



UNIVERSITÀ DI PISA

CHIMICA GENERALE ED INORGANICA

DIEGO LA MENDOLA

Anno accademico **2023/24**
CdS **FARMACIA**
Codice **299CC**
CFU **10**

Moduli	Settore/i	Tipo	Ore	Docente/i
CHIMICA GENERALE ED INORGANICA	CHIM/03	LEZIONI	85	DIEGO LA MENDOLA

Obiettivi di apprendimento

Conoscenze

Lo studente avrà acquisito conoscenze sui principi fondamentali della chimica generale e inorganica, 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). Particolare attenzione sarà dedicata all'applicazione al settore farmaceutico delle nozioni e principi studiati, attraverso specifici esempi. 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 il corso sono previste due prove scritte in itinere per verificare il grado di conoscenza raggiunto dagli studenti. Per accedere alla prova orale è necessario superare le due prove in itinere o una prova scritta sull'intero programma che sarà oggetto di valutazione. 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 e nella capacità di saper risolvere problemi di stechiometria trattati durante il corso.

Capacità

Al termine del corso lo studente avrà acquisito le conoscenze di base della chimica generale e inorganica propedeutiche per affrontare lo studio delle altre materie di chimica e le prove di laboratorio.

Modalità di verifica delle capacità

Durante l'anno saranno svolte esercitazioni scritte per verificare il grado di apprendimento raggiunto sui singoli argomenti.

Comportamenti

Lo studente dovrà seguire costantemente gli argomenti oggetto delle lezioni. In caso di dubbi e/o di carenze nei prerequisiti è consigliato presentarsi al ricevimento del docente. Sarà inoltre attivato un servizio di tutoring tenuto da laureati/dottorandi. Complessivamente lo studente maturerà un atteggiamento di ragionamento critico rispetto alle nozioni teoriche e quelle di esercitazioni di chimica generale.

Modalità di verifica dei comportamenti

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

Prerequisiti (conoscenze iniziali)

Conoscenze di base relative a matematica e fisica.

Corequisiti

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

Prerequisiti per studi successivi

La frequentazione del presente corso è essenziale per i successivi corsi delle discipline inerenti la chimica.



UNIVERSITÀ DI PISA

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 moodle. 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)

Introduzione - Il metodo scientifico. Grandezze estensive ed intensive. Sistemi di unità di misura. Misure e precisione sperimentale. Errori e cifre significative.

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. La composizione percentuale di una sostanza. La formula minima. La formula molecolare. Percentuale degli elementi presenti nei composti. Equazioni chimiche. Bilanciamento delle equazioni chimiche. Numero di ossidazione. Equazioni di ossidoriduzione. Calcoli stechiometrici.

Il modello nucleare dell'atomo. Particelle subatomiche. Numero atomico e di massa, gli isotopi, l'unità di massa atomica, pesi atomici e molecolari. La chimica nucleare.

La teoria atomica ed il mondo quantico – Determinazione della massa e carica dell'elettrone. 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. Principi di meccanica quantistica: natura ondulatoria dell'elettrone, ipotesi di De Broglie. Principio di indeterminazione di Heisenberg e l'equazione di Schrodinger. 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. Gli elementi rappresentativi. Gli elementi di transizione. 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. Energia reticolare. Geometria e tipi di reticoli ionici. Fattori che favoriscono la formazione del legame ionico. Proprietà generali dei composti ionici.

Legame covalente. Completamento 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.

Eccezioni alla regola dell'ottetto. Atomi legati con meno di otto elettroni; elementi del secondo e terzo gruppo. Espansione dell'ottetto. Radicali liberi. Diamagnetismo e paramagnetismo. Costruzione di strutture di Lewis a partire da formule molecolari. Ibridi di risonanza; strutture di risonanza.

Forma e geometria delle molecole. Teoria VSEPR. Numero sterico. Determinazione della forma dal numero sterico. Isomeria e geometrie molecolari. Forma molecolare e momento dipolare della molecola.

Teoria del legame di valenza. Orbitali ibridi sp, sp², sp³, sp³d, sp³d². Legami sigma e legami pi greco. Teoria degli orbitali molecolari. Molecole biatomiche omo- ed eteronucleari. La molecola di ossigeno.

Il legame metallico. La teoria delle bande di orbitali molecolari. Le proprietà dei metalli.

Gli stati di aggregazione della materia: interazioni intramolecolari e intermolecolari. Interazioni dipolari, legame ad idrogeno, forze di Van der Waals. Lo stato solido. Strutture cristalline e amorfe. I materiali inorganici. Lo stato liquido.

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. Applicazioni delle leggi dei gas. Densità dei gas e relazione con il peso molecolare del gas. Miscele di gas e legge di Dalton: definizione di pressioni parziali e frazione molare. La legge di Graham. Solubilità di un gas in un liquido e dipendenza della solubilità dalla pressione e dalla temperatura. La teoria cinetica dei gas.

Termodinamica e termochimica – Sistemi e ambiente. Sistemi aperti, chiusi, isolati. Lavoro, Energia e calore. Scambi di energia. Funzioni di stato. 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: previsione della spontaneità di un processo attraverso il calcolo della variazione di energia libera.

Cinetica Chimica – Concetto di Velocità di una reazione e ordine di reazione. Dipendenza della velocità di reazione dalla natura dei reagenti, dalla concentrazione, dalla temperatura. Equazione di Arrhenius e concetto di energia di attivazione. La catalisi.

L'equilibrio chimico. Natura dinamica dell'equilibrio. Legge di azione di massa. Quoziente di reazione. Costante di equilibrio K_p e K_c. Dipendenza del valore della costante di equilibrio dalla temperatura, equazione di van't Hoff. Equilibri in fase gassosa, equilibri eterogenei. Fattori che influenzano l'equilibrio; il principio di Le Chatelier.

Equilibri di fase. Cambiamenti di stato di aggregazione (fusione e solidificazione; ebollizione e liquefazione; sublimazione e brinamento).



UNIVERSITÀ DI PISA

Diagrammi di stato.

Le soluzioni. Concentrazione di una soluzione. La legge di Raoult. Deviazioni dalla legge di Raoult. Proprietà colligative. Abbassamento della tensione di vapore. Innalzamento ebullioscopico e abbassamento crioscopico. Pressione osmotica. Effetto della dissociazione dei soluti sulle proprietà colligative. Calcolo del peso molecolare mediante le proprietà colligative. Dispersioni colloidali; colloidali liofili e liofobi.

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 (Kps). Fattori che influenzano la solubilità. L'effetto dello ione comune. Prevedere la precipitazione. La precipitazione selettiva. La dissoluzione dei precipitati. La formazione di ioni complessi.

Elettrochimica - Convenzione sulle semireazioni redox. Lavoro elettrico e celle galvaniche. Elettrodo standard a idrogeno. Scala dei potenziali standard di riduzione. Equazione di Nernst. Pile a concentrazione. Elettrolisi. Leggi di Faraday. Celle elettrolitiche. Elettrolisi dell'acqua.

Bibliografia e materiale didattico

Peter Atkins, Loretta Jones, Leroy Laverman: Principi di Chimica, quarta edizione italiana, Zanichelli.
Giannoccaro-Doranzo: Elementi di Stechiometria, Edises Editore

Indicazioni per non frequentanti

La frequenza è obbligatoria come da regolamento didattico.

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.

Il superamento della prova scritta è condizione necessaria per poter svolgere la prova orale.

Chi ha svolto e ottenuto almeno la sufficienza (voto minimo 18/30) in ambedue le prove in itinere, può sostenere la prova orale.

La prova orale, verrà sostenuta in un giorno differente rispetto la prova scritta, e consiste in un colloquio che prevede 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

Ultimo aggiornamento 21/09/2023 15:25