

<b>SCUOLA</b>	SCIENZE DI BASE E APPLICATE
<b>ANNO ACCADEMICO</b>	2014-2015
<b>CORSO DI LAUREA</b>	Scienze Biologiche
<b>INSEGNAMENTO</b>	<b>Fondamenti di Chimica con esercitazioni</b> (corso L-Z)
<b>TIPO DI ATTIVITÀ</b>	Base, caratterizzante
<b>AMBITO DISCIPLINARE</b>	Discipline Chimiche
<b>CODICE INSEGNAMENTO</b>	
<b>ARTICOLAZIONE IN MODULI</b>	NO
<b>NUMERO MODULI</b>	-
<b>SETTORI SCIENTIFICO DISCIPLINARI</b>	CHIM/03
<b>DOCENTE RESPONSABILE</b>	Giampaolo Barone Ricercatore Università degli Studi di Palermo
<b>CFU</b>	9 (6+ 3)
<b>NUMERO DI ORE RISERVATE ALLO STUDIO PERSONALE</b>	
<b>NUMERO DI ORE RISERVATE ALLE ATTIVITÀ DIDATTICHE ASSISTITE</b>	74 (48 + 36)
<b>PROPEDEUTICITÀ</b>	Nessuna
<b>ANNO DI CORSO</b>	I
<b>SEDE DI SVOLGIMENTO DELLE LEZIONI</b>	Aula Randazzo, Ed. 16
<b>ORGANIZZAZIONE DELLA DIDATTICA</b>	Lezioni frontali ed esercitazioni in aula
<b>MODALITÀ DI FREQUENZA</b>	Facoltativa
<b>METODI DI VALUTAZIONE</b>	Prove in itinere. Prova finale scritta e orale
<b>TIPO DI VALUTAZIONE</b>	Voto in trentesimi
<b>PERIODO DELLE LEZIONI</b>	I periodo
<b>CALENDARIO DELLE ATTIVITÀ DIDATTICHE</b>	Secondo il calendario approvato dal CdS
<b>ORARIO DI RICEVIMENTO DEGLI STUDENTI</b>	Lunedì, ore 16-17

#### **RISULTATI DI APPRENDIMENTO ATTESI**

##### **Conoscenza e capacità di comprensione**

Conoscere i principi generali per la comprensione dei fenomeni collegati con le proprietà della materia e le sue trasformazioni.

##### **Capacità di applicare conoscenza e comprensione**

Capacità di applicare i principi generali nello studio di problematiche chimiche e chimico-fisiche anche nel contesto delle scienze biologiche.

##### **Autonomia di giudizio**

Essere in grado di valutare le problematiche chimiche e chimico-fisiche inerenti le scienze biologiche. Capacità di razionalizzare e prevedere le possibili utilizzazioni delle conoscenze acquisite.

##### **Abilità comunicative**

Capacità di saper comunicare in modo chiaro e privo di ambiguità, anche a interlocutori non esperti, informazioni, problemi e soluzioni. Capacità di utilizzare il linguaggio specifico proprio della disciplina.

##### **Capacità d'apprendimento**

Avere sviluppato le capacità di apprendimento che consentono per intraprendere studi successivi con un alto grado di autonomia.

#### **OBIETTIVI FORMATIVI DEL MODULO**

Il corso si propone di fornire competenze di base nell'ambito della chimica generale, ovvero comprenderne i principi generali. Lo scopo è di permettere allo studente di affrontare lo studio della materia in relazione alla composizione e correlarne le proprietà in funzione della struttura molecolare, sia da un punto di vista

pratico che da uno teorico.

ORE FRONTALI	LEZIONI FRONTALI
4	<b>Materia.</b> Sistema internazionale di misura. Proprietà fisiche e chimiche, estensive ed intensive. Massa, volume e densità. Sostanze pure e miscugli. Fase, sistema omogeneo ed eterogeneo. Elementi e composti. L'atomo nucleare e le particelle subatomiche. Isotopi e pesi atomici. Unità di massa chimica e mole. Composizione percentuale. Formule minime e molecolari.
6	<b>Struttura elettronica degli atomi e tavola periodica degli elementi.</b> Modello atomico di Bohr. Dualismo onda-particella. Principio di indeterminazione. Gli orbitali atomici dell'idrogeno. Numeri quantici. Atomi polielettronici. Configurazioni elettroniche. Principio di <i>Aufbau</i> . Principio di esclusione di Pauli e regola di Hund. Periodicità delle proprietà fisiche: raggi atomici e raggi ionici, energia di ionizzazione, affinità elettronica. Elettronegatività.
6	<b>Legame chimico e struttura molecolare.</b> Energia di legame. Legame ionico. Legame covalente. Strutture di Lewis di molecole biatomiche e poliatomiche. Formule risonanti. Carica formale degli atomi. Parametri del legame covalente: entalpia e lunghezza di legame. Ordine di legame. Legame covalente polare. Geometria molecolare di ioni e molecole secondo il modello VSEPR. Molecole polari. Teoria del legame di valenza. Ibridazione e modello degli elettroni localizzati, legami $\sigma$ e $\pi$ .
2	<b>Principali classi di composti inorganici.</b> Numero di ossidazione. Sistema periodico con conoscenza di periodi e gruppi. Discussione di possibili valenze e legami sulla base delle configurazioni elettroniche. Cenni di nomenclatura sistematica. Composti binari con idrogeno ed ossigeno. Idrossidi e ossiacidi. Sali.
4	<b>Reazioni chimiche e loro bilanciamento.</b> Reazioni di combustione. Reazioni chimiche in soluzione acquosa. Reazioni di ossido-riduzione. Relazioni ponderali nelle reazioni chimiche.
2	<b>Stato liquido.</b> Proprietà dei liquidi. Evaporazione di un liquido e tensione di vapore. Temperatura di ebollizione e temperatura di solidificazione o di fusione.
4	<b>Soluzioni e Proprietà delle soluzioni.</b> Soluzioni di liquidi in liquidi. Soluzioni di solidi in liquidi. Unità di concentrazione, saturazione e solubilità. Soluzioni di gas in liquidi. Legge di Henry. Influenza della temperatura e della pressione sulla solubilità. Legge di Raoult. Proprietà colligative per soluzioni di non elettroliti e di elettroliti: abbassamento della tensione di vapore, abbassamento crioscopico, innalzamento ebullioscopico e pressione osmotica.
2	<b>Equilibrio chimico.</b> Legge di azione di massa. Equilibri nei sistemi omogenei ed eterogenei. $K_p$ e $K_c$ . Quoziente di reazione e costante di equilibrio. Principio di Le Chatelier: il principio dell'equilibrio mobile applicato ad equilibri.
8	<b>Equilibri in soluzione acquosa: equilibri acido-base.</b> Definizione di acido e base secondo Arrhenius, Brønsted-Lowry e Lewis. Equilibri di Brønsted. Autoprotonazione dell'acqua e scala del pH. Forza degli acidi e delle basi. Acidi poliprotici. Acidi, basi e sali in soluzione acquosa. Soluzioni tampone. Equazione di Henderson-Hasselbach. Idrolisi. Titolazioni acido-base. Indicatori.
4	<b>Equilibri in soluzione acquosa: equilibri di solubilità.</b> Equilibri con sali poco solubili. Solubilità e prodotto di solubilità. Precipitazione e dissoluzione. Effetto dello ione in comune sulla solubilità. Solubilità, pH, ioni complessi.

6	<p><b>Elettrochimica: celle galvaniche ed elettrolisi.</b> Pila Daniell. Potenziale dell'elettrodo. Equazione di Nernst e f.e.m. di una pila. Tipi di elettrodi: elettrodi di prima specie, elettrodi di seconda specie e elettrodi redox. Elettrodo standard ad idrogeno. Potenziali elettrochimici standard. Elettrodo a vetro. pH-metro. Pile a concentrazione.</p> <p>Elettrolisi: le leggi di Faraday. Elettrolisi dell'acqua e del cloruro di sodio allo stato fuso e in soluzione acquosa.</p>
---	---

<b>ESERCITAZIONI</b>	
2	La mole. Reazioni chimiche e loro bilanciamento.
4	Relazioni ponderali nelle reazioni chimiche.
2	Le soluzioni, concentrazione delle soluzioni.
4	Proprietà colligative per soluzioni di non elettroliti e di elettroliti.
2	Equilibrio chimico omogeneo ed eterogeneo
6	Equilibrio chimico in soluzione acquosa: soluzioni di acidi, basi e sali. Elettroliti anfoteri.
4	Soluzioni tampone. Idrolisi.
4	Titolazioni acido-base.
4	Equilibri con sali poco solubili. Solubilità e prodotto di solubilità. Precipitazione e dissoluzione. Effetto dello ione in comune sulla solubilità.
4	Elettrochimica

<b>TESTI CONSIGLIATI</b>	<p><b>Chimica Generale:</b>  McQuarrie et al., Chimica Generale, Zanichelli  Kotz et al., Chimica, EdiSES  Manotti Lanfredi et al., Fondamenti di Chimica, CEA  Bandoli et al., Chimica di base, EdiSES  Bertani et al., Chimica Generale e Inorganica, CEA</p> <p><b>Esercitazioni numeriche:</b>  Cacace et al., Stechiometria, Bulzoni  Giomini et al., Fondamenti di stechiometria, EdiSES</p>
------------------------------	--