

DIPARTIMENTO DI FARMACIA
ANNO ACCADEMICO 2020/2021
CORSO DI LAUREA in CHIMICA E TECNOLOGIA FARMACEUTICHE
DOCENTE Prof. Antonella Accardo

INSEGNAMENTO di Chimica Generale e Inorganica (matricole M-Z)

Insegnamento di base

Crediti formativi (CFU): 10

Settore Scientifico disciplinare (SSD): CHIM/03

Posizionamento nel calendario didattico: Insegnamento del 1° anno, II semestre.

Prerequisiti

Questo insegnamento richiede la conoscenza di elementi di matematica di base normalmente impartiti nei corsi di Scuola Secondaria Superiore. Gli argomenti di matematica più spesso utilizzati riguardano le equivalenze, la risoluzione di equazioni algebriche di I e II grado, le potenze, gli esponenziali e i logaritmi, la geometria piana e solida, le funzioni trigonometriche.

Propedeuticità: nessuna

OBIETTIVI FORMATIVI

Il corso intende formare alla conoscenza degli argomenti fondamentali della Chimica Generale e Inorganica, con particolare riferimento ai modelli che descrivono la struttura atomica e il legame chimico in molecole, composti ionici e metalli. Questo insegnamento intende formare alla capacità di utilizzo della Tavola Periodica degli elementi nel predire le proprietà degli elementi, le formule di composti chimici e le loro proprietà di legame. Intende formare alla capacità di predire la geometria molecolare e le interazioni intermolecolari. Lo studente viene introdotto alle leggi che descrivono i diversi stati di aggregazione, i passaggi di stato, le reazioni chimiche, l'equilibrio chimico, e la descrizione termodinamica e cinetica delle reazioni. Il corso promuove la capacità di formalizzare matematicamente e risolvere problemi stechiometrici relativi a relazioni ponderali, equilibrio chimico, solubilità e elettrochimica. Il corso è inoltre volto a fornire allo studente basi di stechiometria per il bilanciamento di reazioni chimiche. Il corso prepara lo studente alle attività di studio e di laboratorio previste negli anni successivi del Corso di Laurea.

Commissione d'esame: Prof. Antonella Accardo (Presidente), Prof. Gabriella D'Auria (componente), Prof. Giancarlo Morelli (componente), Prof. Diego Tesauro (componente), Dr. Carlo Diaferia (cultore della materia, componente).

Collaboratori di supporto all'attività didattica per l'anno accademico 2020-2021:

Dott.ssa Teresa Silvestri.

PROGRAMMA DEL CORSO

- Il Campo di competenza della Chimica. Particelle costituenti dell'atomo, isotopi, unità di massa atomica (u), massa atomica media, la mole. Unità di misura fondamentali e unità di misura derivate. Cifre significative di un numero e regole di gestione delle cifre significative nelle operazioni algebriche. Argomenti preliminari alla discussione del modello atomico: la radiazione elettromagnetica. Spettro di emissione dell'idrogeno; modello atomico di Bohr. Dualismo onda/particella; Ipotesi di de Broglie; Principio di indeterminazione di Heisenberg. Modello attuale per l'atomo. Forma della equazione di Schrödinger e le funzioni d'onda. I numeri quantici n , l e m_l . Orbitali atomici idrogenoidi. Il numero quantico di spin dell'elettrone. Configurazione elettronica degli atomi poli-elettronici. Principio di esclusione di Pauli; energie degli orbitali. Regola di Hund. Principio di Aufbau; configurazioni di cationi e anioni. La tavola periodica e classificazione degli elementi. Proprietà periodiche: carica nucleare effettiva, raggio atomico, raggio ionico, energia di ionizzazione, affinità elettronica, elettronegatività.
- Formula chimica di un composto, percentuale in massa degli elementi componenti; formule empiriche e molecolari di un composto.
- Legame chimico. Il legame ionico. Molecole e legame covalente. Struttura di Lewis delle molecole. Regola dell'ottetto e l'espansione dell'ottetto. Metodo VSEPR per la predizione della geometria molecolare. Teoria del legame di valenza (VB), orbitali ibridi, legami multipli, legami a simmetria σ e π . Risonanza. Descrizione del legame in molecole biatomiche degli elementi del secondo periodo secondo la teoria dell'orbitale molecolare. Il legame metallico.
- Bilanciamento delle reazioni chimiche, reazioni redox, il numero di ossidazione, bilanciamento delle reazioni red-ox, resa di reazione.
- I gas: definizione di gas ideale, l'equazione di stato dei gas. Gas ideale vs gas reale. L'equazione di stato di van der Waals per i gas reali. Legge di Dalton per soluzioni gassose. Distribuzione di Maxwell-Boltzmann delle velocità molecolari. Proprietà dei liquidi e solidi. Solidi cristallini e amorfi. Cristalli ionici, covalenti, molecolari metallici.
- Tensione di vapore delle fasi condensate. Diagrammi di stato. Soluzioni: modi di esprimere la concentrazione di un componente: M , m , % in massa, frazione molare, densità. Solubilità. Soluzioni liquido/gas e legge di Henry. Legge di Raoult, proprietà colligative.
- Termochimica. Energia, lavoro calore. Primo e secondo principio della termodinamica. Definizione di sistema, di stato e di stato di equilibrio. Funzioni di stato. Entalpia molare di reazione. Entropia. Energia libera di Gibbs. Criterio di spontaneità delle reazioni che avvengono a T e P costante.
- Equilibrio chimico. Espressione della costante di equilibrio. Termodinamica e costante di equilibrio. Principio di Le Chatelier-Braun. Equilibrio chimico in soluzione. Equilibrio di autoprotolisi dell'acqua. Definizione di pH. Acidi e basi secondo Arrhenius e secondo il modello di Brønsted e Lowry. Acidi e basi forti e deboli. Calcolo del pH di soluzioni di acidi e basi forti e di acidi e basi deboli. Definizione del grado di dissociazione. Reazioni di neutralizzazione acido/base. La Titolazione acido/base. Soluzioni tampone: caratteristiche e proprietà.
- Sali poco solubili, il prodotto di solubilità, il K_{ps} . Effetto dello ione a comune sulla solubilità di un sale.
- Cinetica chimica: Ambito di competenze della cinetica chimica. Definizione di velocità di reazione. Fattori che influenzano la velocità di reazione. Teoria dello stato di transizione. Meccanismi semplici e meccanismi a più stadi. L'intermedio di reazione. Effetto della temperatura sulla velocità di reazione. Effetto della concentrazione sulla velocità di reazione. Legge cinetica e come determinarla sperimentalmente. Ruolo del catalizzatore.

- Celle galvaniche -Potenziale standard di riduzione E° - Calcolo di costanti di equilibrio da valori di DE° . Elettrolisi; relazione tra quantità di prodotti e quantità di elettricità in un processo di elettrolisi.
- La Tavola Periodica: classificazione e proprietà dei metalli, semimetalli, non metalli; andamento della stabilità dei numeri di ossidazione; caratteristiche acido base degli ossidi.

TESTI E MATERIALE DIDATTICO CONSIGLIATO

Scelta libera tra manuali di Chimica Generale di livello universitario.

Esempi di manuali di Chimica Generale:

- Principi di chimica di Atkins, Jones, Laverman - Zanichelli.
- Chimica, La scienza della vita - Kelter Mosher Scott - Edises
- Chimica – Kotz, Treichel, Townsend – Edises
- Chimica Generale - Witten, Davis, Peck, Stanley - Ed Piccin

Esempi di manuali di Stechiometria:

- Stechiometria. Un avvio allo studio della Chimica - Bertini, Luchinat, Mani- Casa Editrice Ambrosiana.
- Problemi di Chimica 1.0- M. Vacatello e Ma Vacatello- Piccin Editore
- Applicazioni Numeriche e di Laboratorio di Chimica- Tesauro-Rossi-Saviano-Loghia Editore.

METODI DIDATTICI/ORGANIZZAZIONE DELL'INSEGNAMENTO

Il corso è organizzato in Lezioni Frontali ed Esercitazioni numeriche tenute dal Docente in aula, oltre che da sessioni di esercitazioni numeriche tenute da Tutors e esclusivamente dedicate agli allievi del corso.

Il docente deposita in anticipo sul sito web/docente il materiale didattico che si discute a lezione. Gli studenti sono invitati a scaricare e a prenderne visione prima dello svolgimento delle lezioni stesse.

MODALITÀ DI VALUTAZIONE DELL'APPRENDIMENTO

Una valutazione positiva dell'apprendimento prevede il superamento di una prova scritta, consistente nella risoluzione numerica di 5 esercizi in un tempo di due ore, e di una prova orale.

Durante il corso sono previste prove in itinere scritte; la valutazione di queste è un dato utile allo studente per una Autovalutazione del suo impegno e dei risultati raggiunti. Il superamento delle prove in itinere esonera dalla prova scritta d'esame. Le prove in itinere e la prova scritta hanno una valutazione da A (max) a D (min).

Il voto finale d'esame è espresso in trentesimi da 18/30 a 30/30 e lode e tiene conto:

- a) del livello di partecipazione attiva dello studente nelle attività in aula;
- b) della valutazione della prova scritta;
- c) della misura in cui la sua preparazione risponde agli argomenti di programma e agli obiettivi formativi fondamentali del corso (vedi sopra).

L'attribuzione del voto avviene secondo i criteri riportati in Tabella:

Voto	Descrittori
< 18 insufficiente	Conoscenze frammentarie e superficiali dei contenuti, errori nell'applicare i concetti, prova scritta insufficiente ed esposizione carente
18 - 20	Conoscenze dei contenuti sufficienti ma generali, esposizione semplice, incertezze nell'applicazione di concetti teorici
21 - 23	Conoscenze dei contenuti appropriate ma non approfondite, capacità di applicare i concetti teorici, capacità di presentare i contenuti in modo semplice
24 - 25	Conoscenze dei contenuti appropriate ed ampie, discreta capacità di applicazione delle conoscenze, capacità di presentare i contenuti in modo articolato.

26 - 27	Conoscenze dei contenuti precise e complete, buona capacità di applicare le conoscenze, capacità di analisi, esposizione chiara e corretta
28 - 29	Conoscenze dei contenuti ampie, complete ed approfondite, buona applicazione dei contenuti, buona capacità di analisi e di sintesi, esposizione sicura e corretta,
30 30 e lode	Conoscenze dei contenuti molto ampie, complete ed approfondite, capacità ben consolidata di applicare i contenuti, ottima capacità di analisi, di sintesi e di collegamenti interdisciplinari, padronanza di esposizione