

<b>FACOLTÀ</b>	Farmacia
<b>ANNO ACCADEMICO</b>	2012/2013
<b>CORSO DI LAUREA MAGISTRALE A CICLO UNICO</b>	Chimica e Tecnologia Farmaceutiche
<b>INSEGNAMENTO</b>	Chimica Generale ed Inorganica
<b>TIPO DI ATTIVITÀ</b>	Base
<b>AMBITO DISCIPLINARE</b>	Discipline chimiche
<b>CODICE INSEGNAMENTO</b>	01900
<b>ARTICOLAZIONE IN MODULI</b>	NO
<b>NUMERO MODULI</b>	
<b>SETTORI SCIENTIFICO DISCIPLINARI</b>	CHIM/03
<b>DOCENTE RESPONSABILE</b>	M. Assunta Girasolo Ricercatore confermato Università di Palermo
<b>CFU</b>	8
<b>NUMERO DI ORE RISERVATE ALLO STUDIO PERSONALE</b>	140
<b>NUMERO DI ORE RISERVATE ALLE ATTIVITÀ DIDATTICHE ASSISTITE</b>	60
<b>PROPEDEUTICITÀ</b>	Nessuna
<b>ANNO DI CORSO</b>	PRIMO
<b>SEDE DI SVOLGIMENTO DELLE LEZIONI</b>	Facoltà di Farmacia
<b>ORGANIZZAZIONE DELLA DIDATTICA</b>	Lezioni frontali, Esercitazioni in aula
<b>MODALITÀ DI FREQUENZA</b>	Facoltativa
<b>METODI DI VALUTAZIONE</b>	Prova Scritta, Prova Orale
<b>TIPO DI VALUTAZIONE</b>	Voto in trentesimi
<b>PERIODO DELLE LEZIONI</b>	primo semestre
<b>CALENDARIO DELLE ATTIVITÀ DIDATTICHE</b>	mar e gio 10.30-13 aula via Rudinì
<b>ORARIO DI RICEVIMENTO DEGLI STUDENTI</b>	mar gio 13-14 ven 12-13 da Gennaio mar gio e ven 12-13
<b>RISULTATI DI APPRENDIMENTO ATTESI</b> <b>Conoscenza e capacità di comprensione</b> 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. <b>Capacità di applicare conoscenza e comprensione</b> Capacità di riconoscere, ed applicare autonomamente le conoscenze della chimica utili ad acquisire familiarità con l'approccio scientifico alla soluzione dei problemi. <b>Autonomia di giudizio</b> Essere in grado di valutare le applicazioni in campo teorico ed analitico degli argomenti trattati. <b>Abilità comunicative</b> 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. <b>Capacità d'apprendimento</b> 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.

<b>CORSO</b>	<b>CHIMICA GENERALE ED INORGANICA</b>
<b>ORE FRONTALI</b>	<b>LEZIONI FRONTALI</b>
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 Ka da una misura di pH – Proprietà acido-base dei sali: idrolisi – Sali che producono soluzioni neutre – Sali che producono soluzioni basiche - Sali che

	<p>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, <math>K_{ps}</math> – 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 <math>\Delta H</math> e <math>\Delta E</math> – Spontaneità delle trasformazioni fisiche e chimiche – Il Secondo principio della Termodinamica – L'Entropia, <math>S</math> – La variazione di Energia libera, <math>\Delta G</math>, e la spontaneità di una reazione – Relazione tra <math>\Delta G^\circ</math> 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 <math>H_2O</math> – Pressione osmotica – Proprietà colligative delle soluzioni elettrolitiche: <i>fattore di van't Hoff (i)</i></p> <p>Elettrochimica – Celle galvaniche – Potenziali di elettrodo standard, <math>E^\circ</math> – Potenziale elettrodo – 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 <math>E^\circ_{cella}</math>, <math>\Delta G^\circ</math> e <math>K</math></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>
<b>ESERCITAZIONI IN AULA</b>	
12	<p>Esercitazioni numeriche effettuate per l'acquisizione di un metodo per la risoluzione dei calcoli.</p>
<b>TESTI CONSIGLIATI</b>	<ol style="list-style-type: none"> <li>1) Kotz, Treichel, Weaver "CHIMICA", EdiSES</li> <li>2) Oxtoby, Gillis, Campion "CHIMICA MODERNA", EdiSES</li> <li>3) Whitten, Davis, Peck, Stanley "CHIMICA GENERALE", Piccin</li> <li>4) M.Cacace, F.Schiavello – "STECIOMETRIA" – Ed. Bulzoni</li> <li>5) M.Giomini, E.Balestrieri, M.Giustini "FONDAMENTI DI STECIOMETRIA", EdiSES</li> <li>6) P.Giannoccaro, S.Doronzo "ELEMENTI DI STECIOMETRIA", EdiSES</li> </ol>