



# UNIVERSITÀ DI PISA

## CHIMICA GENERALE

---

**DIEGO LA MENDOLA**

Anno accademico

2023/24

CdS

SCIENZE NATURALI ED AMBIENTALI

Codice

263CC

CFU

6

Moduli	Settore/i	Tipo	Ore	Docente/i
CHIMICA GENERALE	CHIM/03	LEZIONI	48	DIEGO LA MENDOLA

### Obiettivi di apprendimento

#### *Conoscenze*

Lo studente avrà acquisito conoscenze sui principi fondamentali della chimica generale, necessarie per la comprensione della struttura e delle proprietà dei composti chimici di maggior interesse, nonché dei fenomeni chimici (reazioni chimiche, equilibri chimici, pH, proprietà colligative). Nel corso sono incluse esercitazioni di stechiometria a completamento e integrazione dei concetti appresi dallo studente nella parte teorica del corso.

#### *Modalità di verifica delle conoscenze*

Durante la discussione in aula e in sede d'esame orale sarà verificata la conoscenza della materia, con una particolare attenzione sulla capacità di sapersi orientare nel quadro teorico e pratico dei principi chimici di base. Lo studente dovrà dimostrare le sue conoscenze attraverso un linguaggio appropriato, maturando uno sguardo critico sui temi trattati durante il corso.

#### *Capacità*

Alla fine del corso lo studente avrà acquisito le conoscenze di base di chimica generale utili ad affrontare i corsi successivi che necessitano di tali nozioni.

#### *Modalità di verifica delle capacità*

Sarà possibile accertarsi dell'acquisizione delle capacità soprattutto tramite la modalità interattiva di svolgimento delle lezioni frontali e mediante brevi esercitazioni scritte per verificare il grado di apprendimento raggiunto sui singoli argomenti.

#### *Comportamenti*

Lo studente dovrà studiare costantemente gli argomenti oggetto delle lezioni. In caso di dubbi è consigliato presentarsi al ricevimento del docente. Complessivamente lo studente maturerà una postura critica rispetto alle problematiche relative ai temi trattati nel corso. A tal fine, sarà incoraggiato a illustrare le proprie opinioni personali e discutere in modo argomentato le sue deduzioni.

#### *Modalità di verifica dei comportamenti*

Durante le esercitazioni saranno valutati il grado di comprensione, accuratezza e precisione degli scritti svolti.

#### *Prerequisiti (conoscenze iniziali)*

Lo studente è invitato a verificare l'esistenza di eventuali propedeuticità consultando il Regolamento del Corso di studi relativo al proprio anno di immatricolazione. Un esame sostenuto in violazione delle regole di propedeuticità è nullo (Regolamento didattico d'Ateneo, art. 24, comma 3).

#### *Corequisiti*

La frequenza contemporanea ai corsi di matematica e fisica è raccomandata.



## UNIVERSITÀ DI PISA

Prerequisiti per studi successivi

La frequenza al corso è fortemente consigliata prima dell'inizio dei corsi del semestre successivo. Gli argomenti trattati sono fondamentali per gli altri corsi di chimica.

### Indicazioni metodologiche

Le lezioni frontali verranno svolte con l'ausilio di slides. Le slides di tutte le lezioni saranno messe a disposizione degli studenti sul portale e-learning. La lingua del corso sarà l'italiano. Durante il corso verranno proposti agli studenti esercizi sugli argomenti oggetto delle lezioni teoriche. Tali esercizi verranno svolti sotto la guida del docente con la partecipazione degli studenti. Inoltre, per favorire e supportare lo studente nella preparazione all'esame, verranno proposte simulazioni di esame da svolgere in aula.

### Programma (contenuti dell'insegnamento)

La Chimica e l'evoluzione. Le leggi fondamentali della chimica. Conservazione della massa e rapporti ponderali nelle reazioni chimiche. Classificazione della materia: elementi, sostanze pure, atomi, molecole, ioni, composti. Teoria atomica di Dalton. Principio di Avogadro e concetto di mole. Il modello nucleare dell'atomo. Particelle subatomiche. Numero atomico e di massa, gli isotopi, l'unità di massa atomica, pesi atomici e molecolari. La composizione percentuale di una sostanza. La formula minima. La formula molecolare. Percentuale degli elementi presenti nei composti.

Nomenclatura Chimica.

Equazioni chimiche. Bilanciamento delle equazioni chimiche. Numero di ossidazione. Equazioni di ossidoriduzione. Calcoli stechiometrici.

La teoria atomica e la meccanica quantistica – Le caratteristiche della radiazione elettromagnetica. La teoria quantistica di Planck ed effetto fotoelettrico. Gli spettri atomici. Il modello atomico di Bohr per l'atomo di idrogeno. Il dualismo onda-particella della materia. La funzione d'onda e la sua interpretazione.

Numeri quantici, livelli energetici e orbitali atomici. Lo spin dell'elettrone. Riempimento degli orbitali. Principio di esclusione di Pauli. Principio di Aufbau. Orbitali degeneri; regola di Hund. Energie relative degli orbitali. Struttura elettronica degli atomi.

La struttura elettronica e la tavola periodica. Variazioni delle proprietà chimico fisiche lungo i periodi e lungo i gruppi: dimensioni atomiche, energia di ionizzazione e affinità elettroniche. Le proprietà generali degli elementi.

Concetto generale di legame chimico. Energia di legame. Teoria di Lewis del legame; regola dell'ottetto. Rappresentazione delle strutture delle molecole mediante la simbologia di Lewis.

Legame ionico. Proprietà generali dei composti ionici.

Legame covalente. Regola dell'ottetto; doppietti di legame e doppietti liberi; covalenza comune e carica formale. Legami multipli. Ordine di legame. Polarità del legame. Elettronegatività. Calcolo del numero di ossidazione; carica parziale effettiva. Raggio covalente. Angolo di legame. Angolo di legame e polarità della molecola.

Costruzione di strutture di Lewis a partire da formule molecolari. Ibridi di risonanza; strutture di risonanza.

Forma e geometria delle molecole. Teoria VSEPR.

Teoria del legame di valenza. Orbitali ibridi sp, sp<sup>2</sup>, sp<sup>3</sup>. Legami sigma e legami pi greco. Cenni alla Teoria degli orbitali molecolari. Il legame metallico.

Gli stati di aggregazione della materia: interazioni intramolecolari e intermolecolari. Interazioni dipolari, legame ad idrogeno, forze di Van der Waals.

Lo stato gassoso. Concetto di pressione e temperatura. Leggi empiriche dei gas: legge di Boyle; legge di Charles; legge di Guy-Lussac. L'equazione di stato del gas ideale. Miscele di gas e legge di Dalton: definizione di pressioni parziali e frazione molare.

Termodinamica e termochimica – Sistema e ambiente. Il primo principio della termodinamica. Entalpia. Reazioni esotermiche ed endotermiche. La legge di Hess. Il secondo ed il terzo principio della termodinamica. L'entropia. Energia libera di Gibbs e spontaneità di una reazione. Cinetica Chimica – Concetto di Velocità di una reazione e ordine di reazione. Equazione di Arrhenius e concetto di energia di attivazione.

L'equilibrio chimico. Natura dinamica dell'equilibrio. Legge di azione di massa. Equilibri in fase gassosa, equilibri eterogenei. Fattori che influenzano l'equilibrio: il principio di Le Chatelier.

Le soluzioni. Concentrazione di una soluzione. La legge di Raoult. Le proprietà colligative: abbassamento della tensione di vapore; innalzamento ebullioscopico e abbassamento crioscopico; pressione osmotica. Effetto della dissociazione dei soluti sulle proprietà colligative.

Equilibri in soluzione. Soluzioni acquose e elettroliti. L'equilibrio di dissociazione dell'acqua. Gli acidi e le basi: definizioni di Arrhenius, di Bronsted-Lowry e di Lewis. Acidi e basi forti e deboli. Relazione tra forza di un acido e di una base e sua struttura molecolare. Reazioni di neutralizzazione acido-base. La scala del pH. Calcolo del pH. Il pH di soluzioni saline. Le soluzioni tampone. Le titolazioni acido base. Gli indicatori acido base. Acidi e basi poliprotici.

Equilibri di solubilità – Sali poco solubili e equilibri eterogenei. Definizione di solubilità e prodotto di solubilità (K<sub>ps</sub>). Fattori che influenzano la solubilità. L'effetto dello ione comune. Prevedere la precipitazione. La precipitazione selettiva.

Elettrochimica - Convenzione sulle semireazioni redox. Lavoro elettrico e celle galvaniche. Elettrodo standard a idrogeno. Scala dei potenziali standard di riduzione. Equazione di Nernst.



## UNIVERSITÀ DI PISA

---

### Bibliografia e materiale didattico

#### Teoria

-Peter Atkins, Loretta Jones, Leroy Laverman: Fondamenti di Chimica, quarta edizione italiana, Zanichelli.

#### Testo esercizi

- Giannoccaro-Doronzo: Elementi di Stechiometria, Edises Editore

### Indicazioni per non frequentanti

Gli studenti non frequentanti sono pregati di contattare il docente per ulteriori informazioni su libri di testo, materiale didattico integrativo e calendario degli esami.

Le modalità degli esami sono identiche per frequentanti e non frequentanti.

### Modalità d'esame

L'esame è composto da una prova scritta e una prova orale.

La prova scritta consiste nella risoluzione di 5-8 problemi, sviluppati su più quesiti, sulle varie parti del programma, e la cui soluzione deve essere fornita in forma dimostrativa. La durata della prova è di 2 ore.

La prova orale, verrà sostenuta in un giorno differente rispetto la prova scritta, e consiste in un colloquio che prevede tipicamente tre domande, volte a verificare la conoscenza dei risultati illustrati nel corso delle lezioni e delle loro dimostrazioni, dei concetti e delle definizioni principali, e la padronanza di tali concetti attraverso esempi illustrativi.

### Stage e tirocini

Non sono previsti tirocini.

### Altri riferimenti web

Per ulteriori informazioni contattare il docente via email: [diego.lamendola@unipi.it](mailto:diego.lamendola@unipi.it)

### Note

Commissione di esame:

Presidente: Prof. Diego La Mendola

Membri: Prof. Tiziano Marzo; Dr. Lorenzo Chiaverini

Presidente supplente Prof. Tiziano Marzo

Membri supplenti: Dr. Alessandro Pratesi; Dr. Damiano Cirri

Ultimo aggiornamento 09/10/2023 15:53