



UNIVERSITÀ DEGLI STUDI DI PALERMO

DIPARTIMENTO	Scienze e Tecnologie Biologiche, Chimiche e Farmaceutiche		
ANNO ACCADEMICO OFFERTA	2020/2021		
ANNO ACCADEMICO EROGAZIONE	2020/2021		
CORSO DILAUREA	BIOTECNOLOGIE		
INSEGNAMENTO	CHIMICA GENERALE ED INORGANICA		
TIPO DI ATTIVITA'	A		
AMBITO	50084-Discipline chimiche		
CODICE INSEGNAMENTO	01900		
SETTORI SCIENTIFICO-DISCIPLINARI	CHIM/03		
DOCENTE RESPONSABILE	TERENZI ALESSIO	Professore Associato	Univ. di PALERMO
ALTRI DOCENTI			
CFU	7		
NUMERO DI ORE RISERVATE ALLO STUDIO PERSONALE	111		
NUMERO DI ORE RISERVATE ALLA DIDATTICA ASSISTITA	64		
PROPEDEUTICITA'			
MUTUAZIONI			
ANNO DI CORSO	1		
PERIODO DELLE LEZIONI	1° semestre		
MODALITA' DI FREQUENZA	Facoltativa		
TIPO DI VALUTAZIONE	Voto in trentesimi		
ORARIO DI RICEVIMENTO DEGLI STUDENTI	TERENZI ALESSIO Lunedì 15:00 17:00 Edificio 17, Studio 0/C5. Contattare il docente via email per concordare l'orario del ricevimento. Mercoledì 15:00 17:00 Edificio 17, Studio 0/C5		

DOCENTE: Prof. ALESSIO TRENZI

PREREQUISITI	Conoscenze richieste per l'iscrizione al CdL e verificate attraverso il test di ingresso
RISULTATI DI APPRENDIMENTO ATTESI	Conoscenza e capacità di comprensione: conoscere i principi generali della chimica moderna 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 i possibili usi delle conoscenze acquisite. Abilità comunicative: saper comunicare in modo chiaro e privo di ambiguità, anche ad interlocutori non esperti, informazioni, problemi e soluzioni inerenti le scienze chimiche. Capacità di utilizzare il linguaggio specifico proprio della disciplina. Capacità d'apprendimento: avere sviluppato le capacità di apprendimento necessarie ad intraprendere studi successivi con un alto grado di autonomia.
VALUTAZIONE DELL'APPRENDIMENTO	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, sarà formulata sulla base delle seguenti condizioni: a) Conoscenza sufficiente degli argomenti e delle teorie affrontati nell'insegnamento e sufficiente capacità 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 capacità 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 capacità 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 capacità di esposizione; eccellente grado di consapevolezza e di autonomia nell'applicazione delle teorie per la risoluzione di problemi (voto 29-30L).
OBIETTIVI FORMATIVI	Il corso si propone di fornire un'introduzione al linguaggio e alla metodologia scientifica, con particolare attenzione alla struttura e alla reattività della materia ed al ruolo dei processi chimici nei sistemi biologici. L'obiettivo formativo principale riguarda la conoscenza degli equilibri chimici in soluzione acquosa, allo scopo di fornire le basi necessarie per comprendere fenomeni biochimici.
ORGANIZZAZIONE DELLA DIDATTICA	L'insegnamento si svolge nel primo semestre del I anno e consiste di lezioni frontali ed esercitazioni numeriche in aula. E' prevista una prova in itinere, non obbligatoria, su argomenti trattati nel corso. Inoltre, esercizi svolti in aula mirano a simulare la prova finale di esame.
TESTI CONSIGLIATI	Kotz et al., Chimica, EdiSES Petrucci et al., Chimica Generale. Principi ed applicazioni moderne, Piccin Atkins et al., Principi di Chimica, Zanichelli Cacace et al., Stechiometria, Bulzoni Giomini et al., Fondamenti di stechiometria, EdiSES

PROGRAMMA

ORE	Lezioni
4	Materia: sistema internazionale di misura; proprietà fisiche e chimiche, estensive ed intensive; massa, volume e densità; sostanze pure e miscele; fase, sistemi omogenei ed eterogenei; elementi e composti; l'atomo nucleare e le particelle subatomiche; isotopi e pesi atomici; unità 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; periodicità delle proprietà fisiche e chimiche: raggi atomici e raggi ionici, energia di ionizzazione, affinità elettronica; elettronegatività.
5	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; numero di ossidazione. Teoria del legame di valenza; ibridazione, legami sigma e pi-greco.

PROGRAMMA

ORE	Lezioni
2	Principali classi di composti inorganici: 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.
4	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; 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;
2	Stato liquido: proprietà dei liquidi; evaporazione di un liquido e tensione di vapore; temperatura di ebollizione e temperatura di solidificazione o di fusione.
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.
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 e sue applicazioni.
4	Equilibrio 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.
3	Equilibri in soluzione acquosa: equilibri di solubilità; equilibri eterogenei con sali poco solubili; solubilità e prodotto di solubilità; precipitazione e dissoluzione; effetto dello ione in comune sulla solubilità; effetto del pH e della formazione di ioni complessi sulla solubilità
4	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; pH-metro; pile a concentrazione; elettrolisi: le leggi di Faraday.
ORE	Esercitazioni
2	La mole; reazioni chimiche e loro bilanciamento.
2	Relazioni ponderali nelle reazioni chimiche.
2	Formule di Lewis e legame chimico, struttura tridimensionale di molecole.
2	Gas ideali.
2	Le soluzioni e la loro concentrazione.
2	Proprietà colligative di soluzioni di non elettroliti e di elettroliti.
4	Equilibrio chimico in soluzione acquosa: soluzioni di acidi, basi e sali, soluzioni tampone, 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.