



Principali informazioni sull'insegnamento	
Denominazione dell'insegnamento	Chimica Generale ed Inorganica
Corso di studio	STEPS – Scienze e Tecnologie Erboristiche e dei Prodotti per la Salute
Anno di corso	1°
Crediti formativi universitari (CFU) / European Credit Transfer and Accumulation System (ECTS):	8
SSD	CHIM/03 Chimica Generale ed Inorganica
Lingua di erogazione	Italiano
Anno Accademico	2021/2022
Periodo di erogazione	Corso annuale (2 novembre 2021-27 maggio 2022)
Obbligo di frequenza	obbligatorio

Docente	
Nome e cognome	FRANCESCO PAOLO INTINI
Indirizzo mail	francescopaolo.intini@uniba.it
Telefono	080 5442757
Sede	Palazzo di Farmacia
Sede virtuale	Cod. Teams ksp81h6
Ricevimento (giorni, orari e modalità)	Per appuntamento su teams Cod. Teams 0i0z1s1

Syllabus	
<b>Obiettivi formativi</b>	Il corso ha lo scopo di fornire agli studenti le conoscenze di base della chimica generale ed inorganica necessarie per affrontare gli insegnamenti successivi del corso di laurea di carattere chimico, chimico-biologico e chimico-farmaceutico. Alla fine del corso lo studente dovrà conoscere la struttura e le proprietà chimiche degli elementi e dei loro composti inorganici, di origine naturale e sintetica, nei loro aspetti teorici e applicativi, comunicando le corrispondenti informazioni con una terminologia adeguata ed in maniera rigorosamente scientifica. Obiettivo è che lo studente possa avere gli strumenti sia qualitativi che quantitativi per risolvere problemi di stechiometria di interesse applicativo per la successiva pratica di laboratorio, per analizzare la materia con i suoi composti, le sue proprietà e le sue trasformazioni chimiche, prestando anche attenzione agli aspetti di particolare significato biologico e/o farmacologico.
<b>Prerequisiti</b>	Conoscenze di base di nozioni di matematica (conversione tra unità di misura, equazioni di I e II grado, sistemi a due incognite ed operazioni con i logaritmi) e geometria.
<b>Contenuti di insegnamento (Programma)</b>	<b>Nozioni introduttive</b> Unità di misura e fattori di conversione. Sistema SI. Definizioni fondamentali della fisica. Elementi di matematica (notazione scientifica; cifre significative e arrotondamenti; logaritmi; esponenziali; risoluzione di equazioni algebriche di primo e secondo grado; funzioni e grafici). Fondamenti di struttura della materia e di struttura atomica e molecolare. Stati di aggregazione e cambiamenti di stato. Fasi. Sistemi omogenei e eterogenei. Miscele. Soluzioni. Separazione dei componenti di un sistema. Sostanze, composti, elementi. la legge di conservazione di massa di Lavoisier. Atomi, molecole, simboli atomici e formule chimiche. La struttura dell'atomo: protoni, neutroni, elettroni. Numero atomico. Numero di massa. Definizione di mole. Numero di Avogadro. Massa molare. Composizione percentuale e determinazione della formula empirica. Equazioni chimiche e loro



bilanciamento. La tavola periodica. Metalli e non metalli. La valenza. La distribuzione degli elettroni negli atomi. I legami chimici.

**L'atomo: struttura e proprietà**

Il modello di Rutherford per l'atomo. Esperienze fondamentali sulla costituzione della materia. La luce e le onde elettromagnetiche. Interferenza e diffrazione. Spettri atomici. Spettro dell'atomo di idrogeno. Il modello di Bohr per l'atomo di idrogeno. Le proprietà ondulatorie delle particelle. Principio di indeterminazione. Principi base della meccanica quantistica. Numeri quantici. Orbitali atomici dell'idrogeno. Atomi polielettronici. Principio di Aufbau. Principio di esclusione di Pauli. Regola di Hund. Aufbau e tavola periodica. Proprietà periodiche, raggi atomici e ionici. Energia di ionizzazione. Affinità elettronica.

**Il legame chimico**

Energia di legame. Il legame ionico. Energia reticolare. Il legame covalente. Molecole covalenti. Regola dell'ottetto. La valenza e le configurazioni elettroniche. Legami singoli e multipli. Le strutture di Lewis. Molecole e ioni poliatomici. Dimensioni di atomi e ioni. Geometria delle molecole. Teoria V.S.E.P.R. Teoria dell'Orbitale Molecolare (L.C.A.O.). Legami  $\sigma$  e  $\pi$ . Molecole biatomiche omonucleari ed eteronucleari. Elettronegatività. Orbitali molecolari localizzati. Orbitali ibridi. Strutture di risonanza. Energie di risonanza. Ordine di legame. Distanza di legame. Energia di legame. Dipoli e momenti dipolari. Polarità di un legame. Molecole polari. Forze di van der Waals e legami chimici intermolecolari. Raggio di van der Waals. Il legame a idrogeno ed evidenze sperimentali.

**Stato gassoso**

Pressione e volume: legge di Boyle. Temperatura e volume: legge di Gay-Lussac e Charles. Temperatura e pressione, legge di Gay-Lussac, Condizioni normali. Cenni sulla teoria cinetico- molecolare dei gas. Equazione di stato del gas ideale. Legge di Avogadro. Legge di Dalton delle pressioni parziali. Equazione di Van der Waals. Composizione dell'aria.

**Introduzione alle reazioni chimiche**

Nomenclatura chimica. Elettronegatività. Legami polari. Legami ionici. Le reazioni di ossido-riduzione. Gli elettroliti in soluzione acquosa. Acidi e basi. Forza degli acidi e delle basi. Reazioni acido-base. Coppie coniugate acido-base.

Stato solido. Solidi cristallini e solidi amorfi. Reticoli e celle elementari. Relazione tra struttura e proprietà. Allotropi.

**Stato solido**

Relazione tra struttura e proprietà: Allotropi.

**Termochimica e Termodinamica**

Il calore in gioco nelle reazioni chimiche: reazioni esotermiche ed endotermiche. Entalpia. Legge di Hess. Legge della termodinamica. Legge della termodinamica. Entropia. Energia libera.

**Cinetica chimica**

Velocità di reazione, equazioni cinetiche e ordine di reazione. Influenza della concentrazione e della temperatura sulla velocità di reazione. Energia di attivazione. Catalisi omogenea ed eterogenea. Esempi tipici di catalisi industriale.

**Stato liquido e soluzioni**

Equilibrio liquido vapore. Dipendenza della tensione di vapore dalla temperatura. Equilibrio solido vapore e liquido solido. Diagramma di stato ad un componente: acqua, anidride carbonica. Proprietà delle soluzioni. Unità di misura delle concentrazioni. Solubilità e temperatura. Legge di ripartizione. Legge di Henry. Soluzioni ideali. Proprietà colligative. Tensione di vapore delle soluzioni. Legge di Raoult. Equilibri liquido-vapore nei sistemi a due componenti. Miscele reali



	<p>(azeotropi). Crioscopia ed ebullioscopia. Pressione osmotica. Diagrammi di stato dei sistemi a due componenti. Soluzioni elettrolitiche.</p> <p><b>Equilibrio chimico</b> Costanti di equilibrio in sistemi omogenei ed eterogenei. Espressione delle costanti di equilibrio. Grado di avanzamento e resa delle reazioni chimiche. Influenza delle variabili intensive sull'equilibrio chimico. Relazione tra costante di equilibrio e l'energia libera di Gibbs. Principio di Le Chatelier.</p> <p><b>Equilibri acido base</b> Elettroliti forti e deboli. Definizioni di acido e di base (Arrhenius, Bronsted e Lowry, Lewis). Prodotto ionico dell'acqua, pH, pOH, pKw. Acidi e basi in soluzione acquosa diluita. Costante di dissociazione e forza degli acidi e delle basi. Acidi poliprotici. Anfoliti. Relazione fra carattere acido, struttura e tavola periodica. Titolazioni. Indicatori di pH. Soluzioni tampone. Equilibri eterogenei. Prodotto di solubilità.</p> <p><b>Elettrochimica</b> Reazioni di ossido riduzione e reazioni elettrodiche. Celle galvaniche. Misura della forza elettromotrice di una pila. Equazione di Nernst. Potenziali redox. Forza degli ossidanti e dei riducenti. Elettrodo normale a idrogeno. Elettrodo a vetro e misura elettrochimica del pH. Pile a secco e accumulatori. Elettrolisi. Potenziale di decomposizione e polarizzazione. Sovratensione. Leggi di Faraday e processi elettrodici nella elettrolisi.</p> <p><b>Chimica Inorganica</b> Proprietà chimiche e Tavola Periodica. Elementi tipici ed elementi di transizione. Cenni sulla preparazione dei principali prodotti inorganici industriali (Idrogeno, soda, cloro, ammoniaca, acido solforico, alluminio). Durezza delle acque e metodi di addolcimento. Carsismo.</p>
<b>Testi di riferimento</b>	<p>Fondamenti di Chimica L. Palmisano M. Schiavello Casa Editrice: EdiSES</p> <p>La Chimica di base (terza edizione) Nobile, Mastrorilli Casa Editrice Ambrosiana</p> <p>STECIOMETRIA I. Bertini, C. Luchinat, F. Mani Casa Editrice Ambrosiana</p>
<b>Note ai testi di riferimento</b>	Siti web delle Casa Editrici

<b>Organizzazione della didattica</b>			
<b>Ore</b>			
Totali	Didattica frontale	Pratica (laboratorio, campo, esercitazione, altro)	Studio individuale
71	56	15	129
<b>CFU/ETCS</b>			
8	7	1	

<b>Metodi didattici</b>	
	A causa delle restrizioni CoVid19 l'insegnamento è erogato in modalità blended learning (didattica mista, frontale e a distanza) mediante lezioni frontali svolte in aula e trasmesse mediante software Teams agli studenti collegati da casa. Il corso prevede lezioni teoriche con il supporto di presentazioni PowerPoint ed esercitazioni su argomenti di stechiometria con l'utilizzo della tavoletta grafica.

<b>Risultati di apprendimento previsti</b>	
--	--



<b>Conoscenza e capacità di comprensione</b>	Lo studente deve dimostrare di aver acquisito gli aspetti fondamentali della chimica per raggiungere le competenze necessarie nello studio dei medicinali sia nella conoscenza delle loro caratteristiche chimiche strutturali che nella loro azione terapeutica.
<b>Conoscenza e capacità di comprensione applicate</b>	Si richiede di essere in grado di applicare le conoscenze chimiche di base nella soluzione degli esercizi proposti, anche come presupposto necessario a sostenere le problematiche legate all'analisi, la preparazione e meccanismo di azione dei farmaci.
<b>Competenze trasversali</b>	<ul style="list-style-type: none"><li>• <i>Autonomia di giudizio</i> Lo studente dovrà dimostrare di padroneggiare i principi chimici di base acquisiti.</li><li>• <i>Abilità comunicative</i> Al termine del corso, durante il quale ci saranno numerosi momenti di interazione con il docente, lo studente dovrà essere in grado di esporre in maniera chiara e rigorosamente scientifica le definizioni, i concetti fondamentali e le teorie apprese e di discutere i problemi eventualmente sottopostigli.</li><li>• <i>Capacità di apprendere in modo autonomo</i> Al termine del corso lo studente sarà in grado di approfondire in maniera autonoma le tematiche relative alla chimica generale ed inorganica, di ragionare ed interpretare in maniera critica i fenomeni ed i risultati, utilizzandoli come base per affrontare le discipline successive nel corso di laurea. Il corso di chimica generale ed inorganica dovrebbe anche fornire allo studente una visione critica dell'importanza della chimica nella vita quotidiana e per la società in generale.</li></ul>

<b>Valutazione</b>	
Modalità di verifica dell'apprendimento	Risultati di apprendimento attesi: la capacità di risolvere un problema chimico ed applicare le nozioni di chimica generale nel descrivere un processo. L'esame consiste di due parti: una prova scritta (prova scritta a risposte aperte che comprende anche risoluzione di problemi) propedeutica ad un successivo colloquio orale. Allo studente sarà permesso di usare la calcolatrice che dovrà essere di proprietà e non programmabile. Non è consentito l'utilizzo di PC, Tablet, Cellulari, Smartwatch collegati ad internet. La prova scritta, il cui risultato viene comunicato tramite la piattaforma Esse3, è propedeutica alla prova orale, che si svolge in genere qualche giorno dopo. È prevista una prova intermedia (non obbligatoria) nel mese di febbraio e la valutazione finale sarà composta dalla media ponderata dei voti: della prova intermedia ed uno scritto ed un orale a fine corso (tenuti nel mese di giugno).
Criteri di valutazione	<ul style="list-style-type: none"><li>• <i>Conoscenza e capacità di comprensione:</i> Lo studente deve dimostrare di avere la capacità di: organizzare discorsivamente la conoscenza delle principali leggi della chimica; ragionare in maniera critica sui principali fenomeni chimici; esporre con competenza gli argomenti studiati mediante l'impiego di lessico specialistico e terminologia scientifica.</li><li>• <i>Conoscenza e capacità di comprensione applicate:</i> Elementi di valutazione della prova scritta sono la correttezza dei risultati numerici corredati da una esplicitazione dei procedimenti utilizzati per ottenerli, la coerenza scientifica tra risultati interdipendenti e la relativa unità di misura delle grandezze</li></ul>



	<p>fisiche utilizzate.</p> <ul style="list-style-type: none"><li>• <i>Autonomia di giudizio:</i> Sarà valutata la capacità dello studente di affrontare un problema chimico, come ad esempio la possibilità che una reazione chimica possa avvenire o meno.</li><li>• <i>Abilità comunicative:</i> Il colloquio orale prevede, oltre alla discussione della prova scritta, un minimo di due domande sugli argomenti trattati. Elementi di valutazione della prova orale sono il rigore qualitativo e quantitativo dell'esposizione delle definizioni, delle leggi e delle dimostrazioni effettuate, il grado di approfondimento degli argomenti nonché la capacità dello studente di correlare aspetti diversi di un fenomeno chimico.</li><li>• <i>Capacità di apprendere:</i> Sarà valutata sia dalle risposte delle domande aperte dello scritto (compreso la modalità di risoluzione di problemi chimici) che durante il colloquio orale che prevede almeno un minimo di due domande sugli argomenti trattati durante il corso.</li></ul>
Criteria di misurazione dell'apprendimento e di attribuzione del voto finale	<p>Il voto finale delle prove è attribuito in trentesimi. Si può accedere all'orale quando il voto dello scritto è maggiore o uguale a 15/30, come da regolamento del corso di laurea. Il voto finale viene calcolato tenendo presente sia il voto della prova scritta e sia l'andamento della prova orale. L'esame si intende superato quando il voto finale è maggiore o uguale a 18.</p> <p>Nel caso di svolgimento di prove parziali (esoneri), il voto dello scritto sarà composta dalla media ponderata dei voti delle due prove scritte, i criteri per accedere alla prova orale (che verte su TUTTO il programma) sono quelli riportati sopra.</p>
<b>Altro</b>	