



UNIVERSITÀ DEGLI STUDI DI PALERMO

DIPARTIMENTO	Ingegneria		
ANNO ACCADEMICO OFFERTA	2020/2021		
ANNO ACCADEMICO EROGAZIONE	2020/2021		
CORSO DILAUREA	INGEGNERIA DELL'ENERGIA E DELLE FONTI RINNOVABILI		
INSEGNAMENTO	FONDAMENTI DI CHIMICA PER LE TECNOLOGIE C.I.		
CODICE INSEGNAMENTO	20465		
MODULI	Si		
NUMERO DI MODULI	2		
SETTORI SCIENTIFICO-DISCIPLINARI	CHIM/07, ING-IND/22		
DOCENTE RESPONSABILE	GARCIA LOPEZ ELISA ISABEL	Professore Associato	Univ. di PALERMO
ALTRI DOCENTI	GARCIA LOPEZ ELISA ISABEL	Professore Associato	Univ. di PALERMO
	BOTTA LUIGI	Professore Associato	Univ. di PALERMO
CFU	12		
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	BOTTA LUIGI Lunedì 15:00 17:00 Ufficio (Ed. 6, terzo piano) Giovedì 15:00 17:00 Ufficio (Ed. 6, terzo piano) GARCIA LOPEZ ELISA ISABEL Venerdì 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	-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. -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. -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. -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. -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.
VALUTAZIONE DELL'APPRENDIMENTO	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. 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. 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.
ORGANIZZAZIONE DELLA DIDATTICA	Lezioni frontali ed esercitazioni in aula

MODULO TECNOLOGIA DEI MATERIALI

Prof. LUIGI BOTTA

TESTI CONSIGLIATI

W. F. Smith, J. Hashemi. SCIENZA E TECNOLOGIA DEI MATERIALI, McGraw-Hill

TIPO DI ATTIVITA'	C
AMBITO	10657-Attività formative affini o integrative
NUMERO DI ORE RISERVATE ALLO STUDIO PERSONALE	48
NUMERO DI ORE RISERVATE ALLE ATTIVITA' DIDATTICHE ASSISTITE	27

OBIETTIVI FORMATIVI DEL MODULO

Obiettivo di questo modulo del corso e' quello di fornire agli studenti le conoscenze di base per operare scelte di progetto relative alla selezione dei materiali in funzione delle loro proprieta' e della loro destinazione d'uso.

PROGRAMMA

ORE	Lezioni
1	INTRODUZIONE ALLA SCIENZA E TECNOLOGIA DEI MATERIALI (Introduzione ai materiali: metalli, polimeri e ceramici. Confronto tra le proprieta. Criteri per la scelta.)
3	STRUTTURA CRISTALLINA E AMORFA DEI MATERIALI (Sistemi cristallini e reticoli di Bravais. Principali strutture cristalline metalliche. Numero di coordinazione. Impacchettamento atomico e densita. Posizioni degli atomi, direzioni e piani nelle celle elementari cubiche. Polimorfismo)
2	SOLIDIFICAZIONE E IMPERFEZIONI CRISTALLINE (Solidificazione dei metalli. Soluzioni solide metalliche. Difetti cristallini)
3	DIAGRAMMI DI STATO (Diagrammi di stato. Trasformazioni di fase. Microstrutture. Sistemi binari isomorfi. Sistemi eutettici e altri sistemi. Esempi di leghe metalliche.)
4	ACCIAI E GHISE (Diagramma di stato Ferro-Carbonio. Diagrammi TTT e CCT. Trattamenti termici e termochimici: tempra, annealing, carburazione. Classificazione acciai e ghise. Produzione di acciai e ghise.)
4	PROPRIETA' MECCANICHE (Prova di trazione, prova di compressione, prova di flessione, prova d'impatto, durezza, comportamento a fatica.)
6	POLIMERI (Introduzione e caratteristiche. Stato solido, transizione vetrosa e stato cristallino. Metodi di lavorazione, estrusione e stampaggio ad iniezione. Polimeri industriali e applicazioni.)
ORE	Esercitazioni
4	METALLI (calcolo della densita' teorica, determinazione degli indici di Miller, diagrammi di stato e analisi delle fasi) - PROPRIETA' MECCANICHE (diagramma sforzo-deformazione, calcolo della resilienza).

MODULO CHIMICA PER L'INGEGNERIA

Prof.ssa ELISA ISABEL GARCIA LOPEZ

TESTI CONSIGLIATI

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

TIPO DI ATTIVITA'	A
AMBITO	50293-Fisica e chimica
NUMERO DI ORE RISERVATE ALLO STUDIO PERSONALE	144
NUMERO DI ORE RISERVATE ALLE ATTIVITA' DIDATTICHE ASSISTITE	81

OBIETTIVI FORMATIVI DEL MODULO

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.

PROGRAMMA

ORE	Lezioni
4	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
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. Combustione
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. Diagramma di Andrews
2	Lo stato solido – Solidi amorfi e solidi cristallini. Struttura dei solidi. Cella unitaria. Impacchettamento. Celle di Bravais. Tipi di solidi cristallini: ionici, molecolari, metallici, macromolecolari
2	Equilibrio liquido-vapore: tensione di vapore di un liquido. Ebollizione di un liquido. Diagrammi di stato per sistemi ad un componente.
3	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.
4	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	Equilibrio chimico. Costante di equilibrio per reazioni in sistemi omogenei ideali. Principio di Le Chatelier- Braun. Costante di equilibrio per reazioni eterogenee
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.
4	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.
3	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: i idrocarburi (alcani, alcheni, alchini ed aromatici), alcoli, aldeidi e chetoni, acidi carbossilici, ammine.
ORE	Esercitazioni
5	Concetto di mole. Reazioni chimiche e calcoli stechiometrici
3	Applicazioni numeriche: Unita' di misura delle concentrazioni dei sistemi omogenei: molarita, normalita, molalita, frazione molare, percentuale in peso ed in volume.
3	Applicazioni numeriche: Reazioni di ossido riduzione e combustione
3	Legame chimico: strutture molecolari di Lewis
3	Applicazioni numeriche: termochimica
2	Applicazioni numeriche delle 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.
5	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