c$ ,  $K_p$ . Relazioni tra le costanti di equilibrio. Principio dell'equilibrio mobile e sue applicazioni. Equilibri omogenei. Equilibri acido-base. pH. Equilibri di idrolisi. Soluzioni tampone. Curve di titolazione ed indicatori. Equilibri di solubilità. Equilibri complessi. Celle elettrochimiche. Equazione di Nernst. Elettrolisi. Leggi di Faraday. Complessi di Coordinazione. Blocco d. Leganti e numero di coordinazione. Geometria dei complessi. Isomeria. Teoria del Campo cristallino. Colore, serie spettroscopica e campo dei legandi Chimica Nucleare. Decadimento radioattivo. Reazioni nucleari. Stabilità e nucleosintesi. Radioattività. Effetti biologici. Decadimento radioattivo. Impieghi radioisotopi. Energia nucleare. Trasformazione massa-energia. Arricchimento. Esercitazioni di Laboratorio di Chimica Generale ed Inorganica.

---

## TESTI DI RIFERIMENTO

PRINCIPI DI CHIMICA, P.W. Atkins, L. Jones, 4a Ed. - Ed. Zanichelli  
ESERCIZI RISOLTI (E NON) DI STECHIOMETRIA, C. Pacifico, N. Margiotta - EdISES  
CHIMICA di BASE 3a edizione, F. Arnesano, G. Bandoli, F. Bisceglie, A. Dolmella, D. Maggioni, F. Musiani, G. Natile, M.M. Natile, D. Tesauro, EdISES