



UNIVERSITÀ DEGLI STUDI DI PALERMO

DIPARTIMENTO	Ingegneria
ANNO ACCADEMICO OFFERTA	2020/2021
ANNO ACCADEMICO EROGAZIONE	2020/2021
CORSO DILAUREA	INGEGNERIA CHIMICA E BIOCHIMICA
INSEGNAMENTO	CHIMICA
TIPO DI ATTIVITA'	A
AMBITO	50293-Fisica e chimica
CODICE INSEGNAMENTO	01788
SETTORI SCIENTIFICO-DISCIPLINARI	CHIM/07
DOCENTE RESPONSABILE	DISPENZA CLELIA Professore Ordinario Univ. di PALERMO
ALTRI DOCENTI	
CFU	9
NUMERO DI ORE RISERVATE ALLO STUDIO PERSONALE	144
NUMERO DI ORE RISERVATE ALLA DIDATTICA ASSISTITA	81
PROPEDEUTICITA'	
MUTUAZIONI	
ANNO DI CORSO	1
PERIODO DELLE LEZIONI	2° semestre
MODALITA' DI FREQUENZA	Facoltativa
TIPO DI VALUTAZIONE	Voto in trentesimi
ORARIO DI RICEVIMENTO DEGLI STUDENTI	DISPENZA CLELIA Mercoledì 12:00 13:00 Stanza 315 - III piano - Edificio 6 Venerdì 12:00 13:00 Stanza 315 - III piano - Edificio 6

<p>PREREQUISITI</p>	<p>Conoscenze di base di matematica, geometria e fisica: rappresentazione grafica di funzioni elementari, soluzione di equazioni algebriche, pendenza di una curva e derivata, area sotto una curva e integrali, elementi di statistica (calcolo della media algebrica e della media geometrica, concetto di probabilità, definizione del valore più probabile e del valore medio di una distribuzione di probabilità), leggi fondamentali della meccanica Newtoniana, concetti base di elettrostatica, elettromagnetismo ed onde elettromagnetiche, e ottica.</p>
<p>RISULTATI DI APPRENDIMENTO ATTESI</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Conoscenza e capacita' di comprensione: lo studente avra' acquisito conoscenze di base inerenti la struttura della materia, i principi che regolano le sue trasformazioni chimico-fisiche e le variazioni di energia che le accompagnano. • Capacita' di applicare conoscenza e comprensione: lo studente avra' la capacita' di utilizzare le conoscenze di base sulla struttura della materia per correlare in modo qualitativo la composizione chimica alle proprieta' dei materiali, fisiche (es. punto di fusione, ebollizione, tensione di vapore, elettriche, termiche) e chimiche (es. proprieta' acido-base, redox). Inoltre, sulla base di semplici considerazioni termodinamiche e cinetiche, capacita' 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 e chimico della materia e dei modelli descrittivi della sua struttura a livello atomico e molecolare; gli ambiti di utilizzo dei principi fondamentali della termodinamica e della cinetica ai fini della comprensione delle condizioni di processo ottimali per la trasformazione dei materiali. • Abilita' comunicative: lo studente avra' maturato la capacita' di sostenere conversazioni su tematiche relative agli aspetti fondamentali della disciplina (struttura atomica e 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 di energia. Queste conoscenze contribuiranno alla formazione del suo bagaglio di conoscenze scientifiche di base e di metodologie di analisi di problemi scientifici che gli consentiranno di proseguire gli studi ingegneristici con maggiore autonomia e discernimento.
<p>VALUTAZIONE DELL'APPRENDIMENTO</p>	<p>La valutazione dell'apprendimento e' effettuata attraverso una prova scritta con quattro quesiti prevalentemente numerici e due o tre quesiti teorici a risposta aperta, seguita da colloquio orale opzionale. La prova scritta ha una durata minima di 120 minuti.</p> <p>I quesiti prevalentemente numerici riguarderanno l'uso delle principali unita' di misura della concentrazione ed i bilanci di massa nelle reazioni chimiche (fino a max. 6 punti); le applicazioni dell'equilibrio chimico (fino a max. 6 punti); l'elettrochimica (fino a max. 6 punti); la struttura della materia (fino a max. 6 punti). I due quesiti teorici sono volti ad accertare il possesso delle altre competenze e delle conoscenze disciplinari previste dal corso (fino a max. 6 punti ciascuno) e, soprattutto, la capacita' di stabilire collegamenti tra i diversi argomenti. La prova orale facoltativa prevede domande aperte e puo' essere richiesta dal docente con lo scopo di chiarire, se necessario, parti poco chiare della prova scritta, oppure dallo studente per modificare la votazione conseguita con la prova scritta. L'ammissione alla prova orale facoltativa e' subordinata alla valutazione della prova scritta e prevede che lo studente abbia raggiunto un punteggio complessivo minimo di 14, dipendente a sua volta dalla valutazione di ogni singolo quesito, che puo' essere corretto (massimo punteggio stabilito per ciascuna tipologia di quesito), incompleto o parzialmente corretto (punteggio variabile da uno al valore massimo meno uno), non corretto (punteggio pari a zero).</p> <p>Pertanto, ciascun quesito proposto intende verificare il livello raggiunto in termini di:</p> <ol style="list-style-type: none"> a) conoscenze acquisite e comprensione delle stesse; b) capacita' di analizzare e risolvere problemi; c) capacita' espositiva. In particolare, sara' valutata la capacita' di stabilire connessioni tra i contenuti e di utilizzare gli strumenti acquisiti durante il corso per la risoluzione dei problemi proposti. <p>La valutazione complessiva dell'esame e' in trentesimi. In particolare, sara' "Molto buona (28-30 e lode)" se la verifica accerta una ottima conoscenza e comprensione degli argomenti del corso, capacita' di analisi e di risoluzione dei problemi proposti, ottime proprieta' di linguaggio.</p> <p>"Buona (25-27)" se la verifica accerta una buona conoscenza e comprensione degli argomenti, una buona proprieta' di linguaggio, una buona capacita' di</p>

	<p>applicare le conoscenze per risolvere i problemi proposti.</p> <p>“Soddisfacente (22-24)” se la verifica accerta una conoscenza adeguata dei principali argomenti del corso, sufficiente proprietà di linguaggio, ed una discreta capacità di applicare autonomamente le conoscenze acquisite per la risoluzione dei problemi proposti.</p> <p>“Sufficiente (18-21)” se la verifica accerta la conoscenza dei principali argomenti del corso, una sufficiente capacità di applicare autonomamente le conoscenze acquisite per la risoluzione di problemi semplici e di comunicare con la terminologia adeguata.</p> <p>“Insufficiente (bocciato)” se la verifica accerta una conoscenza insufficiente dei contenuti degli argomenti principali trattati nell'insegnamento e incapacità di applicare autonomamente le conoscenze acquisite per la risoluzione dei più semplici problemi.</p>
OBIETTIVI FORMATIVI	Conoscenze fondamentali della struttura della materia. Principi termodinamici e cinetici relativi alle trasformazioni fisiche e chimiche della materia, 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. Alcune esercitazioni sono dedicate a simulazioni di prove d'esame.
TESTI CONSIGLIATI	<ul style="list-style-type: none"> •Silvestroni “Fondamenti di Chimica” ed. Veschi •Oxtoby, Gillis, Campion. “Chimica moderna IV edizione” ed. Edises •Collezioni di esercizi d'esame preparate dal docente.

PROGRAMMA

ORE	Lezioni
1	Introduzione al corso.
1	Sistema termodinamico, funzioni di stato ed equazioni di stato; sistemi omogenei ed eterogenei, definizione di fase.
4	Elementi, composti, miscele, molecole, atomi, ioni. Mole, Reazioni chimiche: calcoli stechiometrici.
1	Unità di misura delle concentrazioni: molarità, molalità, frazione molare, percentuale in peso ed in volume.
4	Lo stato gassoso. Le leggi dei gas. L'equazione di stato dei gas ideali. Miscele gassose di gas. Stechiometria delle reazioni con i gas. La teoria cinetica dei gas.
4	Calore, lavoro e primo principio della termodinamica. Funzioni di stato energia interna ed entalpia. Trasformazioni esotermiche ed endotermiche. Termochimica.
6	Secondo principio della termodinamica ed equilibrio chimico: entropia, energia libera di Gibbs. Stati standard di riferimento. La costante di equilibrio per reazioni a T e P costante in fase omogenea. Il principio di Le Châtelier. La costante di equilibrio per reazioni a T e P costante in fase eterogenea.
6	Struttura elettronica degli atomi. 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, raggi atomici e ionici.
6	Il legame chimico. Il legame ionico ed il legame covalente secondo la trattazione classica: energie di ionizzazione ed elettronegatività. La regola dell'ottetto e le rappresentazioni di Lewis delle molecole. Cariche formali. Strutture di risonanza. Quantomeccanica e legame molecolare: legami chimici localizzati tra coppie di atomi - il modello della sovrapposizione degli orbitali di valenza. Legami sigma e pi greca. Geometria molecolare ed orbitali ibridi. Legami delocalizzati. Origine molecolare delle forze di Van der Waals. Legame di idrogeno. Legame metallico.
5	Forze intermolecolari e gas reali. L'equazione di stato di van der Waals. Lo stato liquido. L'equilibrio liquido vapore. Lo stato solido. Le transizioni di fase ed il diagramma di stato di sistemi ad un solo componente.
1	Lo stato solido – Solidi amorfi e solidi cristallini. Tipi di solidi cristallini: ionici, molecolari, metallici, macromolecolari. Cenni sul modello a bande dell'energia: isolanti, semiconduttori e metalli.
6	Le proprietà delle soluzioni. Il processo di dissoluzione; solubilità e soluzioni sature. Equilibri acido-base in soluzione acquosa. Idrolisi salina. Soluzioni tampone. Correlazioni proprietà acido-base struttura molecolare. Acidi poliprotici. Equilibri di solubilità e precipitazione. La solubilità di composti ionici. La costante del prodotto di solubilità. L'effetto dello ione comune e del pH sulla solubilità.
2	Cenni di cinetica chimica: analisi dei parametri che influenzano la velocità di reazione, meccanismi di reazione e catalisi.
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. Il potenziale di cella e l'energia libera di Gibbs. La legge di Nernst. Elettrolisi in sali fusi ed in soluzione acquosa e leggi di Faraday.
2	La tavola periodica degli elementi, descrizione dei gruppi principali. Idruri. Ossidi basici, acidi ed anfoteri. Acidi inorganici più comuni. Sali.
2	Cenni di chimica organica. Il legame chimico negli idrocarburi alifatici ed aromatici e nelle basi e acidi organici.

ORE	Esercitazioni
6	Stechiometria: calcolo della formula minima e molecolare dalla composizione chimica; bilanciamento delle reazioni chimiche; reagente limitante; resa di una reazione.
2	Unita' di misura delle concentrazione: conversione tra unita' di misura.
4	Applicazione dell'equazione di stato dei gas; calcoli dei volumi dei gas nelle reazioni chimiche; reazioni di combustione.
2	Termochimica
6	L'equilibrio chimico
4	Equilibri acido-base e equilibri di solubilita.
4	Struttura della materia.
4	Elettrochimica.