



UNIVERSITÀ DEGLI STUDI DI PALERMO

DIPARTIMENTO	Ingegneria
ANNO ACCADEMICO OFFERTA	2015/2016
ANNO ACCADEMICO EROGAZIONE	2015/2016
CORSO DILAUREA	INGEGNERIA DELL'ENERGIA
INSEGNAMENTO	CHIMICA
TIPO DI ATTIVITA'	A
AMBITO	50293-Fisica e chimica
CODICE INSEGNAMENTO	01788
SETTORI SCIENTIFICO-DISCIPLINARI	CHIM/07
DOCENTE RESPONSABILE	GARCIA LOPEZ ELISA Professore Associato Univ. di PALERMO ISABEL
ALTRI DOCENTI	
CFU	9
NUMERO DI ORE RISERVATE ALLO STUDIO PERSONALE	144
NUMERO DI ORE RISERVATE ALLA DIDATTICA ASSISTITA	81
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	GARCIA LOPEZ ELISA ISABEL Venerdì 10:00 13:00 Stanza S06P1004. Primo piano. Edificio 6.

DOCENTE: Prof.ssa ELISA ISABEL GARCIA LOPEZ

PREREQUISITI	
RISULTATI DI APPRENDIMENTO ATTESI	<p>Conoscenza e capacità di comprensione</p> <p>Conoscenza delle problematiche inerenti la struttura della materia e i principi che regolano le sue trasformazioni chimico-fisiche (trasformazioni di fase, reazioni chimiche ecc.). In particolare lo studente sarà in grado di comprendere i principi fondamentali della struttura atomica e del legame chimico. Sarà inoltre in grado di valutare l'influenza dei parametri operativi (quali ad esempio temperatura e pressione) sulle reazioni chimiche.</p> <p>Capacità di applicare conoscenza e comprensione</p> <p>Capacità di utilizzare gli strumenti relativi alla conoscenza della struttura della materia per correlare in modo qualitativo le sue proprietà con la struttura.</p> <p>Autonomia di giudizio</p> <p>Capacità di valutare autonomamente sia la validità e i limiti di approssimazione dei modelli interpretativi della struttura della materia, sia gli ambiti di utilizzo dei principi della termodinamica e della cinetica delle reazioni chimiche.</p> <p>Abilità comunicative</p> <p>Capacità di comunicare ed esprimere problematiche inerenti l'oggetto gli aspetti fondamentali della disciplina (struttura atomica, termodinamica e cinetica delle reazioni chimiche).</p> <p>Capacità d'apprendimento</p> <p>Lo studente avrà appreso i principi fondamentali della struttura della materia e della conduzione delle reazioni chimiche. Queste conoscenze contribuiranno alla formazione del suo bagaglio di conoscenza delle discipline fenomenologiche (fisiche e chimiche) e questo gli consentirà di proseguire gli studi ingegneristici con maggiore autonomia e discernimento.</p>
VALUTAZIONE DELL'APPRENDIMENTO	Prova scritta e orale
OBIETTIVI FORMATIVI	<p>OBIETTIVI FORMATIVI DEI MODULI</p> <p>L'obiettivo dei moduli è l'apprendimento dei principi fondamentali della chimica, evidenziandone l'importanza e i criteri metodologici che possono essere utili per il proseguimento degli studi ingegneristici.</p>
ORGANIZZAZIONE DELLA DIDATTICA	Lezioni frontali ed esercitazioni in aula
TESTI CONSIGLIATI	<p>Testo principale: L. Palmisano, M. Schiavello "Elementi di Chimica" Ed. Edises</p> <p>-----</p> <p>Testi di approfondimento:</p> <p>P. Atkins, L. Jones, "Principi di Chimica" Ed. Zanichelli</p> <p>J. C. Kotz, P. Treichel, "Chimica" Ed. Edises</p> <p>D. W. Oxtoby, N. H. Nachtrieb "Chimica Moderna" Ed. Edises</p> <p>M. Silbelberg "Chimica: La natura molecolare della materia e le sue trasformazioni" Ed. Mc Graw Hill</p>

PROGRAMMA

ORE	Lezioni
2	Elementi, composti, miscele, molecole, ioni. Concetto di mole. Reazioni chimiche e calcoli stechiometrici.
1	Sistema termodinamico, funzioni di stato ed equazioni di stato; definizione di fase, sistemi omogenei ed eterogenei
1	Unità di misura delle concentrazioni dei sistemi omogenei: molarità, normalità, molalità, frazione molare, percentuale in peso ed in volume.
5	Modelli atomici per l'atomo di idrogeno. Cenni di meccanica ondulatoria. Equazione di Schrodinger. Orbitali atomici per l'atomo di idrogeno e per sistemi polielettronici. Configurazione degli elementi e tavola periodica. Proprietà periodiche: energia di ionizzazione, affinità elettronica
5	Legame chimico. Legame ionico. Legame covalente omeopolare ed eteropolare. Legami sigma e pi greca. Elettronegatività. Geometria molecolare ed orbitali ibridi. Legame dativo. Legame di idrogeno. Legame metallico. Metalli, isolanti e semiconduttori.
2	Numero di ossidazione. Reazioni di ossido riduzione.
3	Sistemi gassosi. Gas ideali: equazione di stato. Cenni di teoria cinetica dei gas, distribuzione delle velocità molecolari. Gas reali: equazione di Van der Waals. Diagrammi di Andrews
2	Lo stato solido – Solidi amorfi e solidi cristallini. Tipi di solidi cristallini: ionici, molecolari, metallici, macromolecolari
1	Equilibrio liquido-vapore: tensione di vapore di un liquido. Ebollizione di un liquido. Diagrammi di stato per sistemi ad un componente.
2	Tipi di soluzioni: solubilità e soluzioni sature. Solubilità dei gas nei liquidi: legge di Henry. Proprietà colligative delle soluzioni: legge di Raoult. innalzamento ebullioscopico, abbassamento crioscopico e pressione osmotica. Diagrammi di stato per sistemi a due componenti.
2	Cinetica chimica – Reazioni omogenee. Velocità di reazione, ordine di reazione, meccanismo di reazione e stato cineticamente determinante. Influenza della temperatura sulla velocità di reazione; relazione di Arrhenius. Catalizzatori.
2	Equilibrio chimico. Costante di equilibrio per reazioni in sistemi omogenei ideali. Principio di Le Chatelier-Braun. Costante di equilibrio per reazioni eterogenee.

PROGRAMMA

ORE	Lezioni
3	Equilibri in soluzione acquosa: acidi e basi. Definizione di acido e di base secondo Arrhenius, Lowry-Bronsted e Lewis. Calcolo del pH per soluzioni di acidi e basi forti e deboli. Idrolisi dei sali. Soluzioni tampone. Prodotto di solubilità.
2	Primo principio della termodinamica, energia interna ed entalpia. Termochimica. Trasformazioni esotermiche ed endotermiche. Legge di Hess.
2	Secondo principio della termodinamica, entropia ed energia libera. Equazione di Gibbs-Helmholtz. Criteri di spontaneità di una reazione chimica.
2	Elettrochimica. Pile, semielementi galvanici, potenziali standard di riduzione e criteri per stabilire la forza ossidante o riducente di una coppia redox. Legge di Nernst. Elettrolisi e leggi di Faraday.
3	Tavola periodica degli elementi, descrizione dei gruppi. Idruri. Ossidi basici, acidi ed anfoteri. Acidi inorganici più comuni. Sali. Cenni di chimica organica. Nomenclatura di: idrocarburi (alcani, alcheni, alchini ed aromatici), alcoli, aldeidi e chetoni, acidi carbossilici, ammine.
ORE	Esercitazioni
10	Esercizi di stechiometria
2	reazioni redox
2	legame chimico: strutture molecolari
1	Termodinamica: Sistema stato e funzione di stato. Forme d'energia e loro equivalenza. 1° Principio. Entalpia. Legge di Hess. 2° Principio. Entropia. Energia libera. Criteri di spontaneità. Relazione di Gibbs. Applicazioni delle funzioni termodinamiche. 3° Principio della Termodinamica.
2	Sistemi a due componenti. Proprietà colligative. Legge di Raoult. Crioscopia ed ebullioscopia. Osmosi e pressione osmotica. Cambiamenti di fase nei sistemi a due componenti. Equilibri liquido-vapore. Azeotropi. Equilibri solido-liquido. Eutettici.
1	Le soluzioni acquose: il fenomeno della dissoluzione, natura e concentrazione delle soluzioni. Natura del soluto: acidi, basi e sali. Definizione di acidi e basi secondo Arrhenius, Brønsted e Lewis.
3	Equilibrio chimico: Caratteristiche di una reazione chimica all'equilibrio. Legge di massa. Costanti di equilibrio. Spostamento dell'equilibrio. Dipendenza della costante di equilibrio dalla temperatura. Legge di van't Hoff. Equilibri eterogenei. Principio dell'equilibrio mobile o di Le Chatelier.
6	Equilibri ionici: Elettroliti deboli e forti, grado di dissociazione. Effetto della dissociazione sulle proprietà colligative: il binomio di van't Hoff. Ionizzazione dell'acqua, pH e pOH. Soluzioni di acidi e di basi forti. Soluzioni di acidi e basi deboli monoprotici. Acidi poliprotici. Soluzioni tampone. Equilibrio acido-base nelle soluzioni saline. Equilibri di solubilità: prodotto di solubilità.
4	Elettrochimica. Reazioni di ossido-riduzione, semielementi e loro rappresentazione, pile. Potenziali normali di riduzione. Equazione di Nernst. Pile a concentrazione. Elettrolisi. Leggi di Faraday. Ordine di scarica. Sovratensione