

<b>Principali informazioni sull'insegnamento</b>	<b>CORSI DI STUDIO DI BIOTECNOLOGIE</b>
Denominazione insegnamento	CHIMICA GENERALE E STECHIOMETRIA
Corso di studio (classe)	BIOTECNOLOGIE MEDICHE E FARMACEUTICHE (L-2)
Crediti formativi	8
Denominazione inglese	GENERAL CHEMISTRY AND STOICHIOMETRY
Obbligo di frequenza	Si
Lingua di erogazione	ITALIANO
Anno Accademico	2019/2020

<b>Docente responsabile</b>		
Nome e Cognome	FABIO ARNESANO	
indirizzo email	fabio.arnesano@uniba.it	
numero di telefono	080 5442768	
Luogo e orario di ricevimento	Previo contatto con il docente, presso Dip. Chimica (Sezione Bioinorganica, Palazzo di Farmacia, 1° piano, stanza 204)	
<b>Dettaglio insegnamento</b>	SSD	tipologia attività
	CHIM/03	BASE

<b>Periodo di erogazione</b>	Anno di corso	Semestre
	I	I

<b>Organizzazione della didattica</b>	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

<b>Syllabus</b>				
Prerequisiti	Unità di misura e dimensioni, conoscenze di base di matematica e fisica, numeri decimali, potenze, logaritmi, algebra elementare, equazioni algebriche di 1° e 2° grado, funzioni: equazione di una retta, equazione di una curva esponenziale.			

<b>Risultati di apprendimento attesi (declinare rispetto ai Descrittori di Dublino)</b>	
Conoscenza e capacità di comprensione	Conoscenze di base della chimica generale (proprietà, composizione e struttura della materia, equilibri chimici ed elettrochimica, con cenni di termodinamica e cinetica chimica).
Conoscenza e capacità di comprensione applicate	Capacità di comprendere il testo di un esercizio, elaborare un procedimento risolutivo ed eseguire i calcoli stechiometrici senza tralasciare il significato chimico di un risultato.
Autonomia di giudizio	Valutazione delle proprietà e della reattività di composti ed elementi.
Abilità comunicative	Interazione con il docente ed esposizione di problematiche chimiche con un linguaggio corretto e rigoroso.
Capacità di apprendere	Capacità di ragionamento, di approfondimento e di lettura critica di

	un fenomeno o di un risultato.
<b>Programma</b>	
Contenuti di insegnamento	<p>La Teoria Atomica  Legge della costanza della massa o di Lavoisier. Legge delle proporzioni definite o di Proust. Teoria atomica di Dalton. Legge delle proporzioni multiple (o di Dalton). Legge di Gay-Lussac. Principio di Avogadro. Regola di Cannizzaro. La scoperta dell'elettrone, del protone e del neutrone e loro caratteristiche. Legge di Einstein. Numero atomico, numero di massa. Isotopi. Peso atomico e molecolare. Unità di massa chimica e mole.</p> <p>Dall'atomo alla composizione molecolare  Numero di ossidazione. Nomenclatura di composti binari e ternari. Composizione percentuale e formule chimiche. Bilanciamento delle equazioni chimiche. Rapporti quantitativi. Reagente limitante. Resa percentuale.</p> <p>Sistema periodico e struttura dell'atomo  Classificazione di Mendeleev e tavola periodica degli elementi. Energia di ionizzazione e affinità elettronica. Radiazione elettromagnetica. Spettri atomici. Modello atomico di Bohr. Dualismo onda-particella. Principio d'indeterminazione di Heisenberg. Teoria ondulatoria. Modello ondulatorio. Equazione di Schrödinger. Numeri quantici. Orbitali. Principio di esclusione di Pauli. Regola di Hund. Configurazioni elettroniche. Struttura e costruzione del sistema periodico. Carattere periodico delle proprietà atomiche (raggio atomico, raggio ionico, energia di ionizzazione, affinità elettronica).</p> <p>Legame chimico e struttura molecolare  Formule di Lewis (raggiungimento dell'ottetto, lacune ed espansione dell'ottetto, presenza di più strutture compatibili e risonanza). Geometria molecolare secondo la teoria VSEPR (Valence Shell Electron Pair Repulsion). Legame covalente. Teoria del legame di valenza (orbitali ibridi, legami <math>\sigma</math> e <math>\pi</math>). Elettronegatività. Legame covalente polare. Polarità delle molecole. Legame ionico. Teoria dell'orbitale molecolare (molecole biatomiche). Il legame nei composti di coordinazione. Teoria del campo cristallino.</p> <p>I solidi  Generalità. Il legame chimico nei solidi. Modello a bande del legame metallico. I solidi cristallini e la loro struttura. Conduttività elettrica nei solidi (conduttori, semiconduttori, superconduttori, isolanti).</p> <p>I gas  Proprietà generali. Le leggi dei gas. La legge di Boyle, le leggi di Charles e Guy-Lussac. L'equazione di stato dei gas ideali. Pressioni parziali. La legge di Graham o della diffusione. La teoria cinetica: un modello per i gas ideali. Distribuzione delle velocità di Maxwell-Boltzmann. I gas reali. L'equazione di Van der Waals. La liquefazione dei gas.</p> <p>Stati condensati e transizioni di fase  Importanza e natura dei legami intermolecolari. Forze di Van der Waals. Legame a idrogeno. Diagrammi di fase. Transizione di fase.</p>

	<p>Tensione di vapore.</p> <p>Le soluzioni La formazione delle soluzioni. Soluzioni ideali e non ideali. Modi di esprimere la concentrazione delle soluzioni. Tensione di vapore delle soluzioni. Legge di Raoult. Proprietà colligative delle soluzioni. Osmosi. Distillazione frazionata e cristallizzazione frazionata.</p> <p>Le reazioni chimiche Reazioni acido-base. Reazioni redox. Reazioni di precipitazione. Titolazioni acido-base. Titolazioni redox.</p> <p>Cenni di termodinamica I principi della termodinamica. Legge di Hess e termochimica. Criteri di spontaneità per una reazione chimica. L'equilibrio chimico: generalità. La legge di azione di massa. La costante di equilibrio. Vari modi di esprimere la costante di equilibrio. Fattori che influenzano l'equilibrio. Il principio dell'equilibrio mobile. Gli equilibri eterogenei.</p> <p>Equilibrio chimico in soluzione Gli equilibri acido-base: generalità. Auto-ionizzazione dell'acqua. Il pH nelle soluzioni di acidi e basi forti. Il pH di soluzioni di acidi e basi deboli. Gli ioni come acidi e basi (reazioni di idrolisi). Il grado di dissociazione ed il pH. Acidi poliprotici e basi poliacide. Specie anfiprotiche (o anfotili). Le soluzioni tampone. Indicatori di pH. Equilibrio chimico e titolazioni acido-base (o di neutralizzazione). Gli equilibri di solubilità. Il prodotto di solubilità. Fattori che possono influenzare la solubilità (temperatura, pH, effetto dello ione comune, formazione di complessi).</p> <p>Elettrochimica Generalità. Celle galvaniche: funzionamento e costruzione. Il potenziale normale (o standard) di riduzione. La legge di Nernst. Pile a concentrazione. Elettrodo a vetro. Elettrochimica e la termodinamica. Elettrolisi. Ordine di scarica agli elettrodi. Esempi di elettrolisi (elettrolisi dell'acqua, di una salamoia, elettrolisi di sali fusi). Aspetti quantitativi dell'elettrolisi: le leggi di Faraday.</p> <p>Cenni di cinetica chimica Velocità di reazione. Leggi cinetiche e ordine di reazione. Costanti cinetiche. Equazione di Arrhenius. Stadio cineticamente determinante. Catalisi.</p>
Testi di riferimento	<p>- G. Bandoli, A. Dolmella, G. Natile. Chimica di base. EdiSES, Napoli, 2003.</p> <p>- I. Bertini, C. Luchinat, F. Mani. Stechiometria. Casa Editrice Ambrosiana, 2009.</p> <p>- P. Giannoccaro, S. Doronzo. Elementi di Stechiometria. EdiSES, Napoli, 2009.</p>
Note ai testi di riferimento	
Metodi didattici	Lezioni frontali mediante impiego di PowerPoint. Esercitazioni in aula.
Metodi di valutazione	Prova scritta con quesiti a risposta aperta e colloquio orale.

(scritto, orale, prove in itinere)	
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>Conoscenza della nomenclatura chimica;</p> <p>Conoscenza della struttura atomica;</p> <p>Abilità nella descrizione delle molecole (struttura di Lewis, ibridazione, geometria, legami chimici, polarità);</p> <p>Capacità di risoluzione di problemi di stechiometria (bilanciamento di equazioni chimiche, calcolo delle masse, delle moli e della concentrazione, applicazione delle leggi dei gas, determinazione delle proprietà colligative delle soluzioni, calcolo del pH, della forza elettromotrice, determinazione di costanti di equilibrio e di grandezze termodinamiche);</p> <p>Accuratezza nei calcoli;</p> <p>Capacità di prevedere l'esito di una reazione in base alle proprietà acido-base, redox, alla solubilità e alla capacità di complessazione delle specie coinvolte;</p> <p>Capacità di sostenere un contraddittorio con il docente durante la correzione/revisione dell'elaborato scritto ed il contestuale colloquio orale.</p>
Altro	