UNIVERSITÀ DEGLI STUDI DI PALERMO

DIPARTIMENTO	Ingegneria
ANNO ACCADEMICO OFFERTA	2017/2018
ANNO ACCADEMICO EROGAZIONE	2017/2018
CORSO DILAUREA	INGEGNERIA ELETTRICA
INSEGNAMENTO	CHIMICA
TIPO DI ATTIVITA'	A
AMBITO	50293-Fisica e chimica
CODICE INSEGNAMENTO	01788
SETTORI SCIENTIFICO-DISCIPLINARI	CHIM/07
DOCENTE RESPONSABILE	ALESSI SABINA Professore Associato Univ. di PALERMO
ALTRI DOCENTI	
CFU	9
NUMERO DI ORE RISERVATE ALLO STUDIO PERSONALE	153
NUMERO DI ORE RISERVATE ALLA DIDATTICA ASSISTITA	72
PROPEDEUTICITA'	
MUTUAZIONI	
ANNO DI CORSO	1
PERIODO DELLE LEZIONI	1° semestre
MODALITA' DI FREQUENZA	Facoltativa
TIPO DI VALUTAZIONE	Voto in trentesimi
ORARIO DI RICEVIMENTO DEGLI STUDENTI	**ALESSI SABINA** Lunedì 15:00 16:30 su TEAMS:https://teams.microsoft.com/l/team/19%3AvmYkmcJYPgz-eZxOD12AgTTKk3UKu2ay6wUcWe9lm1c1%40thread.tacv2/conversations?groupId=dbae24b6-02c7-4914-a311-b3f1db3907f7&tenantId=bf17c3fc-3ccd-4f1e-8546-88fa851ba Giovedì 12:15 13:30 Ed. 6 Ing. Chimica piano III stanza 3010

DOCENTE: Prof.ssa SABINA ALESSI

PREREQUISITI	Conoscenze elementari di base di matematica e fisica.
RISULTATI DI APPRENDIMENTO ATTESI	Conoscenza e capacita' di comprensione: 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. • Capacita' di applicare conoscenze e comprensione: capacita' di utilizzare i fondamenti della della struttura della materia per correlare in modo qualitativo le sue proprieta' (temperatura di fusione e di ebollizione, tensione di vapore ecc.) con la struttura. Inoltre, sulla base di semplici considerazioni termodinamiche, sara' in grado di indicare qualitativamente le condizioni di processo ottimali per la conduzione di una reazione chimica. • Autonomia di giudizio: lo studente sara' in grado di valutare autonomamente: - la validita' ed i limiti di approssimazione dei modelli interpretativi del comportamento fisico, chimico e della struttura della materia; - gli ambiti di utilizzo dei principi fondamentali della termodinamica e della cinetica ai fini della conduzione delle reazioni chimiche. • Abilita' comunicative: capacita' di comunicare ed esprimere problematiche inerenti l'oggetto del corso. Saro' 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. • Capacita' d'apprendimento: lo studente avra' appreso i principi fondamentali della struttura della materia e degli aspetti termodinamici e cinetici delle reazioni chimiche. Avra' compreso la differenza tra un approccio fenomenologico e un approccio microscopico/modellistico allo studio delle proprieta' 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 consentira' di proseguire gli studi ingegneristici con maggiore autonomia e discernimento.
VALUTAZIONE DELL'APPRENDIMENTO	Prova scritta seguita da prova orale. La prova scritta consiste in un numero di esercizi che puo' variare da un minimo di 5 ad un massimo di 7, a seconda della difficolta' di ciascuno di essi e ha una durata di almeno 90 minuti. Alcuni esercizi sono di carattere prevalentemente numerico, altri di tipo prevalentemente teorico. I quesiti della prova scritta tendono ad verificare il possesso da parte dello studente di un minimo di conoscenze pratiche e teoriche della disciplina. L'ammissione alla prova orale e' determinata dalla valutazione complessiva della prova scritta, dipendente a sua volta dalla valutazione di ogni singolo quesito che puo' essere corretto, non corretto o incompleto. La prova orale verte su argomenti prevalentemente teorici ed e' volta ad accertare il possesso delle competenze e delle conoscenze disciplinari previste dal corso. I quesiti sia aperti che semi-strutturati e appositamente pensati per testare i risultati di apprendimento previsti, tenderanno a verificare: a) le conoscenze acquisiste; b) le capacita' elaborative, c) il possesso di un'adeguata capacita' espositiva. In particolare verra' richiesta la capacita' di stabilire connessioni tra i contenuti oggetto del corso. La valutazione complessiva dell'esame e' in trentesimi. La valutazione finale sara: "Eccellente (30-30 e lode)" se la verifica accerta una ottima conoscenza degli argomenti con capacita' di analisi dei problemi, un'ottima proprieta' di linguaggio, una ottima capacita' di applicare le conoscenze per risolvere i problemi proposti. "Molto buono (26-29)" se la verifica accerta una buona conoscenza degli argomenti, una piena proprieta' di linguaggio, una buona capacita' di applicare le conoscenze per risolvere i problemi proposti. "Buono (24-25)" se la verifica accerta una conoscenza di base dei principali argomenti, una discreta proprieta' di linguaggio, con limitata capacita' di applicare autonomamente le conoscenze alla soluzione dei problemi proposti. "Soddisfacente(21-23)" se la verifica accerta una conoscenza dei principali argomenti ma una non piena padronanza di essi, una soddisfacente proprieta' di linguaggio, con scarsa capacita' di applicare autonomamente le conoscenze acquisite. "Sufficiente(18-20)" se la verifica accerta una minima conoscenza dei principali argomenti e del linguaggio tecnico, una scarsissima o nulla capacita' di applicare autonomamente le conoscenze acquisite. "Insufficiente" se la verifica accerta la insufficiente conoscenza dei contenuti degli argomenti principali trattati nell'insegnamento.
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.
ORGANIZZAZIONE DELLA DIDATTICA	L'insegnamento si svolge nel secondo semestre del I anno e consiste di lezioni frontali ed esercitazioni numeriche in aula.
TESTI CONSIGLIATI	P. Silvestroni "Fondamenti di Chimica" D.Oxtoby, P.H. Gillis, A. Campion "Chimica moderna"

PROGRAMMA

ORE	Lezioni
3	Elementi, composti, miscele, atomi, molecole, ioni. Mole, Reazioni chimiche: calcoli stechiometrici.

PROGRAMMA

ORE	Lezioni
1	Sistema termodinamico, funzioni di stato ed equazioni di stato; sistemi omogenei ed eterogenei, definizione di fase.
1	Unita' di misura delle concentrazioni dei sistemi omogenei: molarita, molalita, frazione molare, percentuale in peso ed in volume.
3	Sistemi gassosi. Gas ideali: equazione di stato. Teoria cinetica dei gas, distribuzione delle velocita' molecolari. Gas reali: equazione di Van der Waals.
5	Primo principio della termodinamica e termochimica; funzioni di stato energia interna ed entalpia. Trasformazioni esotermiche ed endotermiche.
6	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	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.
7	Modello atomico di Bohr per l'atomo di idrogeno. Equazione di Schrodinger. Orbitali atomici per l'atomo di idrogeno e per sistemi polielettronici. Configurazione degli elementi e tavola periodica. Proprieta' periodiche: energia di ionizzazione, affinita' elettronica
9	Legame chimico – Legame ionico. Legame covalente: modello della sovrapposizione degli orbitali di valenza. Legame sigma e pigreca. Legame covalente omopolare e eteropolare; elettronegativita. Legame dativo. Geometria molecolare ed orbitali ibridi. Forze di Van der Waals. Legame di idrogeno. Legame metallico.
1	Lo stato solido – Solidi amorfi e solidi cristallini. Tipi di solidi cristallini: ionici, molecolari, metallici, macromolecolari.
10	Equilibri in soluzione - Tipi di soluzioni: solubilita' e soluzioni sature. Solubilita' dei gas nei liquidi: legge di Henry. Equilibri acido-base in soluzione acquosa. Correlazioni proprieta' acido-base struttura molecolare. Equilibri di solubilita. Proprieta' colligative delle soluzioni.
6	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. Equazione di Nernst. Elettrolisi. Leggi di Faraday.
3	Cinetica chimica – Reazioni omogenee. Velocita' di reazione, ordine di reazione, meccanismo di reazione e stato cineticamente determinante. Influenza della temperatura sulla velocita' di reazione; relazione di Arrhenius. Catalizzatori.
2	La tavola periodica degli elementi, descrizione dei gruppi. Idruri. Ossidi basici, acidi ed anfoteri. Acidi inorganici piu' comuni. Sali.

ORE	Esercitazioni
3	Elementi, composti, miscele, molecole, atomi, ioni. Mole, Reazioni chimiche: calcoli stechiometrici.
2	Unita' di misura delle concentrazioni dei sistemi omogenei: molarita, molalita, frazione molare, percentuale in peso ed in volume.
2	Sistemi gassosi. Gas ideali: equazione di stato. Cenni di teoria cinetica dei gas, distribuzione delle velocita' molecolari. Gas reali: equazione di Van der Waals.
2	Primo principio della termodinamica e termochimica; funzioni di stato energia interna ed entalpia. Trasformazioni esotermiche ed endotermiche
2	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	Equilibri in soluzione - Tipi di soluzioni: solubilita' e soluzioni sature. Solubilita' dei gas nei liquidi: legge di Henry. Equilibri acido-base in soluzione acquosa. Correlazioni proprieta' acido-base struttura molecolare. Equilibri di solubilita. Proprieta' colligative delle soluzioni.
3	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.