

Principali informazioni sull'insegnamento	CORSI DI STUDIO DI BIOTECNOLOGIE
Denominazione insegnamento	Chimica Generale e Stechiometria
Corso di studio (classe)	Biotecnologie Industriali ed Agro-Alimentari (L-2)
Crediti formativi	8
Denominazione inglese	General Chemistry with Stoichiometry
Obbligo di frequenza	SI
Lingua di erogazione	ITALIANO
Anno Accademico	2018/2019

Docente responsabile		
Nome e Cognome	Antonella Milella	
indirizzo email	antonella.milella@uniba.it	
numero di telefono	080 544 2858	
Luogo e orario di ricevimento	Studio 309, Dipartimento di Chimica Il docente riceve gli studenti concordando un appuntamento via email	
Dettaglio insegnamento	SSD	Tipologia attività
	CHIM/03	Base

Periodo di erogazione	Anno di corso	Semestre
	I°	I°

Organizzazione della didattica	Lezioni frontali	Laboratori	Esercitazioni	Totale
CFU	6		2	8
Ore totali	150		50	200
Ore di didattica assistita	48		24	72
Ore di studio individuale	102		26	128

Syllabus	
Prerequisiti	Unità di misura e dimensioni, conoscenze matematiche di base, numeri decimali, potenze, logaritmi, algebra elementare, equazioni algebriche di 1° e 2° grado, funzioni: equazione di una retta, equazione di una curva esponenziale

Risultati di apprendimento attesi (declinare rispetto ai Descrittori di Dublino)	
Conoscenza e capacità di comprensione	<p>Il corso ha lo scopo ultimo di fornire agli studenti di Biotecnologie i concetti fondamentali della Chimica necessari per interpretare su scala molecolare i fenomeni biologici. Al termine dell'insegnamento lo studente saprà ricondurre i fenomeni macroscopici ai corrispondenti processi chimici e fisici su scala microscopica, ed imparerà a rappresentarli in modo simbolico. I principali obiettivi formativi saranno:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Scrittura e lettura dei composti chimici più comuni; 2. Rappresentazione elettronica e spaziale con la descrizione dei legami nelle molecole; 3. Comprensione della relazione struttura-reattività

	<p>molecolare</p> <p>4. Preparazione di soluzioni a titolo noto sia per pesata diretta di sostanze pure, sia per diluizione di soluzioni concentrate;</p> <p>5. Determinazione del titolo di soluzioni a concentrazione incognita;</p> <p>6. Calcolo e misurazione del pH;</p> <p>7. Valutazione dei parametri termodinamici (ΔH, ΔS, ΔG) e dei potenziali elettrodi nel determinare il decorso delle reazioni;</p> <p>8. La valutazione del meccanismo d'azione dei soluti in soluzione nel modificare alcuni dei più importanti parametri chimico-fisici: tensione di vapore, temperatura di ebollizione e di solidificazione, pressione osmotica.</p>
Conoscenza e capacità di comprensione applicate	Il corso è integrato con esercitazioni di calcolo stechiometrico la cui funzione è quella di abituare lo studente a valutare i numeri, a prendere visione dell'importanza della quantità di massa delle sostanze coinvolte nei processi chimici e a rendere più comprensibili i concetti di Chimica Generale.
Autonomia di giudizio	Attraverso l'acquisizione dei concetti di base della Chimica, l'applicazione del metodo scientifico e l'uso corretto del linguaggio tecnico-scientifico lo studente acquisirà una adeguata autonomia nel valutare problematiche chimiche e nello scegliere i metodi più appropriati per la risoluzione dei problemi.
Abilità comunicative	Al termine dell'insegnamento lo studente sarà in grado di esporre in modo semplice, chiaro e rigoroso le diverse tematiche affrontate nel corso.
Capacità di apprendere	Sulla base del bagaglio culturale acquisito durante il corso lo studente sarà in grado di affrontare i corsi successivi di Chimica Organica e Analitica.
Programma	
Contenuti di insegnamento	<p>1. ASPETTI GENERALI. Il metodo scientifico. Materia, proprietà e grandezze. Sistema internazionale. Multipli e sottomultipli. Grandezze derivate. Massa e peso. Volume ed energia. Scale di temperatura. Classificazione della materia. Stati di aggregazione della materia. Sistema chimico, componenti e fasi. Leggi fondamentali della chimica (Lavoisier, Proust e Dalton). Simbologia atomica. Particelle fondamentali stabili. Numero atomico e di massa. Isotopi. Masse atomiche. Peso atomico e molecolare. Numero di Avogadro. Concetto di mole. Composizione percentuale di un sistema. Esercizi.</p> <p>2. STRUTTURA DELL'ATOMO. Il modello di Thomson. Il modello di Rutherford. Teorie della luce (corpuscolare ed ondulatoria). Onde luminose e caratteristiche. Spettro della radiazione elettromagnetica. Teoria dei quanti di Planck. Spettri di emissione degli atomi. Spettri dell'idrogeno. Il modello di Bohr. Quantizzazione dei raggi e delle energie delle orbite. Teoria di Sommerfeld ed effetto Zeeman. Il modello ondulatorio. Principio di indeterminazione di Heisenberg. Ipotesi di De Broglie. Funzione d'onda. Equazione di Schrodinger.</p>

Numeri quantici. Orbitali atomici, forme degli orbitali atomici, energie degli orbitali, regole Aufbau e configurazioni elettroniche degli elementi. Tavola periodica e proprietà periodiche: potenziale di ionizzazione, affinità elettronica, elettronegatività. Raggi atomici. Carattere metallico.

3. LEGAME CHIMICO. Energia di legame, valenza, regola dell'ottetto, numero di ossidazione, numero di coordinazione. Tipi di legame: legame ionico, legame covalente in molecole mono ed etero nucleari con le teorie di Lewis e V.B. Legami σ e π , espansione dell'ottetto. Stericità delle molecole poliatomiche: metodo VSEPR, ibridizzazione degli orbitali, risonanza. Teoria degli orbitali molecolari (molecole biatomiche). Legame metallico. Proprietà e struttura dei metalli. Legami dipolari: forze di Van der Waals, forze di London. Legame idrogeno. Legame idrogeno nell'acqua. Legame idrogeno ed acidità. Legame idrogeno nelle proteine e DNA. Esercizi.

4. NOMENCLATURA. Nomenclatura d'uso e IUPAC dei composti più comuni: ossidi, idrossidi, anidridi, acidi ossigenati, idracidi, sali. Esercizi.

5. REAZIONI CHIMICHE. Reazioni acido-base, reazioni di ossido-riduzione. Ossidanti e riducenti. Bilancio di reazioni re-dox: metodo della variazione dei n.o., metodo delle semireazioni. Bilanciamento in forma ionica e molecolare. Reazioni irreversibili. Preparazione di sali. Rapporti ponderali in reazioni chimiche: reazioni con reagente limitante. Esercizi.

6. STATI DI AGGREGAZIONE DELLA MATERIA. Stato gassoso: definizione. Misura della pressione atmosferica. Misura della pressione dei gas. Legge di Boyle, legge di Charles, legge di Gay-Lussac, Principio di Avogadro. Equazione di stato dei gas perfetti. Equazione di stato dei gas reali. Curve di comprimibilità di gas reali. Miscele di gas. Legge di Dalton. Teoria cinetica dei gas. Distribuzione di Maxwell-Boltzmann delle velocità. Stato solido: definizione. Classificazione dei solidi. Solidi covalenti (atomici e metalli). Grafite e diamante: relazione struttura-proprietà. Solidi ionici: relazione struttura-proprietà. Solidi molecolari: relazione struttura-proprietà. Solidi cristallini ed amorfi. Curve di riscaldamento dei solidi. Passaggi di stato. Stato liquido: definizione. Proprietà dei liquidi: viscosità, tensione superficiale e tensione di vapore. Equazione di Clausius-Clapeyron. Equilibrio liquido-vapore. Principio di Le Chatelier. Diagrammi di stato.

7. SOLUZIONI. Definizione. Modi per esprimere le concentrazioni delle soluzioni: molarità, normalità, molalità, percentuale in peso. Relazione molarità-percentuale in peso. Preparazione di soluzioni: preparazione per pesata diretta, preparazione per diluizione. Diluizione e soluzioni diluitissime. Solubilità. Solubilità dei gas. Legge di Raoult. Proprietà colligative: fenomeni ebullioscopici, crioscopici ed osmotici. Pressione osmotica. Esercizi.

8. TERMODINAMICA CHIMICA. Energia interna, Entalpia, Entropia, Energia libera. Principi della termodinamica e criteri di spontaneità delle reazioni chimiche. Equilibrio chimico e termodinamica. Equazione di Van't Hoff.

9. EQUILIBRI CHIMICI. Reazioni irreversibili e reversibili. Interpretazione cinetica dell'equilibrio chimico. Legge dell'equilibrio chimico. Quoziente di reazione e costante di equilibrio. Relazione tra K_p e K_c per un equilibrio gassoso. Fattori che influenzano un equilibrio chimico: temperatura, pressione e concentrazione. Principio di Le Chatelier. Grado di avanzamento. Equilibri omogenei ed eterogenei. Esercizi.

10. EQUILIBRI IN SOLUZIONE. Conducibilità delle soluzioni elettrolitiche. Conducibilità equivalente e molare. Teorie acido-base: Arrhenius, Brønsted-Lowry, Lewis. Sostanze anfotere. Forza di acidi e basi. Acidi monoprotici e poliprotici. Basi monoacide e poliacide. Relazione tra K_a e K_b di coppie coniugate. Autoprotolisi dell'acqua. Effetto livellante dell'acqua. Acidità delle soluzioni. pH e scala di acidità. Calcolo del pH di soluzioni contenenti soluti acidi, basici e neutri. Idrolisi. Soluzioni tampone. Indicatori di pH. Titolazioni acido-base. Curve di titolazione acido forte-base forte ed acido debole-base forte. Reazioni di precipitazione e prodotto di solubilità. Calcolo solubilità. Effetto dello ione comune sulla solubilità di sali poco solubili. Esercizi.

11. ELETTROCHIMICA. Potenziali elettrodi. Pile e loro funzionamento. Pila Daniell. Elettrodi metallo/ione, ione/ione, gas/ione. Forza elettromotrice di una pila. Misura dei potenziali standard. Elettrodo ad idrogeno. Scala dei potenziali standard. Equazione di Nernst. Pile a concentrazione. Cenni su pile di uso pratico: pila Leclanché e batterie. pH-metro. Elettrolisi. Potenziale di decomposizione. Sovratensione. Scarica degli ioni e ordine di scarica. Elettrolisi dell'acqua. Elettrolisi di Sali fusi. Leggi di Faraday. Esercizi.

12. CINETICA CHIMICA. Definizione di velocità di reazione. Velocità media ed istantanea. Ordine di reazione. Leggi cinetiche per una reazione del primo e del secondo ordine. Reazioni elementari. Fattori che influenzano la velocità di reazione: natura dei reagenti, concentrazione, temperatura ed equazione di Arrhenius, radiazioni (cenni), catalizzatori (cenni). Meccanismo di una reazione secondo la teoria delle collisioni e dello stato di transizione. Energia di attivazione. Relazione tra costante di equilibrio e costanti di velocità per una reazione elementare.

13. CENNI DI CHIMICA INORGANICA. Richiami sulle proprietà periodiche. Gruppo I: elementi, configurazione elettronica, principali proprietà. Preparazione del sodio mediante elettrolisi di sali fusi. Processo soda-cloro. Gruppo II: elementi, configurazione elettronica, principali proprietà. Preparazione del calcio mediante elettrolisi di Sali fusi. Principali composti del Ca. Gruppo III: elementi, configurazione elettronica, principali proprietà. Composti principali del B ed Al. Gruppo IV: elementi, configurazione elettronica, principali proprietà. Composti più importanti del C e del Si. Gruppo V: elementi, configurazione elettronica, principali proprietà. Composti dell'azoto con idrogeno, ossigeno. Acidi dell'azoto. Composti del fosforo con l'idrogeno e l'ossigeno. Acidi del fosforo. Acidi dell'arsenico. Gruppo VI: elementi, configurazione elettronica, principali proprietà. Composti dell'O. Ozono. Acidi dello zolfo. Gruppo VII: elementi, configurazione elettronica, principali proprietà. Preparazione del

	fluoro. Preparazione del cloro. Acidi degli alogeni.
Testi di riferimento	<ol style="list-style-type: none"> 1. P. Giannoccaro, "Le basi della chimica: atomi e molecole, struttura e reattività" (EdiSES) 2. P. Giannoccaro, S. Doronzo, "Elementi di Stechiometria" (EdiSES) 3. A.M. Lanfredi, A. Tiripicchio, "Fondamenti di Chimica" (Ambrosiana) 4. M. Giomini, E. Balestrieri, M. Giustini, "Fondamenti di Stechiometria" (EdiSES)
Note ai testi di riferimento	
Metodi didattici	La didattica viene svolta con lezioni frontali avvalendosi di slide che lo studente può scaricare dal sito: www.biotec.uniba.it/ (collegandosi alla relativa pagina docente), ed esercitazioni numeriche. Sul sito docente sono altresì disponibili una raccolta di esercizi, le tracce delle prove parziali e materiale didattico di approfondimento.
Metodi di valutazione (scritto, orale, prove in itinere)	L'esame è rivolto alla verifica del raggiungimento degli obiettivi formativi precedentemente specificati. Esso consta di una prova scritta (anche denominata prova parziale) ed una prova orale, svolte in due giorni differenti.
Criteri di valutazione (per ogni risultato di apprendimento atteso su indicato, descrivere cosa ci si aspetta lo studente conosca o sia in grado di fare e a quale livello al fine di dimostrare che un risultato di apprendimento è stato raggiunto e a quale livello)	<p>Con la prova scritta il docente intende valutare lo studio della materia e il livello di comprensione dei principali argomenti del corso. Il compito scritto è articolato in 9 esercizi da svolgere in 3 ore, sui seguenti argomenti: nomenclatura chimica (3 punti), scrittura di composti e reazioni acido base (3 punti), bilanciamento redox e calcoli ponderali (3 punti), formule di struttura (Lewis, VSEPR, VB) (3 punti), equilibrio chimico gassoso (4 punti), pH (4 punti), diluizione o proprietà colligative (3 punti), equilibri di solubilità (4 punti), pile (3 punti). Durante la prova è consentito usare solo calcolatrice e tavola periodica. Il superamento della prova scritta avviene con un punteggio di 18/30.</p> <p>Durante l'esame orale sarà valutato il livello di conoscenza del corso, in particolare valutando la qualità espositiva, ovvero la proprietà di linguaggio nonché il formalismo nella scrittura delle reazioni chimiche, dei composti e delle equazioni matematiche, e la capacità di collegare tra loro le conoscenze acquisite. La prova orale consta di 3 domande sugli argomenti del corso. In base al numero di risposte corrette ed ai criteri di valutazione sopra esposti, il voto assegnato sarà il seguente:</p> <ul style="list-style-type: none"> • compreso tra 18 e 22 per una domanda corretta • compreso tra 23 e 26 per due domande corrette • compreso tra 27 e 30 per tre domande corrette <p>Il voto finale viene determinato come media aritmetica tra il voto dello scritto e quello dell'orale.</p>
Altro	