UNIVERSITÀ DEGLI STUDI DI PALERMO

DIPARTIMENTO	Scienze e Tecnologie Biologiche, Chimiche e Farmaceutiche
ANNO ACCADEMICO OFFERTA	2019/2020
ANNO ACCADEMICO EROGAZIONE	2019/2020
CORSO DILAUREA MAGISTRALE A CICLO UNICO	CHIMICA E TECNOLOGIA FARMACEUTICHE
INSEGNAMENTO	CHIMICA GENERALE ED INORGANICA
TIPO DI ATTIVITA'	A
AMBITO	50324-Discipline Chimiche
CODICE INSEGNAMENTO	01900
SETTORI SCIENTIFICO-DISCIPLINARI	CHIM/03
DOCENTE RESPONSABILE	GIRASOLO MARIA ASSUNTA Ricercatore Univ. di PALERMO
ALTRI DOCENTI	
CFU	8
NUMERO DI ORE RISERVATE ALLO STUDIO PERSONALE	132
NUMERO DI ORE RISERVATE ALLA DIDATTICA ASSISTITA	68
PROPEDEUTICITA'	
MUTUAZIONI	
ANNO DI CORSO	1
PERIODO DELLE LEZIONI	1° semestre
MODALITA' DI FREQUENZA	Facoltativa
TIPO DI VALUTAZIONE	Voto in trentesimi
ORARIO DI RICEVIMENTO DEGLI STUDENTI	**GIRASOLO MARIA ASSUNTA** Martedì 12:00 13:00 Studio 0/A8, viale delle Scienze, Edificio 17 Giovedì 12:00 13:00 Studio 0/A8, viale delle Scienze, Edificio 17 Venerdì 12:00 13:00 Studio 0/A8, viale delle Scienze, Edificio 17

DOCENTE: Prof.ssa MARIA ASSUNTA GIRASOLO

PREREQUISITI	Il corso si propone di poter essere fruito anche da coloro che non hanno pregresse conoscenze di chimica. Tuttavia, per la natura delle spiegazioni che saranno fornite, è importante che gli studenti abbiano già conoscenza di alcuni fondamenti della matematica, della fisica e della chimica che possono essere acquisiti nei corsi di studio delle scuole superiori.
RISULTATI DI APPRENDIMENTO ATTESI	Conoscenza e capacita' di comprensione Acquisizione degli strumenti avanzati per lo sviluppo di studi volti a chiarire i principi di base della chimica generale ed inorganica e dare concetti chimici fondamentali e propedeutici ad altri corsi. Capacita' di utilizzare il linguaggio specifico proprio di questa disciplina. Capacita' di applicare conoscenza e comprensione Capacita' di riconoscere, ed applicare autonomamente le conoscenze della chimica utili ad acquisire familiarita' con l'approccio scientifico alla soluzione dei problemi. Autonomia di giudizio Essere in grado di valutare le applicazioni in campo teorico ed analitico degli argomenti trattati. Abilita' comunicative Capacita' di esporre i risultati degli studi anche ad un pubblico non esperto. Essere in grado di illustrare l'importanza ed evidenziare il ruolo della chimica nell'ambito non solo farmaceutico ma sociale. Capacita' d'apprendimento Capacita' di aggiornamento con la consultazione delle pubblicazioni scientifiche riguardanti i principi basilari della chimica e le loro applicazioni in campo biochimico e farmaceutico.
VALUTAZIONE DELL'APPRENDIMENTO	La verifica dell'apprendimento consiste in una prova scritta ed una prova orale. Se la prova scritta risulta sufficiente (≥ 18/30), lo studente e' ammesso all'orale. La prova scritta, della durata di due ore, comprende un minimo di cinque esercizi riguardanti sia la parte generale del corso che esercizi di stechiometria e tende ad accertare il possesso delle abilita, capacita' e competenze previste. La prova orale consiste in un colloquio volto a verificare l'acquisita padronanza del linguaggio chimico di base ed una esposizione di argomenti scelti fra i principali del corso. Per quanto attiene alla verifica delle conoscenze, verra' richiesta la capacita' di stabilire connessioni tra i contenuti (teorie, modelli, strumenti, ecc.) oggetto del corso. L'esaminando dovra' rispondere a minimo due/tre domande poste oralmente, su tutte le parti oggetto del programma. Il punteggio della prova d'esame viene attribuito mediante un voto espresso in trentesimi. Nella valutazione, la Commissione porra' attenzione a quanto l'esposizione del Candidato e' stata guidata dalla padronanza di un metodo di ragionamento. La valutazione finale sara' formulata a partire dal voto di 18/30, conferito quando le conoscenze/competenze della materia sono almeno elementari, fino al voto di 30/30 con eventuale lode, quando le conoscenze/ competenze sono eccellenti. Per superare l'esame, ottenere quindi un voto non inferiore a 18/30, lo studente deve dimostrare un raggiungimento elementare degli obiettivi. Gli obiettivi raggiunti si considerano elementari quando l'esaminando/a dimostra di avere acquisito una conoscenza di base degli argomenti descritti nel programma, e' in grado di operare minimi collegamenti fra di loro, dimostra di avere acquisito una limitata autonomia di giudizio; il suo linguaggio e' sufficiente a comunicare con gli esaminatori. Per conseguire un punteggio pari a 30/30 e lode, lo studente deve invece dimostrare di aver raggiunto in maniera eccellente gli obiettivi previsti. Gli obiettivi raggiunti si considerano eccellenti quando l'esaminando/a ha acquisito la piena conoscenza degli argomenti del programma, dimostra di saper applicare la conoscenza acquisita anche in contesti differenti /nuovi/ avanzati rispetto a quelli propri dell'insegnamento, si esprime con competenza lessicale anche nell'ambito del linguaggio specifico di riferimento ed e in grado di elaborare ed esprimere giudizi autonomi fondati sulle conoscenze acquisite. Gli studenti in corso avranno la possibilita' di fare una prova scritta "in itinere" sulla prima parte del programma con domande a risposta multiple. Le abilita' e le conoscenze dell'esaminando vengono testate attraverso la scelta delle risposte ritenute esatte tra quelle offerte ad ogni quesito, che consente di determinare a priori, cioe' al momento della costruzione della prova, il punteggio da assegnarsi a ciascuna domanda a seconda che la risposta risulti esatta, sbagliata od omessa. L'esame scritto finale sara' completato da tutti gli altri argomenti del programma. Nel caso in cui lo studente non superera' l'esame finale, la prova "in itinere" si considera decaduta.
OBIETTIVI FORMATIVI	L'obiettivo formativo previsto e' quello di fare acquisire allo studente le competenze necessarie per comprendere i principi di base della chimica generale ed inorganica, affrontare lo studio della materia in relazione alla sua

	composizione, struttura, reattivita' e proprieta. Lo studente, inoltre, deve avere acquisito indicazioni sul percorso da seguire per risolvere problemi dal punto di vista teorico.
ORGANIZZAZIONE DELLA DIDATTICA	Lezioni frontali, Esercitazioni numeriche in aula
TESTI CONSIGLIATI	1)Kotz, Treichel,Weaver "CHIMICA", EdiSES 2) Kelter, Mosher, Scott "CHIMICA La scienza della vita", EdiSES 3)Oxtoby, Gillis, Campion ″CHIMICA MODERNA″, EdiSES 4)Whitten, Davis, Peck, Stanley ″CHIMICA GENERALE″, Piccin 5)M.S.Silberberg "CHIMICA", McGraw Hill 6) M.Cacace, F.Schiavello – ″STECHIOMETRIA″ – Ed. Bulzoni 7)M.Giomini, E.Balestrieri, M.Giustini ″FONDAMENTI DI STECHIOMETRIA″, EdiSES 8)P.Giannoccaro,S.Doronzo ″ELEMENTI DI STECHIOMETRIA″, EdiSES

PROGRAMMA

ORE	Lezioni
1	Obiettivi ed organizzazione del corso
6	Elementi, composti, e miscele: uno sguardo d'insieme dal punto di vista atomico. Cenni allo sviluppo storico della teoria atomica della materia – Legge della conservazione della massa - Scoperta dell'elettrone e delle sue proprieta' – Scoperta del nucleo atomico - Struttura dell'atomo - Numero atomico, numero di massa – Isotopi e masse atomiche degli elementi – La spettrometria di massa
6	Stechiometria:relazioni quantita-massa-numero nei sistemi chimici La mole – Definizione della mole – Numero di Avogadro – Massa molare – Densita' e % in peso - Interconversione di quantita' di sostanza, massa e numero di entita' chimiche - Percentuale in massa ottenuta dalla formula chimica – Formule empiriche – Formule molecolari – Analisi per combustione. Calcolo delle quantita' di reagenti e di prodotti Rapporti molari stechiometricamente equivalenti ottenuti dall'equazione bilanciata - Reazioni chimiche a cui partecipa un reagente limitante – Reazioni chimiche in pratica:resa teorica, resa effettiva e resa percentuale.
2	Nomenclatura dei composti e reazioni chimiche Numero di ossidazione – Classificazione e nomenclatura dei composti inorganici. Idruri e ossidi. Idrossidi. Sali. Ioni.
9	Teoria quantistica e struttura atomica Cenni sulle radiazioni elettromagnetiche – Modello atomico planetario e spettri atomici – Il modello di Bohr dell'atomo di idrogeno – Postulato di de Broglie. Principio di indeterminazione di Heisenberg – Il modello quanto-meccanico dell'atomo – Soluzioni dell'equazione di Schrödinger per l'idrogeno – Numeri quantici di un orbitale atomico – Descrizione degli orbitali atomici – Atomi polielettronici – Principio di esclusione di Pauli e regola di Hund – Configurazioni elettroniche degli elementi della Tavola Periodica – Principio di aufbau – Struttura elettronica e Tavola periodica degli elementi – Proprieta' periodiche.
5	Stechiometria delle reazioni in soluzione Espressione della concentrazione in termini di molarita' – Conversioni quantita-massa-numero che implicano soluzioni – Preparazione e diluizione di soluzioni molari – Stechiometria delle reazioni chimiche in soluzione. Normalita'. Equivalenti. L'acqua: il solvente piu' comune. Natura delle soluzioni acquose: elettroliti forti e deboli – Entalpia di soluzione - Concentrazioni delle soluzioni – Preparazione di soluzioni a concentrazione nota – Diluizione delle soluzioni - Reazioni acido-base – Reazioni di precipitazione - Reazioni di ossido-riduzione – Bilanciamento delle reazioni di ossido-riduzione – Peso equivalente per acidi, basi e per sostanze ossidanti e riducenti. Rapporti quantitativi tra le sostanze che partecipano ad una reazione.
8	Legame chimico Legame ionico. Energia reticolare - Legame covalente. Teoria a coppia di elettroni (teoria di Lewis). Strutture di Lewis. Eccezioni alla regola dell'ottetto. Cariche formali. Strutture di risonanza. Legame covalente-polare. Geometria molecolare secondo la teoria VSEPR – Teoria del legame di valenza (teoria VB). Geometria molecolare secondo la teoria degli orbitali ibridi. Legami multipli nelle molecole organiche secondo la teoria VB - Teoria dell'orbitale molecolare (teoria MO) e delocalizzazione elettronica – Legame metallico - Forze intermolecolari – Legame a idrogeno.
9	Equilibrio chimico Equilibri nei sistemi omogenei – La condizione di equilibrio – La costante di equilibrio – Equilibri eterogenei implicanti fasi gassose – Quoziente di reazione – Spostamento dell'equilibrio. Principio di Le Châtelier – Pressioni parziali e costante di equilibrio – Equilibri eterogenei – Natura degli acidi e delle basi.Teoria di Brönsted e Lowry. Teoria di Lewis – Forza degli acidi e delle basi – Autoionizzazione dell'acqua. Prodotto ionico dell'acqua – Scala di pH – Calcolo del pH di soluzioni acquose di acidi e basi forti – Calcolo del pH di soluzioni acquose di acidi e basi deboli – Grado di dissociazione - Dissociazione percentuale – Calcolo di Ka da una misura di pH – Proprieta' acido-base dei sali: idrolisi – Sali che producono soluzioni neutre – Sali che producono soluzioni basiche - Sali che producono soluzioni acide – Soluzioni tampone – Calcolo del pH delle soluzioni tampone - Equazione di Henderson-Hasselbalch Curve di titolazione per acidi e basi forti - Curve di titolazione per acidi e basi deboli – Tipi comuni di indicatori acido-base Equilibri di solubilita' Il Prodotto di solubilita', Kps – Solubilita' di un precipitato in acqua pura – Effetto dello ione in comune sulla solubilita' di un precipitato – Il quoziente di reazione nelle reazioni di precipitazione – Solubilita' in funzione del pH

PROGRAMMA

ORE	Lezioni
2	Proprieta' colligative Abbassamento della tensione di vapore di una soluzione e legge di Raoult – Innalzamento del punto di ebollizione – Abbassamento del punto di congelamento – Diagramma di stato di H2O – Pressione osmotica – Proprieta' colligative delle soluzioni elettrolitiche:fattore di van't Hoff (i)
4	Termodinamica chimica - Il Primo principio della Termodinamica – La variazione di Entalpia – Equazioni termochimiche – Stati standard e variazioni di Entalpia standard – La legge di Hess – La variazione di Energia interna – Relazione tra H e E – Spontaneita' delle trasformazioni fisiche e chimiche – Il Secondo principio della Termodinamica – L'Entropia, S – La variazione di Energia libera, G, e la spontaneita' di una reazione – Relazione tra G° e costante di equilibrio – Calcolo delle costanti di equilibrio a temperature diverse
2	Elettrochimica – Celle galvaniche – Potenziali di elettrodo standard, E° – Potenziale elettrodico – Effetto della concentrazione sui potenziali di elettrodo: equazione di Nernst
2	Cinetica chimica La velocita' di reazione – Fattori che influenzano la velocita' di reazione – Concentrazione in funzione del tempo – La teoria degli urti – La teoria dello stato di transizione –Meccanismi di reazione ed espressione della legge cinetica – La temperatura:l'equazione di Arrhenius – Catalizzatori

ORE	Esercitazioni
3	Bilanciamento delle reazioni di ossido-riduzione - Dismutazione - Reazioni redox – Numeri di ossidazione – Formule di struttura di composti organici e bilanciamento redox - Ioni tionato e tetrationato
4	Calcolo del pH di soluzioni acquose di acidi e basi forti – Calcolo del pH di soluzioni acquose di acidi e basi deboli – Grado di dissociazione - Dissociazione percentuale – Calcolo di Ka da una misura di pH – Proprieta' acido-base dei sali: idrolisi – Sali che producono soluzioni neutre – Sali che producono soluzioni basiche - Sali che producono soluzioni acide – Soluzioni tampone – Calcolo del pH delle soluzioni tampone - Equazione di Henderson-Hasselbalch - Calcolo del pH nelle titolazioni di acido forte - base forte e acido debole - base debole - Calcolo del pH di Anfoliti – Curva di titolazione per acidi diprotici
2	Calcoli di solubilita'
1	Esercitazioni numeriche con le proprieta' colligative
2	Calcolo del potenziale di una cella elettrochimica – Calcolo delle costanti di equilibrio redox – Relazione tra E °cella, variazione dell' energia libera e K