

<b>FACOLTÀ</b>	Scienze MM. FF. NN.
<b>ANNO ACCADEMICO</b>	2012-2013
<b>CORSO DI LAUREA</b>	Scienze Biologiche – sede Palermo
<b>INSEGNAMENTO</b>	<b>Fondamenti di Chimica con eserc.</b>
<b>TIPO DI ATTIVITÀ</b>	Base, Attività formative affini o integrative
<b>AMBITO DISCIPLINARE</b>	Discipline Chimiche – Attività formative affini o integrative
<b>CODICE INSEGNAMENTO</b>	15954
<b>ARTICOLAZIONE IN MODULI</b>	SI
<b>NUMERO MODULI</b>	2
<b>SETTORI SCIENTIFICO DISCIPLINARI</b>	CHIM/03, CHIM/02
<b>DOCENTE RESPONSABILE (MODULO 1)</b>	Tiziana Fiore Ricercatore Università di Palermo
<b>DOCENTE COINVOLTO (MODULO 2)</b>	Delia Francesca Chillura Martino Professore Associato Università di Palermo
<b>CFU</b>	9 + 3
<b>NUMERO DI ORE RISERVATE ALLO STUDIO PERSONALE</b>	153 + 39
<b>NUMERO DI ORE RISERVATE ALLE ATTIVITÀ DIDATTICHE ASSISTITE</b>	72 + 36
<b>PROPEDEUTICITÀ</b>	Nessuna
<b>ANNO DI CORSO</b>	I
<b>SEDE DI SVOLGIMENTO DELLE LEZIONI</b>	Edificio 16
<b>ORGANIZZAZIONE DELLA DIDATTICA</b>	Lezioni frontali ed esercitazioni in aula
<b>MODALITÀ DI FREQUENZA</b>	Facoltativa
<b>METODI DI VALUTAZIONE</b>	Prova Scritta e Orale
<b>TIPO DI VALUTAZIONE</b>	Voto in trentesimi
<b>PERIODO DELLE LEZIONI</b>	Primo semestre
<b>CALENDARIO DELLE ATTIVITÀ DIDATTICHE</b>	Lunedì - Mercoledì – 9:30-11:30 Martedì – Giovedì – 11:00-13:00
<b>ORARIO DI RICEVIMENTO DEGLI STUDENTI</b>	Previo appuntamento da concordare con i docenti via e-mail ( <a href="mailto:tiziana.fiore@unipa.it">tiziana.fiore@unipa.it</a> , <a href="mailto:delia.chilluramartino@unipa.it">delia.chilluramartino@unipa.it</a> )

### **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

Riportati nel Regolamento Didattico del Corso di Studio

MODULO	CHIMICA GENERALE CON ESERCITAZIONI
ORE FRONTALI	LEZIONI FRONTALI
4	<b>Materia.</b> 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	<b>Struttura elettronica degli atomi e tavola periodica degli elementi.</b> 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	<b>Legame chimico e struttura molecolare.</b> 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 $\sigma$ e $\pi$ .
2	<b>Principali classi di composti inorganici.</b> 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	<b>Reazioni chimiche e loro bilanciamento.</b> Reazioni di combustione. Reazioni chimiche in soluzione acquosa. Reazioni di ossido-riduzione. Relazioni ponderali nelle reazioni chimiche.
2	<b>Stato liquido.</b> Proprietà dei liquidi. Evaporazione di un liquido e tensione di vapore. Temperatura di ebollizione e temperatura di solidificazione o di fusione.
4	<b>Soluzioni e Proprietà delle soluzioni.</b> 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	<b>Equilibrio chimico.</b> 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	<b>Equilibri in soluzione acquosa: equilibri acido-base.</b> Definizione di acido e base secondo Arrhenius, Bronsted-Lowry e Lewis. Equilibri di Bronsted. Autoprotonazione 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	<b>Equilibri in soluzione acquosa: equilibri di solubilità.</b> 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	<b>Elettrochimica: celle galvaniche ed elettrolisi.</b> 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.
<b>ESERCITAZIONI</b>	
2	La mole. Reazioni chimiche e loro bilanciamento.
4	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	Equilibrio chimico in soluzione acquosa: soluzioni di acidi, basi e sali. Elettroliti anfoteri.
4	Soluzioni tampone. Idrolisi.
4	Titolazioni acido-base.
4	Equilibri con sali poco solubili. Solubilità e prodotto di solubilità. Precipitazione e dissoluzione. Effetto dello ione in comune sulla solubilità.
4	Elettrochimica
<b>TESTI CONSIGLIATI</b>	<b>Chimica Generale:</b> 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 <b>Esercitazioni numeriche:</b> Cacace, Schiavello. "Stechiometria" - Ed Libreria ricerche Giomini, Balestrieri, Giustini. "Fondamenti di stechiometria" - EdiSES Giannoccaro, Doronzo. "Elementi di stechiometria" - EdiSES

#### OBIETTIVI FORMATIVI DEL MODULO

Riportati nel Regolamento Didattico del Corso di Studio

MODULO	CHIMICA FISICA
ORE FRONTALI	LEZIONI FRONTALI
1	<b>Principio zero della termodinamica:</b> equilibrio termico, temperatura, lo scambio di calore, descrizione microscopica.
3	<b>Lo stato gassoso:</b> 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	<b><u>Il primo principio della termodinamica:</u></b> 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. <b>Applicazioni numeriche.</b>
3	<b><u>Il secondo principio della termodinamica:</u></b> 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	<b><u>Proprietà dei liquidi:</u></b> Cambiamenti di fase. Diagramma di fase dell'acqua e dell'anidride carbonica. Temperatura e pressione critiche. Fluidi supercritici.
3	<b><u>Termodinamica delle soluzioni:</u></b> Il concetto di attività, la termodinamica dei processi di mescolamento, le proprietà colligative per soluzioni di non elettroliti: descrizione microscopica.
3	<b><u>Gli equilibri chimici:</u></b> 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. <b>Applicazioni numeriche.</b>
5	<b><u>La cinetica chimica:</u></b> 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. <b>Applicazioni numeriche.</b>
<b>TESTI CONSIGLIATI</b>	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