

FACOLTÀ	INGEGNERIA
ANNO ACCADEMICO	2012-2013
CORSO DI LAUREA	Ingegneria dell'Energia
INSEGNAMENTO	CHIMICA
TIPO DI ATTIVITÀ	Di base
AMBITO DISCIPLINARE	Fisica e chimica
CODICE INSEGNAMENTO	01788
ARTICOLAZIONE IN MODULI	No
NUMERO MODULI	--
SETTORI SCIENTIFICO DISCIPLINARI	CHIM/07
DOCENTE RESPONSABILE	Monica Santamaria Prof. I fascia - SSD Ing Ind 23 Università di Palermo
CFU	9
NUMERO DI ORE RISERVATE ALLO STUDIO PERSONALE	151
NUMERO DI ORE RISERVATE ALLE ATTIVITÀ DIDATTICHE ASSISTITE	74
PROPEDEUTICITÀ	Nessuna
ANNO DI CORSO	I
SEDE DI SVOLGIMENTO DELLE LEZIONI	Consultare il sito www.ingegneria.unipa.it
ORGANIZZAZIONE DELLA DIDATTICA	Lezioni frontali +Esercitazioni in aula.
MODALITÀ DI FREQUENZA	Obbligatoria
METODI DI VALUTAZIONE	Prova Scritta + Prova Orale
TIPO DI VALUTAZIONE	Voto in trentesimi
PERIODO DELLE LEZIONI	Modulo I 1° semestre + Modulo II 1° semestre
CALENDARIO DELLE ATTIVITÀ DIDATTICHE	Consultare il sito www.ingegneria.unipa.it
ORARIO DI RICEVIMENTO DEGLI STUDENTI	Mercoledì e venerdì, ore 11-13

RISULTATI DI APPRENDIMENTO ATTESI

Conoscenza e capacità di comprensione Conoscenza delle basi teoriche della chimica e delle tecniche di soluzione di problemi di chimica.

Capacità di applicare conoscenza e comprensione dei principi della chimica nei suoi diversi aspetti e in particolare nell'ambito della chimica inorganica degli elementi dei gruppi principali. Capacità di applicare le teorie a casi concreti che appaiono in un contesto fisico.

Autonomia di giudizio Capacità di riconoscere le caratteristiche e le proprietà dei principali elementi e dei loro composti inorganici e la struttura, il legame, la reattività e le proprietà dei composti.

Abilità comunicative riguardanti le proprietà generali della chimica e dei sistemi inorganici caratterizzanti gli elementi dei gruppi principali.

Capacità d'apprendimento nello studio di testi scientifici che trattino problemi chimici.

OBIETTIVI FORMATIVI

Il corso si prefigge di fornire agli studenti le conoscenze di base della chimica necessarie per affrontare lo studio di tutti quegli insegnamenti che richiedono concetti fondamentali della chimica..

ORE FRONTALI	LEZIONI FRONTALI
12	Parte introduttiva Elementi – Composti - Atomo e molecola – Numero atomico – Numero di massa –Isotopi-Massa atomica - Scala delle masse atomiche - Massa

	molecolare e Massa formula - Costante di Avogadro – Mole – Massa Molare. Numero di ossidazione - Formule e nomenclatura delle principali classi di composti inorganici (ossidi, idruri, idrossidi, acidi, sali) -Formula minima e formula molecolare – Significato quantitativo delle formule. Reazioni chimiche Classificazione e bilanciamento delle reazioni chimiche – Reazioni in soluzione acquosa (reazioni acido-base, di precipitazione, di complessazione, di ossido-riduzione, di dismutazione) - Reazioni in forma ionica - Significato quantitativo delle reazioni chimiche - Calcoli stechiometrici. Struttura dell'atomo Costituenti fondamentali dell'atomo - - Successione storica dei modelli atomici – modello di Bohr – cenni sulla teoria ondulatoria - numeri quantici - orbitali atomici <i>s, p, d, f</i> e metodi per la loro rappresentazione - principio di esclusione di Pauli - principio di Hund – Configurazione elettronica degli elementi - Sistema periodico: periodi, gruppi, blocchi - Legge periodica e proprietà periodiche degli elementi (raggio atomico, carica nucleare effettiva, energia di ionizzazione, affinità elettronica, carattere metallico).
12	Legame chimico Legame ionico – energia reticolare – raggi ionici – reticoli ionici tipici – proprietà dei composti ionici - Legame covalente apolare – legami σ e π - Legame covalente polare - Elettronegatività: scala di Pauling, differenza di elettronegatività e percentuale di ionicità - Legame dativo: donatori ed accettori - Geometria delle molecole: ibridizzazione degli orbitali atomici, teoria VSEPR – Molecole polari e apolari - Legame a idrogeno, interazioni dipolari, forze di Van der Waals - Legame metallico, conduttori, isolanti, semiconduttori. Stati di aggregazione della materia: Solidi: tipi di solidi e loro proprietà – polimorfismo, isomorfismo - Solidi ionici, molecolari, covalenti e metallici. Liquidi: proprietà generali dello stato liquido - tensione di vapore, temperatura di ebollizione - Gas: proprietà generali ed equazioni di stato di gas ideali e di gas reali.
12	Termodinamica Aspetti termodinamici delle trasformazioni chimiche: energia interna, entalpia, entropia, energia libera. Condizioni di equilibrio, ΔG, criteri di spontaneità di una trasformazione, applicazioni alle reazioni chimiche. Equilibrio chimico Equilibri omogenei ed eterogenei - ΔG° della reazione e costante di equilibrio (K_c, K_p) - Spostamento dell'equilibrio: principio di Le Chatelier, effetti della temperatura, della pressione e della variazione delle concentrazioni sull'equilibrio. Cinetica chimica Velocità di reazione, ordine di reazione, catalizzatori – effetto della temperatura sulla velocità di reazione - Aspetto termodinamico e cinetico delle reazioni chimiche. Transizioni di stato e diagrammi di stato Equazione di Clausius-Clapeyron – Regola delle fasi e sue applicazioni - Diagrammi di stato di specie chimiche pure (H_2O, CO_2, S) enantiotropia, monotropia. - Diagrammi di stato a due componenti.
10	Soluzioni Tipi di soluzioni e meccanismi di solubilizzazione dei soluti – Concentrazione delle soluzioni (% in massa, frazione molare, molalità, % in volume, molarità e normalità) - Legge di Raoult - Soluzioni diluite di soluti non volatili – Proprietà colligative delle soluzioni - Soluzioni di elettroliti- grado di dissociazione, cenno su attività e coefficienti di attività. Equilibri in soluzione acquosa Prodotto ionico dell'acqua - pH, pOH - Acidi e basi: teorie di Arrhenius, di Brönsted e Lowry, di Lewis- Forza degli acidi e delle basi (K_a, K_b) - Acidi e basi poliprotici - Elettroliti anfoteri - Calcolo del pH di soluzioni di acidi forti, basi forti, acidi deboli, basi deboli - Idrolisi, calcolo del pH di soluzioni

	acquose di sali -Soluzioni tampone - Indicatori di pH - Titolazioni acido - base - Equilibri eterogenei in soluzione acquosa: prodotto di solubilità e sue applicazioni - Relazione fra solubilità e prodotto di solubilità - Effetto della temperatura e dello ione a comune sulla solubilità.
6	Elettrochimica Generalità sui potenziali elettrodi e sulle celle chimiche reversibili - Forza elettromotrice della pila: equazione di Nernst - Potenziali standard di riduzione e loro applicazioni: previsione della possibilità di reazione e calcolo della costante di equilibrio per una reazione di ossido-riduzione in soluzione acquosa - Pile di concentrazione – Misura del pH - Generalità sul fenomeno della elettrolisi e leggi di Faraday.
	ESERCITAZIONI
22	Svolgimento di esercizi numerici
TESTI CONSIGLIATI	Testi di Chimica Generale ed Inorganica a livello universitario, ad esempio Bertini – Luchinat - Mani Chimica, Casa Editrice Ambrosiana , Milano Milano P. Atkins – L. Jones Principi di Chimica, Zanichelli, Bologna P. Michelin Lausarot – G. A. Vaglio Stechiometria per la Chimica Generale, Piccin , Padova Fondamenti di Chimica , M. Schiavello e L. Palmisano, III Edises Srl Napoli.