

FACOLTÀ	Scienze MM.FF.NN
ANNO ACCADEMICO	2012-2013
CORSO DI LAUREA	Biotechnologie (cod.2075)
INSEGNAMENTO	CHIMICA GENERALE E INORGANICA
DI ATTIVITÀ	Base
AMBITO DISCIPLINARE	Discipline chimiche
CODICE INSEGNAMENTO	01900
ARTICOLAZIONE IN MODULI	NO
SETTORI SCIENTIFICO DISCIPLINARI	CHIM/03
DOCENTE RESPONSABILE	Fontana Alberta Ricercatore confermato Università di Palermo
CFU	7
NUMERO DI ORE RISERVATE ALLO STUDIO PERSONALE	111
NUMERO DI ORE RISERVATE ALLE ATTIVITÀ DIDATTICHE ASSISTITE	64
PROPEDEUTICITÀ	Nessuna
ANNO DI CORSO	Primo anno
SEDE DI SVOLGIMENTO DELLE LEZIONI	Aula A, il polo didattico C.so Tukory n° 131 , III piano, Palermo.
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	Consultare il calendario didattico 2012-2013 sul sito del CdL. http://www.scienze.unipa.it/biotechnologie/biotechno/cdl_calendari.php .
ORARIO DI RICEVIMENTO DEGLI STUDENTI	Ogni Mercoledì, dalle ore 15:00 alle 18:00 presso il Dip. di Chimica, Viale delle Scienze, Ed. 17, Palermo

RISULTATI DI APPRENDIMENTO ATTESI

Conoscenza e capacità di comprensione:

Conoscenza delle principali leggi della Chimica generale e loro applicazione alla soluzione di semplici problemi; conoscenza e comprensione della struttura atomica e delle proprietà periodiche degli elementi; conoscenza e comprensione delle caratteristiche chimico-strutturali della materia nei diversi stati di aggregazione; acquisizione della capacità di correlare la struttura chimica dei materiali alle loro proprietà; conoscenza delle reazioni chimiche; conoscenza del calcolo stechiometrico; comprensione degli aspetti energetici e cinetici delle trasformazioni chimiche. Saper fare semplici calcoli stechiometrici; saper fare semplici sperimentazioni chimiche, sapere le denominazioni e le proprietà di tipici composti chimici; saper impostare e capire una reazione chimica; spiegare i fenomeni in termini chimici.

Capacità di applicare conoscenza e comprensione:

Capacità di identificare la simbologia chimica impiegata per la descrizione delle molecole. Capacità di visualizzare i modelli chimici. Capacità di risolvere semplici problemi di calcolo stechiometrico applicato a reazioni chimiche a più componenti. Capacità di identificare il flusso di energia in trasformazioni chimiche. Capacità di saper distinguere le principali classi di reazioni chimiche.

Capacità di individuare e classificare gli equilibri chimici. Capacità di misurare le variazioni chimiche correlate al lavoro elettrico. Capacità di valutare l'entità delle reazioni chimiche.

Autonomia di giudizio:

Saper interpretare ed utilizzare i dati, del testo, presentati anche attraverso disegni, modelli, diagrammi, tabulati.

Abilità comunicative:

Saper riferire utilizzando un linguaggio corretto.

Capacità d'apprendimento:

Capacità di catalogare, schematizzare e rielaborare le nozioni acquisite.

OBIETTIVI FORMATIVI DEL CORSO

Il corso ha l'obiettivo di fornire allo studente i concetti basilari della chimica generale. Egli dovrà conoscere i principi di base della struttura atomica e molecolare, del legame chimico, delle leggi che regolano le reazioni chimiche facendo riferimento alle proprietà dei principali elementi del sistema periodico, e dell'equilibrio chimico.

ORE	LEZIONI FRONTALI
6	Sistema internazionale di misura. Proprietà fisiche e chimiche, estensive ed intensive. Sostanze pure e miscugli. Fase, sistema omogeneo ed eterogeneo. Massa, volume e densità. Elementi e composti. L'atomo nucleare e le particelle subatomiche. Isotopi e pesi atomici. Molecole e ioni. La mole. Reazioni chimiche e loro bilanciamento. Relazioni ponderali nelle reazioni chimiche. Reazioni in soluzione acquosa. Elettroliti forti e deboli. Reazioni acido-base. Reazioni di ossidoriduzione.
1,5	Leggi dei gas. Principio di Avogadro. Equazione di stato di gas ideali. Modello di gas ideale e conclusioni della teoria cinetica. Gas reali. Legge di Dalton. Effusione e diffusione gassosa e legge di Graham. Liquefazione dei gas.
3	L'energia e le reazioni chimiche – la prima legge della termodinamica – entalpia - variazioni di entalpia nelle reazioni chimiche – calorimetria - legge di Hess – entalpia standard di formazione.
4	La radiazione elettromagnetica e lo spettro dell'atomo di idrogeno: modello atomico di Bohr. Dualismo onda-particella. Principio di indeterminazione. Gli orbitali atomici dell'idrogeno. Numeri quantici. Atomi a più elettroni. Principio di Pauli e di aufbau. Configurazioni elettroniche di atomi e ioni. Periodicità delle proprietà fisiche: raggi atomici e raggi ionici, energia di ionizzazione, affinità elettronica. Elettronegatività. Configurazione elettronica e magnetismo.
5	Legame ionico. Legame covalente. Teorie del legame di valenza. Legami multipli. 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 polare e numero di ossidazione. Geometria molecolare di ioni e molecole secondo il modello VSEPR. Molecole polari. Ibridazione e modello degli elettroni localizzati, legami σ e π . Il legame nelle molecole biatomiche del secondo periodo.
3	Forze tra atomi, ioni e molecole: interazione ione-ione; ione-dipolo; dipolo-dipolo. Il legame ad idrogeno. Solidi ionici, molecolari, covalenti, metallici. Proprietà dei liquidi: pressione di vapore. Passaggi di stato e diagrammi di fase. Proprietà delle soluzioni: concentrazione, saturazione e solubilità. Entalpia di soluzione. Legge di Henry. Legge di Raoult. Proprietà colligative per soluzioni di non elettroliti e di elettroliti.

1,5	Velocità di reazione. Equazione di velocità e ordine di una reazione Catalizzatori.
4	Legge di azione di massa. Equilibri omogenei ed eterogenei. K_p e K_c . Principio di Le Chatelier: il principio dell'equilibrio mobile applicato ad equilibri chimici.
5	Definizione di acido e base secondo Arrhenius, Bronsted-Lowry e Lewis. Equilibri di Bronsted. Autoprotonazione dell'acqua e scala del pH. Forza degli acidi e delle basi. Acidi poliprotici. Acidi, basi e sali in soluzione acquosa. Soluzioni tampone. Idrolisi. Titolazioni acido-base. Indicatori.
3	Reazioni di precipitazione – prodotto di solubilità – solubilità – quoziente di reazione e precipitazione di sali insolubili – solubilità e effetto dello ione in comune – solubilità e separabilità – solubilità e pH - solubilità e complessamento.
4	Reazioni di ossido-riduzione. Celle elettrochimiche. Potenziale di celle. Equazione di Nerst e f.e.m. di una pila. Elettrolisi. Elettrolisi dell'acqua e del cloruro di sodio allo stato fuso e in soluzione acquosa.
ORE	ESERCITAZIONI
24	Applicazioni numeriche relative ai principi e alle leggi studiate
TESTI CONSIGLIATI	.Kelter,M.Mosher, A.Scott., CHIMICA la Scienza della Vita , ed., Edises Whitten - Davis - Peck – Stanley, Chimica Generale, VII ed., Piccin Raymond Chang, Fondamenti di Chimica Generale, ed., McGraw-Hill M.Giomini , E.Balistreri, M.Giustini, Fondamenti di Stechiometria, ed. Edises