- **Informazioni Corso**
  Scuola di farmacia e Nutraceutica
  Corso di Laurea Magistrale in Farmacia
  Chimica Generale ed Inorganica
  SSD: CHIM/03
  11CFU, I anno, I semestre
  A.A. 2019-2020

- **Informazioni Docente**
  Adriana Pietropaolo, Ricercatore a tempo indeterminato nel settore scientifico CHIM/03- Chimica generale e inorganica, presso il Dipartimento di Scienze della Salute, dell'Università degli Studi "Magna Graecia" di Catanzaro.
  email: apietropaolo@unicz.it, Tel: +39-961-3694356.
  Ricevimento: Lunedì e Mercoledì 14:00 alle 16:00, previo appuntamento.

- **Descrizione del Corso**
  Il corso di Chimica Generale ed Inorganica offre agli studenti l'insegnamento di un quadro semplice e allo stesso tempo rigoroso, dei principali aspetti teorici e sperimentali della chimica, dalla struttura della materia alle sue trasformazioni. Il programma di insegnamento è incentrato sulle relazioni fra la struttura atomica degli elementi, la natura e proprietà dei loro composti. La risoluzione numerica di problemi chimici e i principi dell'equilibrio in soluzione acquosa sono inoltre parte integrante del corso per lo studio degli aspetti macroscopici e fenomenologici della chimica.

Obiettivi del Corso e Risultati di apprendimento attesi
Il corso di Chimica Generale ed Inorganica ha l'obiettivo di fornire allo studente le principali nozioni teoriche per la comprensione dei processi chimici. Il corso comprende anche esercitazioni in aula, durante le quali saranno svolti esercizi inerenti agli argomenti trattati. Lo studente verrà gradualmente indirizzato ad acquisire il linguaggio chimico di base.

Programma
- Il modello atomico della materia. La materia, l'atomo. Numero atomico e numero di massa, isotopi. Il peso atomico degli elementi, grandezze fondamentali. Unità di massa atomica. Energia in chimica e stati di aggregazione della materia. Il modello strutturale dell'atomo. Il nucleo e le particelle fondamentali della materia. L'elettrone. Storia della scoperta del modello atomico: da Bohr alla teoria degli orbitali atomici. Il principio di

indeterminazione di Heisemberg. Natura elettromagnetica della materia. L'atomo di idrogeno. Sistemi polielettronici. Configurazione elettronica e Aufbau.

- Le proprietà periodiche. Proprietà periodiche per la classificazione degli elementi: potenziale di ionizzazione, affinità elettronica e loro andamento nella tavola periodica. La classificazione degli elementi in metalli e non metalli.

- Nomenclatura chimica e calcoli stechiometrici. Posizione degli elementi lungo il sistema periodico e loro proprietà. Concetto di valenza e numero di ossidazione. Nomenclatura di ossidi, acidi, sali, idruri. Peso molecolare, peso formula, peso equivalente. Concetto di mole. Bilanciamenti delle reazioni e loro classificazione. Reazioni di ossido-riduzione.

- Legami chimici: Forze intermolecolari stabilizzanti la formazione di un legame. Il legame chimico covalente. Teorie per lo studio del legame e la geometria molecolare. Teoria VSEPR per la previsione della geometria molecolare. Parametri descrittivi di un legame: distanza, angoli ed energia di legame. Struttura e geometria delle molecole monoatomiche e poliatomiche. Gli orbitali ibridi e la risonanza. Ibridazione sp^3, sp^2, sp, dsp^3 e d^2sp^3con esempi relativi. Risonanza. Il modello dell'orbitale di valenza. Distinzione tra il legame omeopolare, eteropolare, apolare e dativo. L'elettronegatività. La teoria degli orbitali molecolari. Legame e orbitali molecolari σ e π. Schema di riempimento degli orbitali molecolari nella molecola di ossigeno. Paramagnetismo della molecola di ossigeno. Sistemi polielettronici e delocalizzazione degli elettroni nei sistemi coniugati.

- Interazioni deboli stabilizzanti i sistemi molecolari. Interazioni di Van der Waals, legame a idrogeno, dipolo-dipolo, dipolo-dipolo indotto. Legame ionico. Costante di Madelung. Legame metallico. Il modello a bande. La conduzione nei metalli.

- Gli stati della materia e loro diagrammi di fase. Cenni sullo stato solido. Stato gassoso: caratteristiche generali dei gas. Leggi di Boyle, Charles e Gay-Lussac, definizione del modello dei gas ideali, equazione di stato dei gas ideali, pressioni parziali, legge di Dalton. Gas reali. Teoria cinetica dei gas. Esercitazioni. Stato liquido: caratteristiche generali, tensione superficiale, punto di ebollizione e sua dipendenza dalla natura delle interazioni molecolari. Condizioni standard e condizioni normali. Esercitazioni.

- Soluzioni: definizione di soluzione, soluzioni ideali. Soluzioni gassose. Solubilità dei gas nei liquidi. legge di Henry. Dipendenza della solubilità dalla Temperatura. Soluzioni liquido-liquido e liquido-solido. Legge di Raoult. Solubilità. Soluzioni sature. Unità di concentrazione: molarità, normalità, molalità, percentuale in peso ed in volume, frazione molare. Proprietà colligative. Esercitazioni.

- Proprietà colligative. Abbassamento della tensione di vapore e fattori che la influenzano. Innalzamento della temperatura di ebollizione e abbassamento del punto di congelamento. Osmosi e pressione osmotica. Esercitazioni

- Termodinamica. Primo principio della termodinamica. Energia interna ed Entalpia. Legge di Hess. Ciclo di Born-Haber. Reazioni esotermiche ed endotermiche. Secondo principio della termodinamica.
  Entropia ed energia libera. Le funzioni di stato. Terzo principio della termodinamica. Processi reversibili ed irreversibili. Fattori termodinamici che guidano la stabilità molecolare. Esercitazioni.

- Equilibrio chimico. Definizione della costante di equilibrio. Fattori che influenzano l'equilibrio. Legge di conservazione della massa. Il principio di Le Châtelier: effetto delle variazioni della quantità della sostanza, della pressione e della temperatura. Equilibrio chimico in fase gassosa. Spostamento dell'equilibrio. Esercitazioni.

- Transizioni di stato. Diagramma di stato dell'acqua. Equazione di Clausius-Clapeyron. Sistemi a più componenti e punto eutettico. Esercitazioni.

- Equilibrio chimico in fase liquida. Acidi e basi: acidi e basi secondo Arrhenius, Brönsted-Lowry e Lewis. Equilibrio di dissociazione dell'acqua, costanti di dissociazione acida e basica. Definizione di pH e pOH. Calcoli del pH per acidi forti, basi forti, acidi deboli e basi deboli. Calcolo di pH in soluzioni saline: idrolisi ed effetto tampone.Equazione di Henderson-Hasselbach. Definizione di anfotero e calcolo del pH.
  Soluzioni elettrolitiche. Dissociazione di elettroliti. Grado di dissociazione. Esercitazioni.

- Equilibri di solubilità: Solubilità di un sale. Fattori che influenzano la solubilità. Prodotto di solubilità. Effetto dello ione a comune e della temperatura. Esercitazioni.

•Cinetica chimica. Velocità di reazione e fattori che la influenzano. Ordine e molecolarità di una reazione. Velocità di reazione di ordine zero, di primo e secondo ordine. Meccanismi di reazione. Energia di attivazione ed equazione di Arrhenius. Teoria delle collisioni. Teoria dello stato di transizione. Meccanismi enzimatici e equazione di Michaelis-Menten. Effetto della temperatura. Cenni sulla catalisi e il ruolo dei catalizzatori. Esercitazioni.

• Elettrochimica. Relazione tra energia libera e forza elettromotrice. Processi elettrochimici spontanei: Le pile. Il potenziale di elettrodo. Potenziale normale di riduzione. La pila e l'equilibrio chimico. Equazione di Nernst. Forza elettromotrice. Celle a concentrazione. Tipi di elettrodi. Elettrodi di prima e seconda specie. Elettrodo ad idrogeno. Elettrodo a calomelano. Elettrodo a gas. Elettrodo ad argento. Elettrodo a vetro. Tipi di conduttori. Metalli immersi nella soluzione dei loro ioni. Soluzioni elettrolitiche. Definizione di conducibilità. Conducibilità equivalente. Processi elettrochimici non spontanei: Legge di Faraday. L'equivalente elettrochimico. Determinazione del Numero di Avogadro per via elettrochimica. L'elettrolisi. Potenziale di soglia. Sovratensione. Elettrolisi dell'acqua. Elettrolisi di sali fusi. Accumulatori. Corrosione. Esercitazioni.

•Chimica inorganica: Caratteristiche e proprietà dei principali elementi chimici e dei loro più comuni composti. Metodi di preparazione dell'Idrogeno. Reazione del water-gas shift. Reazioni dei metalli alcalini e alcalino-terrosi. La chimica del Boro e dell'Alluminio. Analogie e differenze tra la chimica del carbonio e del silicio. Elementi principali dell'azoto e del fosforo. Analogie e differenze tra la chimica dell'azoto e del fosforo. Elementi principali dell'ossigeno e dello zolfo. Analogie e differenze tra la chimica dell'ossigeno e dello zolfo. Il gruppo degli alogeni e variazione lungo il gruppo delle principali proprietà Chimiche: Potenziale Redox, Prodotto di solubilità, Costanti di acidità e colore delle specie biatomiche. Il colore della materia e i metalli di transizione. Cenni sulla teoria del campo cristallino e della rimozione della degenerazione degli orbitali d in campo ottaedrico. Cenni di chimica bioinorganica e ruolo dei metalli nei sistemi biologici. Chimica del Manganese e del Cromo e relativi stati di ossidazione. Trasporto del Ferro e del rame nei sistemi biologici. Ferro ematico nei citocromi e coordinazione non emica in ferritina e transferrina. Stati di ossidazione del rame e del ferro negli spazi intra- ed extra-cellulari.
Chimica e reazioni di Fenton. Ruolo strutturale e catalitico dello Zinco.
Esempi di coordinazione del magnesio nella clorofilla e negli acidi nucleici e del cobalto nella vitamina B12.

Stima dell'impegno orario richiesto per lo studio individuale del programma
Ore di studio individuali: 187

Metodi Insegnamento utilizzati
Lezioni frontali con esercitazioni, ore 88

Risorse per l'apprendimento
Libri di testo consigliati
Ivano Bertini, Claudio Luchinat e Fabrizio Mani. Chimica. Casa Editrice Ambrosiana.

Paolo Silvestroni. Fondamenti di Chimica. Casa Editrice Ambrosiana.
Ivano Bertini, Claudio Luchinat e Fabrizio Mani. Stechiometria. Casa Editrice Ambrosiana.

Paola Michelin Lausarot, Angelo Vaglio. Fondamenti di Stechiometria. Piccin Nuova Libraria.

Qualsiasi altro testo inerente al programma del corso.

Ulteriori letture consigliate per approfondimento
Le lezioni del corso sono reperibili nella sezione Download del sito docente - http://docenti.unicz.it/sito/pietropaolo.php

Attività di supporto
Il docente titolare effettuerà esercitazioni integrative.

Modalità di frequenza
La frequenza è obbligatoria.

Modalità di accertamento
Durante il corso saranno svolte due prove di esame in itinere in forma scritta, ognuna delle quali prevede lo svolgimento di 5 esercizi di stechiometria. Il superamento di entrambe le prove in itinere consente l'accesso all'esame orale della prima sessione di esame.
L'esame finale sarà svolto in forma scritta e orale.
I criteri sulla base dei quali sarà giudicato lo studente sono:

Università degli Studi Magna Graecia di Catanzaro - Scuola di Farmacia e Nutraceutica

Prova scritta: risoluzione di 5 esercizi di stechiometria. Il livello di soglia per il superamento della prova scritta consiste nello svolgimento di 3 esercizi/5.
Prova orale: si riporta nella seguente tabella i criteri per il superamento della prova orale.

	Conoscenza e comprensione argomento	**Capacità di analisi e sintesi**	**Utilizzo di referenze**
Non idoneo	Importanti carenze. Significativeinaccuratezze	Irrilevanti. Frequenti generalizzazioni. Incapacità di sintesi	Completamente inappropriato
18-20	A livello soglia. Imperfezionievidenti	Capacità appena sufficienti	Appena appropriato
21-23	Conoscenza routinaria	E' in grado di analisi e sintesi corrette. Argomenta in modo logico e coerente	Utilizza le referenze standard
24-26	Conoscenza buona	Ha capacità di a. e s. buone gli argomenti sono espressi coerentemente	Utilizza le referenze standard
27-29	Conoscenza più che buona	Ha notevoli capacità di a. e s.	Ha approfondito gli argomenti
30-30L	Conoscenza ottima	Ha notevoli capacità di a. e s.	Importanti approfondimenti

Università degli Studi Magna Graecia di Catanzaro - Scuola di Farmacia e Nutraceutica