



# UNIVERSITÀ DEGLI STUDI DI PALERMO

<b>DIPARTIMENTO</b>	Scienze Agrarie, Alimentari e Forestali
<b>ANNO ACCADEMICO OFFERTA</b>	2016/2017
<b>ANNO ACCADEMICO EROGAZIONE</b>	2016/2017
<b>CORSO DILAUREA</b>	SCIENZE E TECNOLOGIE AGROALIMENTARI
<b>INSEGNAMENTO</b>	CHIMICA GENERALE E ANALITICA
<b>TIPO DI ATTIVITA'</b>	A
<b>AMBITO</b>	50132-Discipline chimiche
<b>CODICE INSEGNAMENTO</b>	18522
<b>SETTORI SCIENTIFICO-DISCIPLINARI</b>	CHIM/03
<b>DOCENTE RESPONSABILE</b>	BARONE GIAMPAOLO Professore Ordinario Univ. di PALERMO
<b>ALTRI DOCENTI</b>	
<b>CFU</b>	6
<b>NUMERO DI ORE RISERVATE ALLO STUDIO PERSONALE</b>	90
<b>NUMERO DI ORE RISERVATE ALLA DIDATTICA ASSISTITA</b>	60
<b>PROPEDEUTICITA'</b>	
<b>MUTUAZIONI</b>	
<b>ANNO DI CORSO</b>	1
<b>PERIODO DELLE LEZIONI</b>	1° semestre
<b>MODALITA' DI FREQUENZA</b>	Facoltativa
<b>TIPO DI VALUTAZIONE</b>	Voto in trentesimi
<b>ORARIO DI RICEVIMENTO DEGLI STUDENTI</b>	<b>BARONE GIAMPAOLO</b> Martedì 15:00 17:00 Sede del Consorzio Universitario, corso Vittorio Emanuele, 92, 93100 Caltanissetta Mercoledì 15:00 17:00 Studio del docente, viale delle Scienze, Edificio 17, 90128 Palermo

DOCENTE: Prof. GIAMPAOLO BARONE

<b>PREREQUISITI</b>	Conoscenze richieste per l'iscrizione al CdL e verificate attraverso il test di ingresso
<b>RISULTATI DI APPRENDIMENTO ATTESI</b>	<p>Conoscenza e capacita' di comprensione          Conoscere i principi generali per la comprensione dei fenomeni collegati con le proprieta' della materia e le sue trasformazioni.          Capacita' di applicare conoscenza e comprensione          Capacita' di applicare i principi generali nello studio di problematiche chimiche e chimico-fisiche.          Autonomia di giudizio          Essere in grado di valutare le problematiche chimiche e chimico-fisiche.          Capacita' di razionalizzare e prevedere le possibili utilizzazioni delle conoscenze acquisite.          Abilita' comunicative          Capacita' di saper comunicare in modo chiaro e privo di ambiguita', anche a interlocutori non esperti, informazioni, problemi e soluzioni. Capacita' di utilizzare il linguaggio specifico proprio della disciplina.          Capacita' d'apprendimento          Avere sviluppato le capacita' di apprendimento che consentono di intraprendere studi successivi con un alto grado di autonomia.</p>
<b>VALUTAZIONE DELL'APPRENDIMENTO</b>	<p>La prova finale di esame consiste di una prova scritta e di una prova orale. La prova scritta, della durata di circa 3 ore, riguarda la risoluzione di cinque esercizi di stechiometria e la risposta aperta a cinque quesiti teorici. La prova orale, non obbligatoria, consiste di un colloquio su aspetti teorici e pratici degli argomenti affrontati nel corso. La valutazione finale, opportunamente graduata, sara' formulata sulla base delle seguenti condizioni:</p> <p>a) Conoscenza sufficiente degli argomenti e delle teorie affrontati nell'insegnamento e sufficiente capacita' di esposizione; sufficiente grado di consapevolezza e di autonomia nell'applicazione delle teorie per la risoluzione di problemi (voto 18-21);          b) Conoscenza discreta degli argomenti e delle teorie affrontati nell'insegnamento e discreta capacita' di esposizione; discreto grado di consapevolezza e di autonomia nell'applicazione delle teorie per la risoluzione di problemi (voto 22-25);          c) Buona conoscenza degli argomenti e delle teorie affrontati nell'insegnamento e buona capacita' di esposizione; buon grado di consapevolezza e di autonomia nell'applicazione delle teorie per la risoluzione di problemi (voto 26-28);          d) Ottima conoscenza degli argomenti e delle teorie affrontati nell'insegnamento ed ottima capacita' di esposizione; eccellente grado di consapevolezza e di autonomia nell'applicazione delle teorie per la risoluzione di problemi (voto 29-30L).</p>
<b>OBIETTIVI FORMATIVI</b>	Il corso si propone di fornire una introduzione al linguaggio e alla metodologia scientifica, con particolare riguardo alla struttura e alla reattivita' della materia e al ruolo dei processi chimici in applicazioni tecnologiche. L'obiettivo formativo principale riguarda la conoscenza degli equilibri chimici in soluzione acquosa, allo scopo di fornire le basi necessarie per comprendere fenomeni biochimici.
<b>ORGANIZZAZIONE DELLA DIDATTICA</b>	L'insegnamento si svolge nel primo semestre del I anno e consiste di lezioni frontali ed esercitazioni numeriche in aula. Esercizi svolti in aula mirano a simulare la prova finale di esame.
<b>TESTI CONSIGLIATI</b>	<p>Chimica: materia, tecnologia e ambiente; Prima edizione; I. Bertini, C. Luchinat, F. Mani; Ambrosiana, 2016          Chimica di base; Seconda edizione; G. Bandoli, A. Dolmella, G. Natile; Edises 2003;          Fondamenti di Stechiometria; M. Giomini, E. Balestrieri, M. Giustini; Edises 2009</p>

### PROGRAMMA

ORE	Lezioni
3	Materia: sistema internazionale di misura; proprieta' fisiche e chimiche, estensive ed intensive; massa, volume e densita; sostanze pure e miscugli; fase, sistemi omogenei ed eterogenei; elementi e composti; l'atomo nucleare e le particelle subatomiche; isotopi e pesi atomici; unita' di massa atomica e mole; composizione percentuale; formule minime e molecolari.
3	Struttura elettronica degli atomi e tavola periodica degli elementi. Modello atomico di Bohr; dualismo onda-particella; principio di indeterminazione; gli orbitali atomici dell'idrogeno; numeri quantici; atomi polielettronici; configurazione elettronica; principio di Aufbau; principio di esclusione di Pauli e regola di Hund; periodicita' delle proprieta' fisiche e chimiche: raggi atomici e raggi ionici, energia di ionizzazione, affinita' elettronica; elettronegativita'.
4	Legame chimico e struttura molecolare: energia di legame; legame ionico; legame covalente; strutture di Lewis di molecole biatomiche e poliatomiche; risonanza; carica formale; entalpia e lunghezza del legame covalente; ordine di legame; legame covalente polare; geometria molecolare di ioni e molecole secondo il modello VSEPR; molecole polari; teoria del legame di valenza; ibridazione, legami sigma e pi-greco.

## PROGRAMMA

ORE	Lezioni
4	Principali classi di composti inorganici: numero di ossidazione; tavola periodica, periodi e gruppi; formazione di composti molecolari e ionici sulla base della configurazione elettronica; cenni di nomenclatura sistematica; composti binari con idrogeno ed ossigeno; idrossidi e ossiacidi; sali.
3	Reazioni chimiche e bilanciamento di equazioni chimiche: reazioni di combustione; reazioni chimiche in soluzione acquosa; reazioni di ossido-riduzione; relazioni ponderali.
2	Termochimica: energia e reazioni chimiche; il principio di conservazione dell'energia; calore e lavoro, reazioni esotermiche ed endotermiche, primo principio della termodinamica; energia interna ed entalpia, variazioni di entalpia nelle reazioni chimiche; legge di Hess, entalpia standard di formazione.
2	Stato gassoso: legge dei gas ideali; forze intermolecolari e gas reali; legame a idrogeno.
3	Stato liquido: proprietà dei liquidi; evaporazione di un liquido e tensione di vapore; temperatura di ebollizione e temperatura di solidificazione o di fusione; diagrammi di stato.
3	Soluzioni e loro proprietà: soluzioni di liquidi in liquidi e di solidi in liquidi; unità di misura della concentrazione; saturazione e solubilità; soluzioni di gas in liquidi: legge di Henry; influenza della temperatura e della pressione sulla solubilità di un gas; proprietà colligative di soluzioni di non elettroliti e di elettroliti: abbassamento della tensione di vapore, abbassamento crioscopico, innalzamento ebullioscopico e pressione osmotica.
3	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 e sue applicazioni.
5	Equilibri in soluzione acquosa: equilibri acido-base; definizione di acido e base secondo Arrhenius, Brønsted-Lowry e Lewis; scala del pH; forza relativa degli acidi e delle basi; acidi, basi e sali in soluzione acquosa; idrolisi; soluzioni tampone; titolazioni acido-base; indicatori.
5	Equilibri eterogenei: solubilità e prodotto di solubilità; equilibri di ripartizione; precipitazione e dissoluzione; effetto dello ione in comune sulla solubilità; effetto del pH e della formazione di ioni complessi sulla solubilità.
5	Elettrochimica: celle galvaniche ed elettrolitiche; pila Daniell; potenziale dell'elettrodo; equazione di Nernst e forza elettromotrice di una pila; elettrodo standard ad idrogeno; potenziali elettrochimici standard; elettrodo a vetro; pHmetro; pile a concentrazione; elettrolisi: le leggi di Faraday.
ORE	Esercitazioni
5	Reazioni chimiche e stechiometria
5	Equilibrio chimico
5	Esercitazioni su quesiti della prova finale