



UNIVERSITÀ DEGLI STUDI DI PALERMO

DIPARTIMENTO	Scienze e Tecnologie Biologiche, Chimiche e Farmaceutiche		
ANNO ACCADEMICO OFFERTA	2015/2016		
ANNO ACCADEMICO EROGAZIONE	2015/2016		
CORSO DILAUREA	SCIENZE BIOLOGICHE		
INSEGNAMENTO	CHIMICA GENERALE CON ESERCITAZIONI		
TIPO DI ATTIVITA'	A		
AMBITO	50024-Discipline chimiche		
CODICE INSEGNAMENTO	18246		
SETTORI SCIENTIFICO-DISCIPLINARI	CHIM/03		
DOCENTE RESPONSABILE	BARONE GIAMPAOLO	Professore Ordinario	Univ. di PALERMO
	FIORE TIZIANA	Ricercatore	Univ. di PALERMO
ALTRI DOCENTI			
CFU	9		
NUMERO DI ORE RISERVATE ALLO STUDIO PERSONALE	141		
NUMERO DI ORE RISERVATE ALLA DIDATTICA ASSISTITA	84		
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	BARONE GIAMPAOLO Martedì 15:00 17:00 Sede del Consorzio Universitario, corso Vittorio Emanuele, 92, 93100 Caltanissetta Mercoledì 15:00 17:00 Studio del docente, viale delle Scienze, Edificio 17, 90128 Palermo FIORE TIZIANA Martedì 11:00 13:00 Studio T. Fiore (Edificio 17, Dip. di Fisica e Chimica)		

DOCENTE: Prof. GIAMPAOLO BARONE- Lettere A-K

PREREQUISITI	
RISULTATI DI APPRENDIMENTO ATTESI	<p>Conoscenza e capacità di comprensione: Conoscere i principi generali per la comprensione dei fenomeni collegati con le proprietà della materia e le sue trasformazioni.</p> <p>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.</p> <p>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.</p> <p>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.</p> <p>Capacità d'apprendimento: Avere sviluppato le capacità di apprendimento che consentono per intraprendere studi successivi con un alto grado di autonomia.</p>
VALUTAZIONE DELL'APPRENDIMENTO	Prove in itinere. Prova finale scritta e orale
OBIETTIVI FORMATIVI	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 di correlarne le proprietà in funzione della struttura molecolare, sia da un punto di vista pratico che da uno teorico.
ORGANIZZAZIONE DELLA DIDATTICA	Lezioni frontali ed esercitazioni in aula
TESTI CONSIGLIATI	<p>Chimica Generale: McQuarrie et al., Chimica Generale, Zanichelli Kotz et al., Chimica, Edises Bandoli et al., Chimica di base, Edises Chang e Goldsby, Fondamenti di Chimica Generale, McGraw-Hill</p> <p>Esercitazioni numeriche: Cacace et al., Stechiometria, Bulzoni Giomini et al., Fondamenti di stechiometria, Edises</p>

PROGRAMMA

ORE	Lezioni
4	Materia. 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.
4	Struttura elettronica degli atomi e tavola periodica degli elementi. Modello atomico di Bohr. Dualismo onda-particella. Principio di indeterminazione. Gli orbitali atomici dell'idrogeno. Numeri quantici. Atomi polielettronici. Configurazioni elettroniche. Principio di Aufbau. 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	Legame chimico e struttura molecolare. 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-greco.
2	Principali classi di composti inorganici. 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	Reazioni chimiche e loro bilanciamento. Reazioni di combustione. Reazioni chimiche in soluzione acquosa. Reazioni di ossido-riduzione. Relazioni ponderali nelle reazioni chimiche.
2	Termochimica. Energia e reazioni chimiche: il principio di conservazione dell'energia. Calore e lavoro, reazioni esotermiche ed endotermiche, primo principio della termodinamica. Energia interna ed entalpia, variazioni di entalpia nelle reazioni chimiche. Legge di Hess, entalpia standard di formazione.
2	Stato gassoso. Legge dei gas ideali. Forze intermolecolari e gas reali. Legame a idrogeno. Diagrammi di stato.
2	Stato liquido. Proprietà dei liquidi. Evaporazione di un liquido e tensione di vapore. Temperatura di ebollizione e temperatura di solidificazione o di fusione.
4	Soluzioni e Proprietà delle soluzioni. Soluzioni di liquidi in liquidi e 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 di un gas. 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.
4	Equilibrio chimico. 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.

PROGRAMMA

ORE	Lezioni
4	Equilibri in soluzione acquosa: equilibri acido-base. Definizione di acido e base secondo Arrhenius, Brønsted-Lowry e Lewis. Scala del pH. Forza degli acidi e delle basi. Acidi, basi e sali in soluzione acquosa. Idrolisi. Soluzioni tampone. Titolazioni acido-base. Indicatori.
4	Equilibri in soluzione acquosa: equilibri di solubilità. Equilibri eterogenei con sali poco solubili. Solubilità e prodotto di solubilità. Precipitazione e dissoluzione. Effetto dello ione in comune sulla solubilità. Solubilità, pH, ioni complessi.
6	Elettrochimica: celle galvaniche ed elettrolisi. Pila Daniell. Potenziale dell'elettrodo. Equazione di Nernst e f.e.m. di una pila. Elettrodo standard ad idrogeno. Potenziali elettrochimici standard. Elettrodo a vetro. pHmetro. Pile a concentrazione. Elettrolisi: le leggi di Faraday.
ORE	Esercitazioni
2	La mole. Reazioni chimiche e loro bilanciamento.
4	Relazioni ponderali nelle reazioni chimiche.
2	Formule di Lewis e legame chimico, struttura tridimensionale di molecole.
2	Gas ideali.
2	Le soluzioni, concentrazione delle soluzioni.
4	Proprietà colligative per soluzioni di non elettroliti e di elettroliti.
2	Termochimica e legge di Hess.
4	Equilibrio chimico omogeneo ed eterogeneo.
6	Equilibrio chimico in soluzione acquosa: soluzioni di acidi, basi e sali. Soluzioni tampone, 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.

DOCENTE: Prof.ssa TIZIANA FIORE- Lettere L-Z

PREREQUISITI	
RISULTATI DI APPRENDIMENTO ATTESI	<p>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.</p>
VALUTAZIONE DELL'APPRENDIMENTO	Prove in itinere. Prova finale scritta e orale
OBIETTIVI FORMATIVI	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.
ORGANIZZAZIONE DELLA DIDATTICA	Lezioni frontali ed esercitazioni in aula
TESTI CONSIGLIATI	<p>CHIMICA GENERALE: 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>ESERCITAZIONI NUMERICHE: Cacace et al., Stechiometria, Bulzoni Giomini et al., Fondamenti di stechiometria, EdiSES</p>

PROGRAMMA

ORE	Lezioni
4	Materia. 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	Struttura elettronica degli atomi e tavola periodica degli elementi. Modello atomico di Bohr. Dualismo onda-particella. Principio di indeterminazione. Gli orbitali atomici dell'idrogeno. Numeri quantici. Atomi polielettronici. Configurazioni elettroniche. Principio di Aufbau. 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	Legame chimico e struttura molecolare. 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 σ e π .
4	Principali classi di composti inorganici. 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.
2	Reazioni chimiche e loro bilanciamento. Reazioni di combustione. Reazioni chimiche in soluzione acquosa. Reazioni di ossido-riduzione. Relazioni ponderali nelle reazioni chimiche.
2	Stati di aggregazione della materia. Stato liquido. Proprietà dei liquidi. Evaporazione di un liquido e tensione di vapore. Temperatura di ebollizione e temperatura di solidificazione o di fusione.
4	Soluzioni e Proprietà delle soluzioni. 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	Equilibrio chimico. 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.

PROGRAMMA

ORE	Lezioni
11	Equilibri in soluzione acquosa: equilibri acido-base. 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.
3	Equilibri in soluzione acquosa: equilibri di solubilità. Equilibri con sali poco solubili. Solubilità e prodotto di solubilità. Precipitazione e dissoluzione. Effetto dello ione in comune sulla solubilità. Solubilità, pH, ioni complessi.
4	Elettrochimica: celle galvaniche ed elettrolisi. 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. Elettrolisi: le leggi di Faraday. Elettrolisi dell'acqua e del cloruro di sodio allo stato fuso e in soluzione acquosa.

ORE	Esercitazioni
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