



UNIVERSITÀ DEGLI STUDI DI PALERMO

DIPARTIMENTO	Ingegneria
ANNO ACCADEMICO OFFERTA	2016/2017
ANNO ACCADEMICO EROGAZIONE	2016/2017
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 Venerdi 10:00 13:00 Stanza S06P1004. Primo piano. Edificio 6.

DOCENTE: Prof.ssa ELISA ISABEL GARCIA LOPEZ

PREREQUISITI	Nozioni di calcolo e trigonometria
RISULTATI DI APPRENDIMENTO ATTESI	<p>-Conoscenza e capacita' di comprensione: 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 sara' in grado di comprendere i principi fondamentali della struttura atomica e del legame chimico. Sara' inoltre in grado di valutare l'influenza dei parametri operativi (quali ad esempio temperatura e pressione) sulle reazioni chimiche. La verifica sara' effettuata con le prove scritta e orale.</p> <p>-Capacita' di applicare conoscenza e comprensione: Capacita' di utilizzare gli strumenti relativi alla conoscenza della struttura della materia per correlare in modo qualitativo le sue proprieta' con la struttura. La verifica sara' effettuata con le prove scritta e orale.</p> <p>-Autonomia di giudizio: Capacita' di valutare autonomamente sia la validita' 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. La verifica sara' effettuata con le prove scritta e orale.</p> <p>-Abilita' comunicative: Capacita' di comunicare ed esprimere problematiche inerenti l'oggetto gli aspetti fondamentali della disciplina (struttura atomica, termodinamica e cinetica delle reazioni chimiche). La verifica sara' effettuata con le prove scritta e orale.</p> <p>-Capacita' d'apprendimento: Lo studente avra' 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 consentira' di proseguire gli studi ingegneristici con maggiore autonomia e discernimento. La verifica sara' effettuata con le prove scritta e orale.</p>
VALUTAZIONE DELL'APPRENDIMENTO	<p>Due prove: Una prova scritta della durata di due ore consistente in minimo 10 domande di carattere teorico e numerico che prevedono risposte concise. La valutazione sara' espressa in trentesimi. Gli studenti che ottengono un voto allo scritto uguale o superiore a diciotto trentesimi potranno accedere alla prova orale. L'esame non verra' superato se lo studente non mostrera' una conoscenza accettabili di tutti gli argomenti.</p> <p>La prova orale consistera' in un colloquio, basato sul compito scritto, volto ad accertare il possesso delle competenze e delle conoscenze disciplinari previste dal programma. Le domande all'orale possono prevedere anche risposte di carattere aperto e discorsivo.</p> <p>Il voto finale sara' formulato tenendo conto sia dell'esame scritto che di quello orale. La valutazione finale e' su base 30, secondo i seguenti criteri: 30-30 +: ottima conoscenza degli argomenti, il linguaggio e il vocabolario sono eccellenti. Buona capacita' di analisi, lo studente e' in grado di applicare le conoscenze per risolvere i problemi proposti. 26-29: Una buona gestione degli argomenti, linguaggio e vocabolario. Lo studente e' in grado di applicare le conoscenze per risolvere i problemi proposti. 24-25: conoscenza di base degli argomenti. Linguaggio giusto, limitata capacita' di applicare autonomamente le conoscenze per risolvere i problemi proposti. 21-23: lo studente non mostra la completa gestione dei temi principali pur possedendo la conoscenza, in modo soddisfacente di lingua e vocabolario. Scarsa capacita' di applicare autonomamente le conoscenze acquisite. 18-20: minima conoscenza di base dei principali temi e del linguaggio e vocabolario tecnico. Scarsa o nessuna capacita' di applicare autonomamente le conoscenze acquisite.</p>
OBIETTIVI FORMATIVI	L'obiettivo e' l'apprendimento dei principi fondamentali della chimica, evidenziandone l'importanza dei criteri metodologici che possono essere utili per il proseguimento degli studi ingegneristici.
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. Atkins, L. Jones, "Principi di Chimica" Ed. Zanichelli J. C. Kotz, P. Treichel, "Chimica" Ed. Edises D. W. Oxtoby, N. H. Nachtrieb "Chimica Moderna" Ed. Edises 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	Unita' di misura delle concentrazioni dei sistemi omogenei: molarita, normalita, molalita, frazione molare, percentuale in peso ed in volume.
5	Modelli atomici per l'atomo di idrogeno. Cenni di meccanica ondulatoria. Equazione di Schroedinger. Orbitali atomici per l'atomo di idrogeno e per sistemi polielettronici. Numeri quantici. Configurazione degli elementi e tavola periodica. Proprieta' periodiche: energia di ionizzazione, affinita' elettronica
5	Legame chimico. Legame ionico. Legame covalente omeopolare ed eteropolare. Legami sigma e pi greca. Elettronegativita. 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 velocita 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: solubilita' e soluzioni sature. Solubilita' dei gas nei liquidi: legge di Henry. Proprieta' colligative delle soluzioni: legge di Raoult. innalzamento ebullioscopico, abbassamento crioscopico e pressione osmotica. Diagrammi di stato per sistemi a due componenti.
4	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 spontaneita. Relazione di Gibbs. Applicazioni delle funzioni termodinamiche. 3° Principio della Termodinamica.
2	Sistemi a due componenti. Proprieta' 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.
2	Cinetica chimica – Reazioni omogenee. Velocita' di reazione, ordine di reazione, meccanismo di reazione e stato cineticamente determinante. Influenza della temperatura sulla velocita' 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
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 solubilita.
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 piu' 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
1	Applicazioni numeriche: Unita' di misura delle concentrazioni dei sistemi omogenei: molarita, normalita, molalita, frazione molare, percentuale in peso ed in volume.
2	Applicazioni numeriche: Reazioni di ossido riduzione
2	legame chimico: strutture molecolari
2	Applicazioni numeriche: proprieta' colligative
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 proprieta 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 solubilita: prodotto di solubilita
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. Sovratensione