

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

Insegnamento: n° crediti/n° ore: Docente titolare: Qualifica SSD di appartenenza Struttura di afferenza Telefono e-mail Orario di ricevimento Sito web docente	Chimica 6 CFU/60 ore Dr. Miriam Crespo Alonso Docente a contratto - Dipartimento di Scienze Chimiche 0706754471 m.crespo@unica.it Ogni Venerdì dalle 10-12 o dietro appuntamento -
Curriculum scientifico	<p>Nata a Burgos (Spagna) il 21 Marzo 1979, ha conseguito la Laurea quinquennale in Scienze Chimiche discutendo la tesi sperimentale: “Equilibri chimici dei fluorochinoloni”. Ha conseguito il titolo di Dottore Europeo di Ricerca in Scienze Chimiche in data 10/02/2009, discutendo la tesi dal titolo “Design, assembly and characterization of new coordination polymers form organodithiophosphorus metal complexes and polypyridyl ligands”</p> <p>Ha svolto stage di ricerca presso il Research Institute for Nanoscience (RIN) Ceramic Physics Laboratory, University of Kyoto (Giappone), presso il Dipartimento di Chimica del Imperial College of London (UK) e presso il Dipartimento di Chimica Inorganica della Facoltà di Farmacia dell'Università di Granada (Spagna).</p> <p>Nel 2006 è stata tutor nel corso di “Chimica Generale con esercitazioni” del Corso di Studi Biotecnologie Industriali e nel corso di “Chimica Generale e laboratorio” del Corso di Studi in Chimica della Facoltà di Scienze MM.FF.NN. Dal 2009 al 2011, tutor nel corso di “Chimica Analitica” della Facoltà di Scienze MM.FF.NN e nel 2001 tutor nel Piano Lauree Scientifiche</p> <p>È co-autrice di pubblicazioni su riviste internazionali e di comunicazioni a Congressi Nazionali ed Internazionali.</p>
Contenuto schematico del corso di insegnamento	<p align="center"><u>TEMA 1: INTRODUZIONE</u></p> <p>Fenomeni chimici e fisici. Leggi fondamentali. Peso atomico e molecolare. La mole numero di Avogadro. Composizione percentuale. Reagente limitante.</p> <p align="center"><u>TEMA 2: STRUTTURA ATOMICA, LEGAME CHIMICO, SISTEMA PERIODICO</u></p> <p>Modello atomico di Bohr. Spettri atomici. Limiti alla teoria. Postulato di De Broglie. Eq. d'onda. Principio di esclusione di Pauli. Regola di Hund. Energia e forma degli orbitali. Configurazione elettronica degli atomi. Simboli di Lewis. Sistema periodico e struttura elettronica. Periodicità delle proprietà chimiche. Potenziale di ionizzazione, affinità</p>

elettronica. Regola dell'ottetto. Legame ionico. Legame covalente e parzialmente ionico. Momento di dipolo. Legami multipli. Legame dativo. Legame ad idrogeno. Forze di Van der Waals. Teoria V.B. Orbitali ibridi. Risonanza. Teoria dell'orbitale molecolare. Configurazioni elettroniche di molecole biatomiche di elementi del II periodo. Ordine di legame. Risonanza e molecole ad elettroni delocalizzati. Legame metallico.

TEMA 3: TERMODINAMICA

Sistema, parametri di stato; grandezze estensive ed intensive. Primo principio. Funzioni di stato. Energia interna ed Entalpia. - Legge di Hess. Entalpia molare standard di formazione, di combustione. Entalpia di reazione. Applicazioni della legge di Hess. - Calore specifico molare a P e V costante. Trasformazioni spontanee. ΔH e ΔS a favore della spontaneita' di un processo. Secondo e terzo principio. Energia libera. Energia libera e spontaneita' di una reazione.

TEMA 4: GAS, LIQUIDI, SOLIDI

Gas ideale. Pressione temperatura. Legge di Avogadro. Eq Generale dello stato gassoso. Legge di Dalton. - Stato solido. Reticoli di Bravais. Solidi cristallini covalenti, ionici, molecolari e metallici. Solidi amorfi. - Stato liquido. Tensione superficiale. Viscosita'. Pressione di vapore. T di ebollizione.

TEMA 5: PASSAGGI DI STATO

Passaggi di stato. Curve di riscaldamento e di raffreddamento. Diagrammi di stato di H_2O e di CO_2 .

TEMA 6: SOLUZIONI

Numero di ossidazione. Vari tipi di soluzione. Passaggio in soluzione di solidi ionici e solidi molecolari. Uso di solventi polari e non. % in peso, frazione molare, Molalita', Molarita', Peso equivalente, Moli equivalenti. Normalita'. Soluzioni titolate.

TEMA 7: EQUILIBRIO CHIMICO

Eq. chimico omogeneo. Legge delle masse. Relazione tra K_c e K_p . Influenza della temperatura sul valore di K. Influenza della pressione sulla posizione dell'equilibrio gassoso. Principio di Le Châtelier. Dissociazione termica. Grado di dissociazione e costante di equilibrio. Eq. Eterogeneo. Componenti, fasi, gradi di liberta'. Regola delle fasi.

TEMA 8: CINETICA CHIMICA

Velocita' di reazione. Urti efficaci. Stato di transizione. Complesso attivato. Ordine di reazione. Molecolarita'.

	<p>Meccanismo di reazione. Costante di velocità ed equilibrio chimico. Velocità e temperatura. Catalisi omogenea ed eterogenea.</p> <p style="text-align: center;"><u>TEMA 9: SOLUZIONI ELETTROLITICHE ACIDI E BASI</u></p> <p>Elettroliti forti e deboli. Grado, fattore e costante di dissociazione. Acidi e Basi secondo Arrhenius, Bronsted e Lewis. Forza degli acidi e delle basi. Fattori che influenzano la forza di acidi e basi. Costanti di dissociazione. Elettroliti anfoteri. Prodotto ionico dell'acqua. pH di soluzioni acquose di acidi e basi forti o deboli. Indicatori di pH. Idrolisi salina. Costante, grado di idrolisi. Soluzioni tampone e loro funzionamento. Titolazioni acido-base (forte-forte e forte-debole). Solubilità. Prodotto di solubilità. Effetto dello ione comune e della formazione dello ione complesso.</p> <p style="text-align: center;"><u>TEMA 10: ELETTROCHIMICA</u></p> <p>Introduzione, reazioni redox. - Potenziali elettrodi. Eq. di Nernst. Potenziale di un semielemento. Semielemento ad idrogeno. Pile chimiche. Serie dei potenziali. Semielementi di riferimento. - Usi del dato di potenziale per la determinazione di: prodotto di solubilità, costante di equilibrio, parametri termodinamici. Previsione dello svolgimento di una reazione redox. Pile di concentrazione. - Determinazione potenziometrica del pH. Elettrodo a vetro. Pila Leclanche'.- Elettrolisi. Sovratensione. Leggi di Faraday. Elettrolisi di sali fusi. Elettrolisi dell'H₂O. Elettrolisi di soluzioni acquose di ioni metallici. Raffinazione elettrolitica dei metalli.- Elettrolisi di soluzioni acquose di NaCl. Accumulatore al Pb. Corrosione. Passivazione. Corrosione Galvanica e per aerazione differenziata. Protezione contro la corrosione.</p>
<p>Obiettivi formativi e risultati attesi (secondo i descrittori di Dublino)</p>	<p>I principali obiettivi formativi sono orientati verso una solida preparazione di base in campo chimico che consenta ai laureati di possedere una solida conoscenza sulle basi atomiche della chimica, la costruzione della tavola periodica degli elementi per dare gli strumenti per una predizione ragionevole sul come e perché gli atomi reagiscono; sul legame chimico e sua correlazione con le proprietà della materia; sulla spontaneità o equilibrio delle reazioni chimiche (reazioni di combustione, acido/base, precipitazione, red-ox).</p>
<p>Articolazione del corso</p>	<p>Lezioni frontali</p>
<p>Propedeuticità</p>	<p>Nessuna</p>
<p>Anno di corso e semestre</p>	<p>1° anno, 1° semestre</p>
<p>Testi di riferimento</p>	<p>“Chimica” -Bertini, Lichinat, Mani- Ed. Ambrosiana “Chimica generale con elementi di inorganica”- Silvestroni-Masson Ed. “Fondamenti di Chimica”- Brady- Holum- Zanichelli.</p>
<p>Modalità di erogazione</p>	<p>Tradizionale</p>

dell'insegnamento	
Sede	Via Marengo, 2 - Cagliari
Modalità di frequenza	Non obbligatoria
Metodi di valutazione	La verifica del profitto avverrà mediante esami scritti e/o orali. Questi possono essere preceduti da prove in itinere.
Organizzazione della didattica	6 C.F.U. Le unità didattiche contemplano in generale sia lezioni che esercitazioni