

FACOLTÀ	Ingegneria
ANNO ACCADEMICO	2013/2014
CORSO DI LAUREA	Ingegneria Elettrica – sede di Caltanissetta
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	Nome e Cognome: Sabina Alessi Qualifica: Ricercatrice Università di appartenenza: Palermo
CFU	9
NUMERO DI ORE RISERVATE ALLO STUDIO PERSONALE	153
NUMERO DI ORE RISERVATE ALLE ATTIVITÀ DIDATTICHE ASSISTITE	72
PROPEDEUTICITÀ	Nessuna
ANNO DI CORSO	1°
SEDE DI SVOLGIMENTO DELLE LEZIONI	Consultare il sito www.ingegneria.unipa.it
ORGANIZZAZIONE DELLA DIDATTICA	Lezioni frontali, Esercitazioni in aula
MODALITÀ DI FREQUENZA	Facoltativa
METODI DI VALUTAZIONE	Prova scritta, seguita da prova orale
TIPO DI VALUTAZIONE	Voto in trentesimi
PERIODO DELLE LEZIONI	Consultare il sito www.ingegneria.unipa.it
CALENDARIO DELLE ATTIVITÀ DIDATTICHE	Consultare il sito www.ingegneria.unipa.it
ORARIO DI RICEVIMENTO DEGLI STUDENTI	Compatibilmente con il calendario delle lezioni

RISULTATI DI APPRENDIMENTO ATTESI

- **Conoscenza e capacità di comprensione** Lo studente al termine del Corso avrà conoscenza delle problematiche inerenti la struttura della materia, i principi che regolano le sue trasformazioni chimico-fisiche (trasformazioni di fase, reazioni chimiche ecc..) e le variazioni di energia che sempre le accompagnano. In particolare, lo studente sarà in grado di comprendere i principi fondamentali della struttura atomica e del legame chimico. Sarà inoltre in grado di valutare l'influenza dei parametri operativi (quali ad esempio temperatura e pressione) sulle reazioni chimiche.
- **Capacità di applicare conoscenze e comprensione:** Lo studente sarà in grado di utilizzare gli strumenti relativi alla conoscenza della struttura della materia per correlare in modo qualitativo le sue proprietà (temperatura di fusione e di ebollizione, tensione di vapore ecc..) con la struttura. Inoltre, sarà in grado di indicare qualitativamente le condizioni di processo ottimali per la conduzione di una reazione chimica in base alla natura degli obiettivi da perseguire (sintesi di un prodotto, produzione di energia, etc.).
- **Autonomia di giudizio:** Lo studente sarà in grado di valutare autonomamente:

- la validità ed i limiti di approssimazione dei modelli interpretativi della struttura della materia;
 - gli ambiti di utilizzo dei principi della termodinamica e della cinetica ai fini della conduzione delle reazioni chimiche.
- **Abilità comunicative:** Lo studente acquisirà la capacità di comunicare ed esprimere problematiche inerenti l'oggetto del corso. Sarà in grado di sostenere conversazioni su tematiche relative agli aspetti fondamentali della disciplina (struttura atomica, molecolare termodinamica e cinetica delle reazioni chimiche) facendo ricorso ad una terminologia scientifica adeguata, e agli strumenti della rappresentazione matematica dei principali fenomeni descritti.
 - **Capacità d'apprendimento:** Lo studente avrà appreso i principi fondamentali della struttura della materia e della conduzione delle reazioni chimiche. Avrà compreso la differenza tra un approccio fenomenologico e un approccio microscopico/modellistico allo studio delle proprietà della materia, delle sue trasformazioni chimiche e delle connesse variazioni dell'energia. Queste conoscenze contribuiranno alla formazione del suo bagaglio di conoscenza delle discipline fenomenologiche (fisiche e chimiche) e questo gli consentirà di proseguire gli studi ingegneristici con maggiore autonomia e discernimento

OBIETTIVI FORMATIVI

Il corso di Chimica si propone di fornire agli studenti:

- le conoscenze fondamentali della struttura della materia
- i principi termodinamici e cinetici relativi alla sua trasformazione, con particolare riferimento ai sistemi ideali

Argomento (sintetico)	Ore dedicate all'argomento	
	Lezioni/Seminari	Esercitazioni
Elementi, composti, miscele, molecole, atomi, ioni. Mole, Reazioni chimiche: calcoli stechiometrici.	4	3
Sistema termodinamico, funzioni di stato ed equazioni di stato; sistemi omogenei ed eterogenei, definizione di fase.	1	0
Unità di misura delle concentrazioni dei sistemi omogenei: molarità, molalità, frazione molare, percentuale in peso ed in volume.	1	2
Sistemi gassosi. Gas ideali: equazione di stato. Cenni di teoria cinetica dei gas, distribuzione delle velocità molecolari. Gas reali: equazione di Van der Waals.	3	3
Primo principio della termodinamica e termochimica; funzioni di stato energia interna ed entalpia. Trasformazioni esotermiche ed endotermiche.	4	1
Secondo principio della termodinamica ed equilibrio chimico; funzioni di stato entropia, entalpia libera ed energia libera. Condizioni standard. Costante di equilibrio per reazioni in sistemi omogenei ideali. Principio di Le Châtelier. Costante di equilibrio per reazioni eterogenee.	5	1
Passaggi di stato – Equilibrio liquido-vapore: tensione di vapore di un liquido. Ebollizione di un liquido. Equilibri solido-liquido e solido-vapore. Diagrammi di stato.	5	0
Struttura atomica - Modello atomico di Bohr per l'atomo di idrogeno. Cenni di meccanica ondulatoria. Equazione di Schrodinger. Orbitali atomici per l'atomo di idrogeno e per sistemi polielettronici. Configurazione degli elementi e tavola periodica. Proprietà periodiche: energia di ionizzazione, affinità elettronica	8	0
Legame chimico – Legame ionico. Legame covalente: modello della sovrapposizione degli orbitali di valenza. Legame sigma e pigreca. Legame covalente omopolare e eteropolare;	7	0

elettronegatività. Legame dativo. Geometria molecolare ed orbitali ibridi. Cenni agli orbitali molecolari. Forze di Van der Waals. Legame di idrogeno. Legame metallico.		
Lo stato solido – Solidi amorfi e solidi cristallini. Tipi di solidi cristallini: ionici, molecolari, metallici, macromolecolari.	1	0
Equilibri in soluzione - Tipi di soluzioni: solubilità e soluzioni sature. Solubilità dei gas nei liquidi: legge di Henry. Equilibri in soluzione acquosa: acidi e basi. Definizione di acido e di base secondo Arrhenius, Lowry-Bronsted e Lewis.- Calcolo del pH per soluzioni di acido e base forti e deboli. Idrolisi dei sali. Soluzioni tampone. Correlazioni proprietà acido-base struttura molecolare. Prodotto di solubilità. Proprietà colligative delle soluzioni	7	5
Reazioni di ossido riduzione ed elettrochimica – Numero di ossidazione. Coppie coniugate redox. Pile, semielementi galvanici, potenziali standard di riduzione e criteri per stabilire la forza ossidante o riducente di una coppia redox. Legge di Nernst. Cenni di elettrolisi in sali fusi e leggi di Faraday.	4	3
Cinetica chimica – Reazioni omogenee. Velocità di reazione, ordine di reazione, meccanismo di reazione e stato cineticamente determinante. Influenza della temperatura sulla velocità di reazione; relazione di Arrhenius. Catalizzatori.	1	0
La tavola periodica degli elementi, descrizione dei gruppi. Idruri. Ossidi basici, acidi ed anfoteri. Acidi inorganici più comuni. Sali.	2	0
Cenni di chimica organica –	1	0
Totale	54	18

- Testi Consigliati:
- Silvestroni "Fondamenti di Chimica" ed. Veschi
- Oxtoby, Gillis, Campion "Chimica moderna"-IV edizione ed. Edises
- Cacace, Schiavello "Stechiometria" ed. Bulzoni