

FACOLTÀ	Farmacia
ANNO ACCADEMICO	2013/2014
CORSO DI LAUREA MAGISTRALE A CICLO UNICO	Chimica e Tecnologia Farmaceutiche - 2013
INSEGNAMENTO	Chimica Generale ed Inorganica
TIPO DI ATTIVITÀ	Base
AMBITO DISCIPLINARE	Discipline chimiche
CODICE INSEGNAMENTO	01900
ARTICOLAZIONE IN MODULI	NO
NUMERO MODULI	
SETTORI SCIENTIFICO DISCIPLINARI	CHIM/03
DOCENTE RESPONSABILE	M. Assunta Girasolo Ricercatore confermato Università di Palermo
CFU	8
NUMERO DI ORE RISERVATE ALLO STUDIO PERSONALE	140
NUMERO DI ORE RISERVATE ALLE ATTIVITÀ DIDATTICHE ASSISTITE	60
PROPEDEUTICITÀ	Nessuna
ANNO DI CORSO	PRIMO
SEDE DI SVOLGIMENTO DELLE LEZIONI	Facoltà di Farmacia
ORGANIZZAZIONE DELLA DIDATTICA	Lezioni frontali, Esercitazioni in aula
MODALITÀ DI FREQUENZA	Facoltativa
METODI DI VALUTAZIONE	Prova Scritta, Prova Orale
TIPO DI VALUTAZIONE	Voto in trentesimi
PERIODO DELLE LEZIONI	primo semestre
CALENDARIO DELLE ATTIVITÀ DIDATTICHE	http://portale.unipa.it/facolta/farmacia/corsi_di_laurea/
ORARIO DI RICEVIMENTO DEGLI STUDENTI	Martedì, giovedì e venerdì 12-13

RISULTATI DI APPRENDIMENTO ATTESI

Conoscenza e capacità 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. Capacità di utilizzare il linguaggio specifico proprio di questa disciplina.

Capacità di applicare conoscenza e comprensione

Capacità di riconoscere, ed applicare autonomamente le conoscenze della chimica utili ad acquisire familiarità 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.

Abilità comunicative

Capacità 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.

Capacità d'apprendimento

Capacità di aggiornamento con la consultazione delle pubblicazioni scientifiche riguardanti i principi basilari della chimica e le loro applicazioni in campo biochimico e farmaceutico.

OBIETTIVI FORMATIVI DEL CORSO

L'obiettivo formativo previsto è 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, reattività e proprietà. Lo studente, inoltre, deve avere acquisito indicazioni sul percorso da seguire per risolvere problemi dal punto di vista teorico.

CORSO	CHIMICA GENERALE ED INORGANICA
ORE FRONTALI	LEZIONI FRONTALI
1	Obiettivi ed organizzazione del corso
4	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 proprietà – Scoperta del nucleo atomico - Struttura dell'atomo
4	Stechiometria: relazioni quantità-massa-numero nei sistemi chimici Calcolo delle quantità di reagenti e di prodotti
2	Nomenclatura dei composti e reazioni chimiche
8	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 – Proprietà periodiche.
4	Stechiometria delle reazioni in soluzione Espressione della concentrazione in termini di molarità – Conversioni quantità-massa-numero che implicano soluzioni – Preparazione e diluizione di soluzioni molari – Stechiometria delle reazioni chimiche in soluzione. Normalità. Equivalenti. L'acqua: il solvente più 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.
6	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 Brønsted 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 K_a da una misura di pH – Proprietà acido-base dei sali: idrolisi –

	<p>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</p> <p>Curve di titolazione per acidi e basi forti - Curve di titolazione per acidi e basi deboli – Tipi comuni di indicatori acido-base</p> <p>Equilibri di solubilità</p> <p>Il Prodotto di solubilità, K_{ps} – Solubilità di un precipitato in acqua pura – Effetto dello ione in comune sulla solubilità di un precipitato – Il quoziente di reazione nelle reazioni di precipitazione – Solubilità in funzione del pH</p>
4	<p>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 ΔH e ΔE – Spontaneità delle trasformazioni fisiche e chimiche – Il Secondo principio della Termodinamica – L'Entropia, S – La variazione di Energia libera, ΔG, e la spontaneità di una reazione – Relazione tra ΔG° e costante di equilibrio – Calcolo delle costanti di equilibrio a temperature diverse</p>
3	<p>Proprietà colligative</p> <p>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 H_2O – Pressione osmotica – Proprietà colligative delle soluzioni elettrolitiche: <i>fattore di van 't Hoff (i)</i></p> <p>Elettrochimica – Celle galvaniche – Potenziali di elettrodo standard, E° – Potenziale elettrodico – Effetto della concentrazione sui potenziali di elettrodo: equazione di Nernst – Calcolo del potenziale di una cella elettrochimica – Calcolo delle costanti di equilibrio redox – Relazione tra E°_{cella}, ΔG° e K</p>
4	<p>Cinetica chimica</p> <p>La velocità di reazione – Fattori che influenzano la velocità 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</p>
ESERCITAZIONI IN AULA	
12	<p>Esercitazioni numeriche effettuate per l'acquisizione di un metodo per la risoluzione dei calcoli.</p>
TESTI CONSIGLIATI	<ol style="list-style-type: none"> 1) Kotz, Treichel, Weaver "CHIMICA", EdiSES 2) Oxtoby, Gillis, Campion "CHIMICA MODERNA", EdiSES 3) Whitten, Davis, Peck, Stanley "CHIMICA GENERALE", Piccin 4) M.Cacace, F.Schiavello – "STECCHIOMETRIA" – Ed. Bulzoni 5) M.Giomini, E.Balestrieri, M.Giustini "FONDAMENTI DI STECCHIOMETRIA", EdiSES 6) P.Giannoccaro, S.Doronzo "ELEMENTI DI STECCHIOMETRIA", EdiSES