

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

<b>Insegnamento:</b> <b>n° crediti/n° ore</b> <b>Docente titolare:</b> <b>Qualifica</b> <b>SSD di appartenenza</b> <b>Struttura di afferenza</b> <b>Telefono</b> <b>e-mail</b> <b>Orario di ricevimento</b> <b>Sito web docente</b>	Chimica 6 CFU/60 ORE Ferrara Francesca <b>Contratto esterno</b> CHIM/07 – Fondamenti di chimica delle tecnologie Dipartimento di Ingegneria Chimica e Materiali  <a href="mailto:fferrara3@tiscali.it">fferrara3@tiscali.it</a> 9:00-11:00 – LUN
<b>Curriculum scientifico</b>	<p>Francesca Ferrara ha conseguito la laurea in Ingegneria Chimica e il titolo di Dottore di ricerca in “Ingegneria Industriale” presso l’Università degli Studi di Cagliari. L’attività di ricerca svolta presso il Dipartimento di Ingegneria Chimica e Materiali risulta principalmente incentrata sull’applicazione di tecniche elettrochimiche per la salvaguardia ambientale e la produzione sostenibile di energia. Dal 2007 al 2008 ha svolto la sua attività di ricerca nell’ambito di un contratto di ricerca finanziato dalla Industrie De Nora S.p.A., per uno studio su “Degradazione di composti organici mediante processi ossidativi con attivazione fotoelettrochimica in soluzione acquosa”. Dal 2008 svolge la sua attività di ricerca presso la Sotacarbo S.p.A., società che promuove lo sviluppo di tecnologie per la produzione ed il trattamento del syngas da carbone mirato all’ottenimento e all’utilizzo di vettori energetici di alta valenza ambientale.</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Pettinau, A. Orsini, G. Cali’, <u>F. Ferrara</u> - “The Sotacarbo coal gasification experimental plant for a CO<sub>2</sub>-free hydrogen production”- International Journal of Hydrogen Energy 35 (18) (2010) 9836-9844</li> <li>• S. Palmas, <u>F. Ferrara</u>, M. Mascia, A.M. Polcaro, J. Rodriguez Ruiz, A. Vacca, G. Piccaluga - “Modeling of oxygen evolution at Teflon bonded Ti/Co<sub>3</sub>O<sub>4</sub> electrode” - International Journal of Hydrogen Energy 34 (4) (2009) 1647-1654</li> <li>• A.M. Polcaro, A. Vacca, M. Mascia, S. Palmas, <u>F. Ferrara</u>, J. Rodriguez Ruiz - “Selective oxidation of phenolic compounds at BDD and DSA anodes”- Journal of Environmental Engineering and Management 18 (3) (2008) 213-220</li> <li>• S. Palmas, A.M. Polcaro, <u>F. Ferrara</u>, J. Rodriguez Ruiz, F. Delogu, C. Bonatto-Minella, G. Mulas - “Electrochemical performance of mechanically treated SnO<sub>2</sub> powders for OER in acid solution” - Journal of Applied Electrochemistry 38 (7) (2008) 907-913</li> <li>• A.M. Polcaro, A. Vacca, M. Mascia, <u>F. Ferrara</u> - “Product and by-product formation in electrolysis of diluted chloride solutions” - Journal of Applied Electrochemistry 38 (7) (2008) 979-984</li> </ul>

<b>Contenuto schematico del corso di insegnamento</b>	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.
<b>Obiettivi formativi e risultati attesi (secondo i descrittori di Dublino)</b>	Vedi Regolamento
<b>Articolazione del corso</b>	Vedi programma allegato
<b>Propedeuticità</b>	Per gli insegnamenti del 1° anno, 1° semestre, i requisiti sono quelli indicati nel contenuto della prova di accesso
<b>Anno di corso e semestre</b>	1° anno, 1° semestre
<b>Testi di riferimento</b>	Schiavello-Palmisano, "Fondamenti di Chimica", Edises Napoli; Silvestroni, "Fondamenti di Chimica"; ed. Veschi.
<b>Modalità di erogazione dell'insegnamento</b>	Tradizionale
<b>Sede</b>	Via Marengo, 3 - Cagliari
<b>Modalità di frequenza</b>	Obbligatoria
<b>Metodi di valutazione</b>	<i>Prova scritta/prova orale/prove in itinere</i>
<b>Calendario prove d'esame</b>	<a href="https://webstudenti.unica.it/esse3/ListaAppelliOfferta.do;jsessionid=5BB9895F4434F3A7ACF11F5CE763DD3F">https://webstudenti.unica.it/esse3/ListaAppelliOfferta.do;jsessionid=5BB9895F4434F3A7ACF11F5CE763DD3F</a>
<b>Organizzazione della didattica</b>	35 ore di lezione, 25 ore di esercitazione.

Articolazione del corso	Attività didattica (ore)	
	Lezioni	Esercitazioni
<b>Struttura atomica e classificazione periodica degli elementi.</b> 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 Heisenberg; 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
<b>Legami chimici</b> 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
<b>Sostanze e calcoli stechiometrici.</b> Composizione elementare di un composto chimico e sua formula minima; reazioni chimiche e calcoli stechiometrici.	2	5
<b>Stato di aggregazione della materia. Stato gassoso.</b> 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); <b>Stato solido.</b> Solidi ionici, solidi molecolari, solidi covalenti, solidi metallici.	2	1
<b>Concetti di termodinamica:</b> I e II principio della termodinamica- Entalpia (legge di Hess); Energia libera	3	3
<b>Equilibri tra fasi diverse di sostanze chimicamente non reagenti. Sistemi ad un solo componente.</b> Equilibri tra fasi diverse di una stessa sostanza: equazione di Clausius-Clapeyron; Diagramma di stato dell'acqua.	2	
<b>Proprietà delle soluzioni di soluti non elettroliti ed elettroliti.</b> 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
<b>Cinetica chimica</b> 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	
<b>Equilibri chimici.</b> Legge delle masse; Influenza della pressione su un equilibrio in fase gassosa; Equazione di Vant'Off.	4	3
<b>Equilibri ionici in soluzione acquosa.</b> 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 (K <sub>so</sub> )	3	4
<b>Elettrochimica.</b> 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
<b>Totale ore: 60</b>	<b>35</b>	<b>25</b>