UNIVERSITÀ DEGLI STUDI DI PALERMO

DEPARTMENT	Ingegneria
ACADEMIC YEAR	2015/2016
BACHELOR'S DEGREE (BSC)	ENERGY ENGINEERING
SUBJECT	CHEMISTRY
TYPE OF EDUCATIONAL ACTIVITY	A
AMBIT	50293-Fisica e chimica
CODE	01788
SCIENTIFIC SECTOR(S)	CHIM/07
HEAD PROFESSOR(S)	GARCIA LOPEZ ELISA ISABEL Professore Associato Univ. di PALERMO
OTHER PROFESSOR(S)	
CREDITS	9
INDIVIDUAL STUDY (Hrs)	141
COURSE ACTIVITY (Hrs)	84
PROPAEDEUTICAL SUBJECTS	
MUTUALIZATION	
YEAR	1
TERM (SEMESTER)	1° semester
ATTENDANCE	Not mandatory
EVALUATION	Out of 30
TEACHER OFFICE HOURS	**GARCIA LOPEZ ELISA ISABEL** Friday 10:00 13:00 Stanza S06P1004. Primo piano. Edificio 6.

DOCENTE: Prof.ssa ELISA ISABEL GARCIA LOPEZ

PREREQUISITES	
LEARNING OUTCOMES	Conoscenza e capacità 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 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. Capacità di applicare conoscenza e comprensione Capacità di utilizzare gli strumenti relativi alla conoscenza della struttura della materia per correlare in modo qualitativo le sue proprietà con la struttura. Autonomia di giudizio 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. Abilità comunicative Capacità di comunicare ed esprimere problematiche inerenti l'oggetto gli aspetti fondamentali della disciplina (struttura atomica, termodinamica e cinetica delle reazioni chimiche). Capacità d'apprendimento 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.
ASSESSMENT METHODS	Prova scritta e orale
EDUCATIONAL OBJECTIVES	OBIETTIVI FORMATIVI DEI MODULI 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.
TEACHING METHODS	Lezioni frontali ed esercitazioni in aula
SUGGESTED BIBLIOGRAPHY	Testo principale: L. Palmisano, M. Schiavello "Elementi di Chimica" Ed. Edises --- 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

SYLLABUS

Hrs	Frontal teaching
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.

SYLLABUS

Hrs	Frontal teaching
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:i idrocarburi (alcani, alcheni, alchini ed aromatici), alcoli, aldeidi e chetoni, acidi carbossilici, ammine.

Hrs	Practice
10	Esercizi di stechiomentria
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, Brönsted 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