SCHEDA DATI PER OFFERTA FORMATIVA PUBBLICA DI CUI AL PUNTO 1.2 DELLA CIRCOLARE MINISTERIALE N° 187 DELL'11 GIUGNO 2008

Insegnamento: **Docente titolare:** **Qualifica** **SSD di appartenenza** **Struttura di afferenza** **Telefono** **e-mail** **Orario di ricevimento** **Sito web docente**	Chimica Francesco Delogu Ricercatore Chim/07 – Fondamenti di chimica delle tecnologie Dipartimento di Ingeneria Chimica e Materiali +39 070 675 50 73 delogu@dicm.unica.it Lunedì 10-12, Martedì 10-12, Mercoledì 9-11
Curriculum scientifico	L'attività di ricerca, centrata sulla Chimica Fisica dei materiali solidi innovativi, è rivolta in particolare allo studio dei processi meccanochimici ed alla sintesi e caratterizzazione di sistemi su scala nanometrica. E' autore e coautore di oltre 90 pubblicazioni scientifiche su riviste internazionali. F. Delogu, Acta Mater., **56** (2008) 905. F. Delogu, Intermetallics, **16** (2008) 658. F. Delogu, Phys. Rev. B **77** (2008) 174104. F. Delogu, Phys. Rev. Lett. **100** (2008) 075901. F. Delogu, Phys. Rev. Lett. **100** (2008) 255901.
Contenuto schematico del corso di insegnamento	La struttura della materia, Struttura elettronica degli atomi e classificazione periodica degli elementi, Legami chimici e strutture e geometrie molecolari, Sostanze e calcoli stechiometrici, Stato di aggregazione della materia, Concetti di termodinamica, Equilibri tra fasi diverse di sostanze chimicamente non reagenti, Proprietà delle soluzioni di soluti non elettroliti ed elettroliti, Cinetica chimica, Equilibri chimici, Equilibri ionici in soluzione acquosa, Elementi di elettrochimica.
Obiettivi formativi e risultati attesi (secondo i descrittori di Dublino)	Il corso di lezioni è dedicato alla presentazione dei più fondamentali concetti della Chimica. La comprensione degli equilibri chimici e dei meccanismi di trasformazione, in relazione alla struttura atomica ed alla natura dei legami chimici, rappresenta l'obiettivo principale del corso. Lo studio sistematico del comportamento chimico è limitato ad alcuni elementi ed ai loro derivati di interesse applicativo. **Conoscenza e capacità di comprensione (knowledge and understanding):** Lo studente al termine del Corso avrà conoscenza delle problematiche inerenti la struttura della materia e i principi che regolano le sue trasformazioni chimico-fisiche (trasformazioni di fase, reazioni chimiche ecc..). **Conoscenza e capacità di comprensione applicate (applying knowledge and understanding):** • Lo studente sarà in grado 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 (making judgements)** • Lo studente sarà in grado di valutare autonomamente: - la validità e i limiti di approssimazione dei modelli

	interpretativi della struttura della materia; - gli ambiti di utilizzo dei principi della termodinamica e della cinetica ai fini della conduzione delle reazioni chimiche. **Abilità comunicative (communication skills)** • Lo studente acquisirà la capacità di comunicare ed esprimere problematiche inerenti la struttura atomica, molecolare termodinamica e cinetica delle reazioni chimiche. **Capacità di apprendere (learning skills)** • Le conoscenze acquisite contribuiranno alla formazione del bagaglio di conoscenza delle discipline fenomenologiche (fisiche e chimiche) e questo consentirà allo studente di proseguire gli studi ingegneristici con maggiore autonomia e discernimento.
Articolazione del corso	Vedi allegato
Propedeuticità	Per gli insegnamenti del 1° anno, 1° semestre, i requisiti sono quelli indicati nel contenuto della prova di accesso
Anno di corso e semestre	1° anno, 1° semestre
Testi di riferimento	P. Silvestroni, Fondamenti di Chimica, Veschi Editore, Roma; R. Breschi, A. Massagli, Stechiometria, ETS, Pisa; Dispense
Attività di supporto alla didattica (tutoraggio)	Elenco tutor
Modalità di erogazione dell'insegnamento	Tradizionale
Sede	Via Marengo, 3 - Cagliari
Modalità di frequenza	Obbligatoria
Metodi di valutazione	Prova scritta/prova orale/prove in itinere
Calendario prove d'esame	Date esami
Data inizio e di termine dell'attività	Calendario attività didattica
Organizzazione della didattica	48 ore di lezione, 12 ore di esercitazione.

Articolazione del corso	Attività didattica (ore)	
	Lezioni	**Esercitazioni**
Struttura atomica e classificazione periodica degli elementi. Particelle fondamentali di un atomo; Numero atomico e numero di massa di un atomo; Nuclidi, isotopi ed elementi chimici; Massa atomica relativa; La mole; Il modello di Bohr dell'atomo di idrogeno; Principio di indeterminazione di Heisemberg; Equazione di De Broglie e cenni sulla trattazione ondulatoria; L'orbitale atomico; Costruzione della struttura elettronica di un atomo nel suo stato fondamentale; Sistema periodico e proprietà periodiche degli elementi.	5	2
Legami chimici Struttura elettronica dello ione molecolare dell'idrogeno e dell'idrogeno molecolare. Combinazione di orbitali atomici ed orbitali molecolari. Orbitali atomici ibridi. Caratteristiche generali del legame chimico. Legame covalente puro e legame covalente polare. Legami singoli e multipli. Delocalizzazione di elettroni. Diagrammi energetici di orbitali molecolari. Relazione tra caratteristiche di legame, struttura e reattività. Solidi covalenti e ionici. Solidi metallici e legame metallico. Bande di energia.	5	1
Sostanze e calcoli stechiometrici. Composizione elementare di un composto chimico e sua formula minima; reazioni chimiche e calcoli stechiometrici.	2	5
Stato di aggregazione della materia. Stato gassoso. Proprietà macroscopiche dei gas; Gas ideale ed equazione di stato; Applicazione della legge dei gas in chimica; Miscugli gassosi: frazioni molari, pressioni parziali, massa molecolare (media); Stato solido. Solidi ionici, solidi molecolari, solidi covalenti, solidi metallici.	2	1
Concetti di termodinamica: I e II principio della termodinamica- Entalpia (legge di Hess); Energia libera	3	3
Equilibri tra fasi diverse di sostanze chimicamente non reagenti. Sistemi ad un solo componente. Equilibri tra fasi diverse di una stessa sostanza: equazione di Clausius-Clapeyron; Diagramma di stato dell'acqua.	2	
Proprietà delle soluzioni di soluti non elettroliti ed elettroliti. Proprietà colligative: abbassamento della pressione di vapore del solvente nel passare da solvente puro a soluzione; abbassamento della temperatura di congelamento e innalzamento della temperatura di ebollizione di una soluzione.	3	2
Cinetica chimica Reattività chimica. Leggi cinetiche differenziali ed integrate. Meccanismi di reazione. Velocità di reazione ed equilibri. Teoria delle collisioni nelle reazioni in fase gassosa. Costanti cinetiche ed energia di attivazione.	3	
Equilibri chimici. Legge delle masse; Influenza della pressione su un equilibrio in fase gassosa; Equazione di Vant'Off.	4	3
Equilibri ionici in soluzione acquosa. Definizione di acido e di base secondo Arrhenius; Reazione acido-base secondo Bronsted; Soluzioni neutre, acide e basiche: pH; Calcolo del pH di soluzioni; Titolazione acido forte-base forte, Elettroliti poco solubili: solubilità e prodotto di solubilità (Kso**)**	3	4
Elettrochimica. Reazioni redox e possibilità di conversione di "energia chimica" e viceversa in dispositivi elettrochimici: celle galvaniche e celle di elettrolisi; L'equazione di Nernst; Forza elettromotrice di un elemento galvanico; Semielemento standard di idrogeno; Tabelle dei potenziali standard di riduzione di coppie redox, potere ossidante e riducente delle coppie redox; Elettrolisi e legge di Faraday.	3	4
Totale ore: 60	**35**	**25**