

FACOLTÀ	Scienze MM. FF. NN.
ANNO ACCADEMICO	2013-2014
CORSO DI LAUREA	Scienze Biologiche – sede Trapani
INSEGNAMENTO	Fondamenti di Chimica con eserc. CI
TIPO DI ATTIVITÀ	Base, caratterizzante
AMBITO DISCIPLINARE	Discipline Chimiche
CODICE INSEGNAMENTO	15954
ARTICOLAZIONE IN MODULI	SI
NUMERO MODULI	2
SETTORI SCIENTIFICO DISCIPLINARI	CHIM/03, CHIM/02
DOCENTE RESPONSABILE (MODULO 1)	Michelangelo Scopelliti Ricercatore Università degli Studi di Palermo
DOCENTE COINVOLTO (MODULO 2)	Renato Lombardo Ricercatore Università degli Studi di Palermo
CFU	9 + 3
NUMERO DI ORE RISERVATE ALLO STUDIO PERSONALE	153 + 39
NUMERO DI ORE RISERVATE ALLE ATTIVITÀ DIDATTICHE ASSISTITE	72 + 36
PROPEDEUTICITÀ	Nessuna
ANNO DI CORSO	Polo didattico di Trapani
SEDE DI SVOLGIMENTO DELLE LEZIONI	
ORGANIZZAZIONE DELLA DIDATTICA	Lezioni frontali ed esercitazioni in aula
MODALITÀ DI FREQUENZA	Facoltativa
METODI DI VALUTAZIONE	Prova Scritta e Orale
TIPO DI VALUTAZIONE	Voto in trentesimi
PERIODO DELLE LEZIONI	Primo semestre
CALENDARIO DELLE ATTIVITÀ DIDATTICHE	attività da programmare e consultabili sul sito del Corso di Laurea http://www.unipa.it/scienzebiologiche/
ORARIO DI RICEVIMENTO DEGLI STUDENTI	attività da programmare e consultabili sul sito del Corso di Laurea http://www.unipa.it/scienzebiologiche/

RISULTATI DI APPRENDIMENTO ATTESI

Conoscenza e capacità di comprensione

Conoscere i principi generali per la comprensione dei fenomeni collegati con le proprietà della materia e le sue trasformazioni.

Capacità di applicare conoscenza e comprensione

Capacità di applicare i principi generali nello studio di problematiche chimiche e chimico-fisiche anche nel contesto delle scienze biologiche.

Autonomia di giudizio

Essere in grado di valutare le problematiche chimiche e chimico-fisiche inerenti le scienze biologiche. Capacità di razionalizzare e prevedere le possibili utilizzazioni delle conoscenze acquisite.

Abilità comunicative

Capacità di saper comunicare in modo chiaro e privo di ambiguità, anche a interlocutori non esperti,

informazioni, problemi e soluzioni. Capacità di utilizzare il linguaggio specifico proprio della disciplina.

Capacità d'apprendimento

Avere sviluppato le capacità di apprendimento che consentono per intraprendere studi successivi con un alto grado di autonomia.

OBIETTIVI FORMATIVI DEL MODULO

Il corso si propone di fornire competenze di base nell'ambito della chimica generale, ovvero comprenderne i principi generali. Lo scopo è di permettere allo studente di affrontare lo studio della materia in relazione alla composizione e correlarne le proprietà in funzione della struttura molecolare, sia da un punto di vista pratico che da uno teorico.

MODULO	CHIMICA GENERALE
ORE FRONTALI	LEZIONI FRONTALI
4	<u>Materia.</u> Sistema internazionale di misura. Proprietà fisiche e chimiche, estensive ed intensive. Massa, volume e densità. Sostanze pure e miscugli. Fase, sistema omogeneo ed eterogeneo. Elementi e composti. L'atomo nucleare e le particelle subatomiche. Isotopi e pesi atomici. Unità di massa chimica e mole. Composizione percentuale. Formule minime e molecolari.
6	<u>Struttura elettronica degli atomi e tavola periodica degli elementi.</u> Modello atomico di Bohr. Dualismo onda-particella. Principio di indeterminazione. Gli orbitali atomici dell'idrogeno. Numeri quantici. Atomi polielettronici. Configurazioni elettroniche. Principio di <i>Aufbau</i> . Principio di esclusione di Pauli e regola di Hund. Periodicità delle proprietà fisiche: raggi atomici e raggi ionici, energia di ionizzazione, affinità elettronica. Elettronegatività.
6	<u>Legame chimico e struttura molecolare.</u> Energia di legame. Legame ionico. Legame covalente. Strutture di Lewis di molecole biatomiche e poliatomiche. Formule risonanti. Carica formale degli atomi. Parametri del legame covalente: entalpia e lunghezza di legame. Ordine di legame. Legame covalente polare. Geometria molecolare di ioni e molecole secondo il modello VSEPR. Molecole polari. Teoria del legame di valenza. Ibridazione e modello degli elettroni localizzati, legami σ e π .
2	<u>Principali classi di composti inorganici.</u> Numero di ossidazione. Sistema periodico con conoscenza di periodi e gruppi. Discussione di possibili valenze e legami sulla base delle configurazioni elettroniche. Cenni di nomenclatura sistematica. Composti binari con idrogeno ed ossigeno. Idrossidi e ossiacidi. Sali.
4	<u>Reazioni chimiche e loro bilanciamento.</u> Reazioni di combustione. Reazioni chimiche in soluzione acquosa. Reazioni di ossido-riduzione. Relazioni ponderali nelle reazioni chimiche.
2	<u>Stato liquido.</u> Proprietà dei liquidi. Evaporazione di un liquido e tensione di vapore. Temperatura di ebollizione e temperatura di solidificazione o di fusione.
4	<u>Soluzioni e Proprietà delle soluzioni.</u> Soluzioni di liquidi in liquidi. Soluzioni di solidi in liquidi. Unità di concentrazione, saturazione e solubilità. Soluzioni di gas in liquidi. Legge di Henry. Influenza della temperatura e della pressione sulla solubilità. Legge di Raoult. Proprietà colligative per soluzioni di non elettroliti e di elettroliti: abbassamento della tensione di vapore, abbassamento crioscopico,

	innalzamento ebullioscopico e pressione osmotica.
2	Equilibrio chimico. Legge di azione di massa. Equilibri nei sistemi omogenei ed eterogenei. K_p e K_c . Quoziente di reazione e costante di equilibrio. Principio di Le Chatelier: il principio dell'equilibrio mobile applicato ad equilibri.
8	Equilibri in soluzione acquosa: equilibri acido-base. Definizione di acido e base secondo Arrhenius, Bronsted-Lowry e Lewis. Equilibri di Bronsted. Autoprotoneazione dell'acqua e scala del pH. Forza degli acidi e delle basi. Acidi poliprotici. Acidi, basi e sali in soluzione acquosa. Soluzioni tampone. Equazione di Henderson-Hasselbach. Idrolisi. Titolazioni acido-base. Indicatori.
4	Equilibri in soluzione acquosa: equilibri di solubilità. Equilibri con sali poco solubili. Solubilità e prodotto di solubilità. Precipitazione e dissoluzione. Effetto dello ione in comune sulla solubilità. Solubilità, pH, ioni complessi.
6	Elettrochimica: celle galvaniche ed elettrolisi. Pila Daniel. Potenziale dell'elettrodo. Equazione di Nernst e f.e.m. di una pila. Tipi di elettrodi: elettrodi di prima specie, elettrodi di seconda specie e elettrodi redox. Elettrodo standard ad idrogeno. Potenziali elettrochimici standard. Elettrodo a vetro. pHmetro. Pile a concentrazione. Elettrolisi: le leggi di Faraday. Elettrolisi dell'acqua e del cloruro di sodio allo stato fuso e in soluzione acquosa.
ESERCITAZIONI	
2	La mole. Reazioni chimiche e loro bilanciamento.
4	Bilanciamento delle reazioni chimiche. Relazioni ponderali nelle reazioni chimiche.
2	Le soluzioni, concentrazione delle soluzioni.
4	Proprietà colligative per soluzioni di non elettroliti e di elettroliti.
2	Equilibrio chimico omogeneo ed eterogeneo
6	Calcolo di pH di soluzioni di acidi, basi e sali. Elettroliti anfoteri.
4	Soluzioni tampone. Idrolisi.
4	Titolazioni acido-base.
4	Equilibri di solubilità e prodotto di solubilità.
4	Elettrochimica
TESTI CONSIGLIATI	Chimica Generale: McQuarrie, Rock, Gallogly, "Chimica Generale", Zanichelli Kotz, Treichel, Weaver. "Chimica" EdiSES Manotti Lanfredi, Tiripicchio. "Fondamenti di Chimica" - Casa Editrice Ambrosiana Bandoli, Dolmella, Natile "Chimica di base" EdiSES Bertani et. al. "Chimica Generale e Inorganica" - Casa Editrice Ambrosiana Esercitazioni numeriche: Cacace, Schiavello. "Stechiometria" - Ed Libreria ricerche Giomini, Balestrieri, Giustini. "Fondamenti di stechiometria" – EdiSES

OBIETTIVI FORMATIVI DEL MODULO

Obiettivo del modulo è di fornire una conoscenza introduttiva dei principi fisici inerenti i sistemi chimici. In particolare, verranno affrontate le conseguenze della natura atomico-molecolare della materia sul suo comportamento macroscopico, la spiegazione delle trasformazioni fisiche e chimiche sulla base delle grandezze termodinamiche e dei meccanismi di reazione.

MODULO	CHIMICA FISICA
ORE FRONTALI	LEZIONI FRONTALI
1	Principio zero della termodinamica: equilibrio termico, temperatura, lo scambio di calore, descrizione microscopica.
3	Lo stato gassoso: Le leggi dei gas, basi sperimentali. La legge dei gas ideali, le leggi dei gas reali. Miscele di gas e pressioni parziali. La teoria cinetica molecolare dei gas. Diffusione ed effusione.
4	Il primo principio della termodinamica: Calore, lavoro, energia interna, l'energia delle molecole, le interazioni intermolecolari: interazione ione-dipolo, interazioni fra dipoli permanenti e indotti, legame idrogeno, forze di dispersione. Conservazione dell'energia, termochimica, calcolo della variazione dell'entalpia di reazioni chimiche e processi fisici da dati termodinamici, la legge di Hess e di Kirchhoff. Applicazioni numeriche.
3	Il secondo principio della termodinamica: La spontaneità dei processi, processi reversibili e irreversibili, l'entropia, interpretazione microscopica dell'entropia, criteri termodinamici di equilibrio, l'energia libera e il potenziale chimico.
2	Proprietà dei liquidi: Cambiamenti di fase. Diagramma di fase dell'acqua e dell'anidride carbonica. Temperatura e pressione critiche. Fluidi supercritici.
3	Termodinamica delle soluzioni: Il concetto di attività, la termodinamica dei processi di mescolamento, le proprietà colligative per soluzioni di non elettroliti: descrizione microscopica.
3	Gli equilibri chimici: la costante di equilibrio termodinamica e la variazione di energia libera standard di reazione, calcolo delle costanti di equilibrio da dati termodinamici, la dipendenza della costante di equilibrio dalla temperatura e dalla pressione. Applicazioni numeriche.
5	La cinetica chimica: le tecniche sperimentali, la velocità di reazione, leggi cinetiche e costanti cinetiche, l'ordine di reazione, la determinazione delle leggi cinetiche. Le reazioni che tendono all'equilibrio. La dipendenza della velocità di reazione dalla temperatura. Le reazioni elementari, le reazioni elementari consecutive: la variazione delle concentrazioni con il tempo, lo stadio cineticamente determinante, l'approssimazione dello stato stazionario, il pre-equilibrio. Applicazioni numeriche.
TESTI CONSIGLIATI	Elementi di Chimica Fisica P. Atkins, J. de Paula. Zanichelli Chimica Fisica P. Atkins Zanichelli Chimica Fisica Biologica 1 P. Atkins, J. de Paula. Zanichelli