

|   |  |
|---|--|
| <b>SCUOLA</b>   | delle Scienze di Base e Applicate                                      |
| <b>ANNO ACCADEMICO</b>  | 2014/2015  |
| <b>CORSO DI LAUREA MAGISTRALE A CICLO UNICO</b>                   | Chimica e Tecnologia Farmaceutiche - 2013                              |
| <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<br>Ricercatore confermato<br>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>  | I  |
| <b>SEDE DI SVOLGIMENTO DELLE LEZIONI</b>                          | Dipartimento di STEBICEF   |
| <b>ORGANIZZAZIONE DELLA DIDATTICA</b>                             | Lezioni frontali,<br>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>                       | <a href="http://offweb.unipa.it/">http://offweb.unipa.it/</a>          |
| <b>ORARIO DI RICEVIMENTO DEGLI STUDENTI</b>                       | 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.

| <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<br>Calcolo delle quantità di reagenti e di prodotti   |
| 2                   | Nomenclatura dei composti e reazioni chimiche  |
| 8                   | Teoria quantistica e struttura atomica<br>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<br>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.<br>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<br>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<br>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 – 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) <b>Kotz, Treichel, Weaver "CHIMICA", EdiSES</b></li> <li>2) <b>Oxtoby, Gillis, Campion "CHIMICA MODERNA", EdiSES</b></li> <li>3) <b>Whitten, Davis, Peck, Stanley "CHIMICA GENERALE", Piccin</b></li> <li>4) <b>M.Cacace, F.Schiavello – "STECCHIOMETRIA" – Ed. Bulzoni</b></li> <li>5) <b>M.Giomini, E.Balestrieri, M.Giustini "FONDAMENTI DI STECHIOMETRIA", EdiSES</b></li> <li>6) <b>P.Giannoccaro, S.Doronzo "ELEMENTI DI STECHIOMETRIA", EdiSES</b></li> </ol>  |