INGEGNERIA INDUSTRIALE (LB09)

(Lecce - Università degli Studi)

Insegnamento CHIMICA

GenCod A005380

Docente titolare Giuseppe CICCARELLA

Insegnamento CHIMICA

Anno di corso 1

Insegnamento in inglese CHEMISTRY

Lingua ITALIANO

Settore disciplinare CHIM/07

Percorso PERCORSO COMUNE

Corso di studi di riferimento
INGEGNERIA INDUSTRIALE

Tipo corso di studi Laurea

Sede Lecce

Crediti 9.0

Periodo Primo Semestre

Ripartizione oraria Ore Attività frontale: 81.0

Tipo esame Orale

Per immatricolati nel 2019/2020

Valutazione Voto Finale

Erogato nel 2019/2020

Orario dell'insegnamento
https://easyroom.unisalento.it/Orario

BREVE DESCRIZIONE DEL CORSO	Il corso mira a fornire agli studenti un'adeguata conoscenza di base dei fenomeni e dei principi fondamentali della Chimica moderna e le relative problematiche. È integrato da esercitazioni numeriche ed è inteso anche a sviluppare, mediante descrizioni termodinamiche dei fenomeni naturali, la capacità di prevedere il comportamento della materia nelle reazioni chimiche e nei materiali.
PREREQUISITI	Sono richieste conoscenze elementari di matematica e di fisica fornite durante gli anni della scuola media superiore
OBIETTIVI FORMATIVI	Il corso mira a fornire agli studenti un'adeguata conoscenza di base dei fenomeni e dei principi fondamentali della Chimica moderna e le relative problematiche. È integrato da esercitazioni numeriche ed è inteso anche a sviluppare, mediante descrizioni termodinamiche dei fenomeni naturali, la capacità di prevedere il comportamento della materia nelle reazioni chimiche e nei materiali.
METODI DIDATTICI	Lezioni frontali ed esercitazioni numeriche
MODALITA' D'ESAME	L'esame consiste di due prove: una prova scritta (massima durata: 2 ore) durante la quale non è consentito consultare libri o appunti, la prova mira a verificare il livello di conoscenza e comprensione degli argomenti del corso attraverso la risoluzione di esercizi simile a quelli svolti durante le esercitazioni in aula; una prova mirata a verificare il livello di conoscenza e comprensione degli argomenti del corso e la capacità di esposizione.
ALTRE INFORMAZIONI UTILI	**Orario di ricevimento:** Previo appuntamento da concordare per email

PROGRAMMA ESTESO

TEORIA

▪ FONDAMENTI ore: 2

Metodo scientifico. Stati della materia e separazioni. Sostanze. Leggi fondamentali della chimica. Simboli e formule. Peso atomico e peso molecolare. Mole e Peso molare. Composizione percentuale, determinazione della formula empirica e molecolare.

▪ STRUTTURA ATOMICA ore: 4

Teoria atomica di Dalton. Tubi a raggi catodici. Modello di Thomson, esperienza di Millikan e di Rutherford. Quantizzazione dell'energia. Spettri di righe e modello atomico di Bohr. Natura corpuscolare-ondulatoria della materia. Equazione di Schrödinger. Numeri quantici e orbitali atomici. Configurazione elettronica degli atomi. Tavola periodica. Proprietà periodiche degli elementi.

▪ LEGAME CHIMICO ore: 4

Legame ionico. Legame covalente. Strutture di Lewis. Proprietà dei legami. Polarità delle molecole. Teoria VSEPR. Teoria del legame di valenza e ibridazione. Teoria degli orbitali molecolari. Legame metallico.

▪ NOMENCLATURA ore: 3

Nomenclatura IUPAC e tradizionale. Numero di ossidazione. Composti Binari. Ossidi e anidridi. Anioni e cationi poliatomici. Idrossidi. Ossiacidi. Sali.

▪ REAZIONI CHIMICHE ore: 5

Equazioni chimiche. Tipi di reazioni chimiche. Reazioni in soluzione acquosa. Reazioni redox. Bilanciamento. Calcoli stechiometrici. Il reagente limitante. La resa.

▪ STATO GASSOSO ore: 3

Gas ideali. Leggi dei gas. Equazione di stato dei gas. Leggi di gas e stechiometria. Teoria cinetica molecolare dei gas. Miscugli gassosi. Gas reali.

▪ STATI CONDENSATI E PASSAGGI DI STATO ore: 6

Forze intermolecolari, legame idrogeno. Stato liquido: viscosità, tensione superficiale, tensione di vapore. Stato solido:solidi cristallini e vetrosi. Reticolo cristallino e cella elementare. Solidi ionici, atomici covalenti, molecolari, metallici. Passaggi di stato: curve di riscaldamento e diagrammi di stato.

▪ SOLUZIONI ore: 2

Solubilità. Modi di esprimere le concentrazioni. Diluizioni. Proprietà colligative. Soluzioni elettrolitiche e dissociazione elettrolitica.

▪ CENNI DI CINETICA CHIMICA ore: 3

Velocità di reazione. Legge cinetica. Reazioni elementari e meccanismi di reazioni. Equazione di Arrhenius. Catalisi.

▪ EQUILIBRIO CHIMICO ore: 3

Reazioni reversibili. Legge di azione di massa. Costanti di equilibrio Kc e Kp. Grado di avanzamento della reazione. Principio di Le Chatelier. Catalisi.

▪ ACIDI E BASI IN SOLUZIONE ore: 4

Definizione di acidi e basi. Autoprotolisi dell'acqua. pH, pOH e pK. Acidi e basi forti e deboli. Idrolisi. Reazioni acido-base. Soluzioni tampone. Sali poco solubili e prodotto di solubilità.

▪ TERMOCHIMICA ore: 6

Funzioni di stato. Lavoro. Calore. Primo principio della termodinamica. Entalpia. Variazioni di entalpia nelle reazioni chimiche e legge di Hess. Secondo e terzo principio della termodinamica. Reazioni spontanee. Entropia. Energia libera di Gibbs.

▪ ELETTROCHIMICA ore: 9

Celle galvaniche o pile. Potenziali di cella e potenziali standard. Equazione di Nernst. Pile di uso pratico. Elettrolisi. Leggi di Faraday.

ESERCITAZIONI

▪ FONDAMENTI ore: 2

molecolare. Resa

▪ STRUTTURA ATOMICA ore: 2

Numeri quantici. Configurazioni elettroniche

▪ LEGAME CHIMICO ore: 2

Le strutture di Lewis. Modello VSEPR

▪ NOMENCLATURA ore: 1

▪ REAZIONI CHIMICHE ore: 4

Bilanciamento. Calcoli stechiometrici. Reagente limitante. Resa

▪ STATO GASSOSO ore: 2

Leggi dei gas. Equazione di stato dei gas. Leggi di gas e stechiometria. Miscugli gassosi

▪ SOLUZIONI ore: 2

Concentrazioni. Diluizioni. Proprietà colligative. Soluzioni elettrolitiche e dissociazione elettrolitica

▪ EQUILIBRIO CHIMICO ore: 2

Costanti di equilibrio Kc e Kp. Grado di avanzamento della reazione. Principio di Le Chatelier

▪ ACIDI E BASI IN SOLUZIONE ore: 4

Reazioni acido-base. pH, pOH e pK. Reazioni di idrolisi. Prodotto di solubilità

▪ TERMOCHIMICA ore: 2

Calore. Variazioni di entalpia nelle reazioni chimiche. Legge di Hess

▪ ELETTROCHIMICA ore: 4

Potenziali di cella. Equazione di Nernst. Leggi di Faraday

TESTI DI RIFERIMENTO

[1] F. Nobile, P. Mastrorilli, La Chimica di base attraverso gli esercizi, Ambrosiana, Milano.
[2] R. A. Michelin, A. Munari, Fondamenti di Chimica, Wlters Kluver CEDAM
[3] M. Schiavello, L. Palmisano, Fondamenti di Chimica, Edises s.r.l., Napoli
[4] P. Atkins, L. Jones, L. Laverman Principi di Chimica IV ed it. Zanichelli