

Principali informazioni sull'insegnamento	
Titolo insegnamento	CHIMICA GENERALE E INORGANICA
Corso di studio	SCIENZA DEI MATERIALI
Crediti formativi	6
Denominazione inglese	GENERAL AND INORGANIC CHEMISTRY
Obbligo di frequenza	NO
Lingua di erogazione	ITALIANO

Docente responsabile	FRANCESCO FRACASSI	francesco.fracassi@uniba.it
-----------------------------	--------------------	-----------------------------

Dettaglio crediti formativi	Ambito disciplinare	SSD	Crediti
	Caratterizzante	CHIM03	6

Modalità di erogazione	Periodo di erogazione	Anno di corso	Modalità di erogazione
	1° semestre	1	Lezioni frontali (40h) Esercitazioni (15h)

Organizzazione della didattica	Ore totali	Ore di corso	Ore di studio individuale
	150	55	95

Calendario	Inizio attività didattiche	Fine attività didattiche
	01.10.2019	10.01.2020

Syllabus	
Prerequisiti	Conoscenze di base di fisica
Risultati di apprendimento previsti	<ul style="list-style-type: none"> • <i>Conoscenza e capacità di comprensione</i> conoscenza degli aspetti di base della chimica • <i>Conoscenza e capacità di comprensione applicate</i> Capacità di eseguire calcoli stechiometrici elementari • <i>Autonomia di giudizio</i> Valutare la reattività di composti ed elementi • <i>Abilità comunicative</i> - competenze nella comunicazione in lingua italiana; - competenze nell'esposizione di problematiche chimiche.
Contenuti in breve	Struttura atomica, teoria del legame chimico, nomenclatura, reazioni chimiche, stato aeriforme, stechiometria, soluzioni, equilibrio chimico, teoria acido base, elettrochimica
Programma in dettaglio	<p>CONCETTI PRELIMINARI</p> <p>Definizione di chimica e di stechiometria, elementi, composti, molecole, stati allotropici, formule minime, molecolari e di struttura, legge di Lavoisier, legge di Dalton, legge di Einstein, numero atomico, numero di massa, isotopi, abbondanza isotopica, sistemi omogenei, sistemi eterogenee, fase.</p> <p>LA MOLE</p> <p>Massa atomica assoluta e relativa, masse atomiche medie geonormali, numero di Avogadro, concetto di mole, calcolo della formula minima. Esercizi.</p> <p>STRUTTURA ELETTRONICA DEGLI ATOMI</p>

La luce, spettri di emissione e di assorbimento a righe, teorie atomiche di Rutherford e Bohr, Dualismo onda corpuscolo e postulato di De Broglie, principio di indeterminazione di Heisenberg, principi della teoria atomica quantomeccanica, funzione d'onda ed Equazione di Schrödinger, numeri quantici e orbitali, probabilità puntuale e probabilità radiale, atomi polielettronici, principio di Pauli e regola di Hund, Aufbau, tavola periodica, potenziale di ionizzazione, affinità elettronica, proprietà periodiche, metalli, non metalli e semimetalli.

LEGAME CHIMICO

Legame ionico, legame covalente, teoria di Lewis, VSEPR, VB, ibridizzazione, risonanza, MO (X_2 , HX), elettronegatività, legame metallico (cenni), forze secondarie di legame.

NOMENCLATURA E REAZIONI

Numero di ossidazione, nomenclatura d'uso, nomenclatura IUPAC, reazioni acido-base – bilanciamento, reazioni redox – bilanciamento, ossidanti e riducenti più comuni e loro reazioni, calcoli stechiometrici, reagente limitante, resa di reazione. Esercizi.

STATO AERIFORME

Gas ideali, leggi di Boyle, Charles e Gay Lussac, ipotesi di Avogadro, equazione di stato dei gas ideali, densità dei gas, legge di Dalton e Amagat, reazioni tra sostanze allo stato gassoso, sviluppo di gas nelle reazioni chimiche, combustioni. Esercizi.

STATI CONDENSATI

Solidi covalenti, molecolari, ionici, metallici, stato liquido, tensione di vapore di solidi e liquidi, legge di Raoult, proprietà colligative

CENNI DI TERMODINAMICA CHIMICA.

Funzioni di stato, calore, lavoro, temperatura, primo principio della termodinamica, energia interna, entalpia, trasformazioni reversibili e irreversibili, secondo principio della termodinamica, entropia, energia libera, criteri di spontaneità, variazione dell'energia libera con la temperatura, terzo principio della termodinamica

SOLUZIONI

Concentrazione, equivalente e normalità. Esercizi.

EQUILIBRIO CHIMICO (CENNI)

Costante di equilibrio, legge di azione di massa, equilibri eterogenei, elettroliti forti e deboli, legge di diluizione di Ostwald, equilibrio di solubilità.

PASSAGGI DI STATO

Legge di Clausius e Clapeyron, fusione, evaporazione, sublimazione, condensazione, solidificazione, brinamento, deviazioni positive e negative dalla legge di Raoult, regola delle fasi, diagramma di distillazione (caso ideale e casi reali), azeotropo, diagramma di stato dell'acqua e dell'anidride carbonica, diagrammi eutettici.

TEORIE ACIDO BASE

Teorie acido base, acidi e basi forti e deboli, anfoteri, effetto livellante

	<p>dell'acqua, pH e pOH, grado di dissociazione, calcolo del pH di acidi e basi forti, acidi e basi deboli, calcolo del pH di miscele di acidi e basi forti, miscele di acidi o basi deboli, miscele acido forte –debole, Idrolisi, soluzioni tampone. Esercizi.</p> <p>CENNI DI ELETTROCHIMICA</p> <p>Celle galvaniche, celle elettrolitiche, leggi di faraday, elettrodo standard a idrogeno, elettrodi di prima specie, a gas e a sale insolubile, forza elettromotrice e ddp, potenziali red-ox standard, previsioni delle reazioni redox, equazione di Nernst, dissoluzione dei metalli, determinazione di K_{eq} dai potenziali, misura del pH, corrosione dei metalli e metodi di protezione, elettrolisi e ordine di scarica.</p>
Testi di riferimento	<p>A.M Manotti Lanfranchi A. Tiripicchio, FONDAMENTI DI CHIMICA. Casa editrice Ambrosiana</p> <p>I. Bertini F. Mani, STECHIOMETRIA, Casa editrice Ambrosiana</p>
Note ai testi di riferimento	
Metodi didattici	Lezioni frontali ed esercitazioni numeriche
Metodi di valutazione	Esame scritto (50%), Esame orale (50%)
Criteri di valutazione	<p>Capacità di risoluzione di problemi di stechiometria;</p> <p>Conoscenza della nomenclatura chimica;</p> <p>Conoscenza della struttura atomica;</p> <p>Abilità nella descrizione delle molecole;</p> <p>prevedere la reattività dei composti</p>
Altro	