



UNIVERSITÀ DEGLI STUDI DI PALERMO

DIPARTIMENTO	Scienze e Tecnologie Biologiche, Chimiche e Farmaceutiche		
ANNO ACCADEMICO OFFERTA	2018/2019		
ANNO ACCADEMICO EROGAZIONE	2018/2019		
CORSO DI LAUREA MAGISTRALE A CICLO UNICO	FARMACIA		
INSEGNAMENTO	CHIMICA GENERALE ED INORGANICA		
TIPO DI ATTIVITA'	A		
AMBITO	50324-Discipline Chimiche		
CODICE INSEGNAMENTO	00133		
SETTORI SCIENTIFICO-DISCIPLINARI	CHIM/03		
DOCENTE RESPONSABILE	RUBINO SIMONA	Ricercatore	Univ. di PALERMO
ALTRI DOCENTI			
CFU	12		
NUMERO DI ORE RISERVATE ALLO STUDIO PERSONALE	196		
NUMERO DI ORE RISERVATE ALLA DIDATTICA ASSISTITA	104		
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	RUBINO SIMONA Martedì 10:00 12:00 Studio Docente viale delle Scienze pad. 17 (Edificio di chimica)		

DOCENTE: Prof.ssa SIMONA RUBINO

PREREQUISITI	Gli studenti devono possedere conoscenze di calcolo numerico in ambito matematico (minimo comune multiplo e massimo comune divisore, operazioni con potenze, operazioni con radici, logaritmi, equazioni di secondo grado).
RISULTATI DI APPRENDIMENTO ATTESI	<p>Conoscenza e capacita' di comprensione; Il corso ha la funzione di fornire allo studente la conoscenza dei principi di base di chimica che potranno essere utili anche nella pratica di laboratorio. I principi base successivamente saranno utilizzati nello studio approfondito delle altre materie di carattere chimico. Lo studente riceverà anche indicazioni sul percorso da seguire per risolvere problemi dal punto di vista teorico.</p> <p>Capacita' di applicare conoscenza e comprensione; Capacita' di riconoscere ed applicare autonomamente, le metodologie necessarie per lo studio anche quantitativo delle reazioni chimiche.</p> <p>Autonomia di giudizio; Essere in grado di valutare le applicazioni in campo teorico ed analitico degli argomenti trattati.</p> <p>Abilita' comunicative; Capacita' di esporre i risultati degli studi anche ad un pubblico non esperto. Essere in grado di illustrare l'importanza ed evidenziare il ruolo della chimica nell'ambito non solo farmaceutico ma sociale.</p> <p>Capacita' d'apprendimento; Capacita' di aggiornamento con la consultazione delle pubblicazioni scientifiche concernenti i principi basilari della chimica e le loro applicazioni in campo biochimico e farmaceutico.</p>
VALUTAZIONE DELL'APPRENDIMENTO	La valutazione dell'esame viene effettuata sulla base di due prove: esame scritto e orale; facoltativa e' una prova in itinere, dove e' necessario avere le conoscenze riguardanti i seguenti argomenti: la materia, struttura dell'atomo, il legame chimico, formule di struttura, geometria molecolare (teoria VSEPR), teoria VB e OM. La prova in itinere durera' 60 minuti. Lo studente che effettua la prova in itinere e la supera con almeno 18/30 potra' accedere all' esame scritto dove dovra' risolvere cinque esercizi stechiometrici riguardanti la seconda parte del programma, se la prova in itinere non sara' superata o lo studente non l'avra' fatta, sara' tenuto ad effettuare l'esame scritto completo con la risoluzione di cinque esercizi stechiometrici e tre quesiti orali, successivamente seguira' una prova orale. La valutazione finale risultera' dalla media di tutte le prove (prova in itinere, esame scritto, esame orale); i criteri di voto seguiti saranno i seguenti: al di sotto del 18, prova non superata, tra 18 e 20 conoscenza di base degli argomenti principali, tra 21 e 23 soddisfacente, tra 24 e 25 buona conoscenza degli argomenti, 26 e 29 molto buona, 30 e 30 e lode ottima conoscenza.
OBIETTIVI FORMATIVI	<p>Classificazione periodica degli elementi. Reazioni chimiche. Equilibri chimici. Proprieta' colligative delle soluzioni. Principi di termodinamica e cinetica chimica con riferimento ai sistemi biologici.</p> <p>Il corso ha la funzione di fornire allo studente la conoscenza dei principi di base per affrontare uno studio approfondito delle tecniche analitiche, che potranno essergli utili anche nella pratica di laboratorio. Lo studente riceverà indicazioni sul percorso da seguire per risolvere problemi dal punto di vista teorico.</p>
ORGANIZZAZIONE DELLA DIDATTICA	Lezioni frontali ed esercitazioni numerica in aula.
TESTI CONSIGLIATI	<p>1. Kotz & Treichel "CHIMICA", Edises</p> <p>2. F. Cacace, M. Schiavello "STECHEMETRIA", Ed. Bulzoni</p> <p>3. P. Giannoccaro, S. Doronzo "ELEMENTI DI STECHIOMETRIA", Edises</p> <p>4. M. Giomini, E. Balestrieri, M. Giustini "FONDAMENTI DI STECHIOMETRIA", Edises</p> <p>5. M. Schiavello, L. Palmisano "Fondamenti di Chimica" Edises V Edizione</p> <p>6. I. Bertini, C. Luchinat, F. Mani "Stechiometria" Casa Editrice Ambrosiana</p> <p>7. A. Caselli, S. Rizzato, F. Tessore "Stechiometria" Edises</p>

PROGRAMMA

ORE	Lezioni
4	Obiettivi ed organizzazione del corso. Le due anime di Farmacia: Chimica e Biologia
6	Nomenclatura dei composti e reazioni chimiche
6	La Materia – La struttura dell'atomo: Stati di aggregazione della Materia. Sistemi chimici omogenei ed eterogenei. Elementi e composti chimici. Particelle atomiche elementari: Elettrone, Protone, Neutrone. Atomi, ioni. Nuclidi, isotopia. Numero atomico, numero di massa, abbondanza isotopica, simboli, Massa atomica, unita' di massa atomica, il grammoatomo, il numero di Avogadro, la mole. Spettri atomici e spettroscopia ottica. Natura ed energia della radiazione. Quantizzazione dell'energia. Numeri quantici. Transizioni elettroniche ed interpretazione degli spettri atomici. Dualismo onda-corpuscolo. La natura ondulatoria dell'elettrone. Principio di indeterminazione. Modello quantistico dell'atomo di idrogeno. L'equazione d'onda. Orbitali atomici. Spin dell'elettrone, principio di esclusione di Pauli. Regole di Hund. Configurazione elettronica degli elementi e sua notazione. Spin Nucleare. Sistema periodico degli elementi. Definizione e discussione di alcune proprieta' periodiche: energia di ionizzazione e affinita' elettronica.

PROGRAMMA

ORE	Lezioni
10	Il Legame chimico: Molecole. Aggregati molecolari. Formule molecolari, peso formula. Massa molare. Modello ionico per il legame in solidi ionici. Energia reticolare di cristalli ionici. La regola dell'ottetto nel legame ionico. Teoria del legame di valenza. Il Legame covalente come compartecipazione di elettroni e sovrapposizione di orbitali. Legami σ e π la regola dell'ottetto nel legame covalente. Legame covalente polare. Elettronegatività. Formazione di legami datore-accettore (legame dativo). Formule di struttura (Lewis). Geometria molecolare (VSEPR). Isomeri di struttura e geometrici. Polarità delle molecole. Numero di ossidazione, reazioni di ossido-riduzione. Metodo algebrico e metodo ionico-elettronico. Energia di legame, distanze di legame, ordine di legame. Gli orbitali ibridi nella Teoria del Legame di Valenza. Risonanza (o mesomeria) nella Teoria di Legame di Valenza. Discussione della geometria e della struttura elettronica di semplici molecole o ioni. Il legame secondo la teoria dell'Orbitale Molecolare. OM di legame e antilegame in molecole biatomiche omonucleari. Diagramma dei livelli di energia degli orbitali molecolari per la molecola di He_2 , Li_2 , B_2 , C_2 , N_2 , F_2 , O_2 . Forze attrattive intermolecolari con particolare riferimento al legame di Idrogeno.
13	Equilibrio Chimico I: Reversibilità delle reazioni chimiche. Equilibri omogenei ed eterogenei. Applicazione della legge di azione di massa e costante di equilibrio. La costante di equilibrio per la reazione diretta e inversa. La risposta dell'equilibrio alle perturbazioni: Il principio dell'equilibrio mobile (Le Chatelier). Equilibri in fase gassosa. Equilibri in soluzione. Teoria di Bronsted e Lowry. Acidi e basi deboli. Il ruolo speciale del solvente acqua in confronto ad altri. Confronto e interpretazione della forza di ossiacidi, perché alcuni sono più forti e altri più deboli? Equilibri di idrolisi perché alcuni sali si idrolizzano e altri no? Equilibrio di solubilità. Solubilità. Solubilità e prodotto di solubilità. I fattori che influenzano la solubilità. Perché il simile scioglie il simile? Entalpia di dissoluzione e di idratazione degli ioni. Il caso di NaOH e NH_4Cl . Solubilità in funzione del pH. Il Caso CaCO_3 . Solubilità in funzione della formazione di ioni complessi. Ammoniaca base di Bronsted, ammoniaca base di Lewis. Pressione e solubilità: legge di Henry. Soluzioni tampone, costituzione, modo di azione, potere tamponante scelta in funzione del pH. pH di soluzioni di anfotiti. Il caso di NaHCO_3 . Titolazioni di Acidi e Basi deboli come rassegna di equilibri in soluzione. Acidi e Basi di Lewis. Composti di coordinazione: geometria. Il caso di $\text{cis-(H}_3\text{N)}_2\text{PtCl}_2$: relazione struttura-attività. Proprietà magnetiche (paramagnetismo e diamagnetismo).
4	Diagrammi di Stato – Proprietà Colligative: Diagrammi di Stato con particolare riferimento a quello di H_2O . Il principio dell'equilibrio mobile applicato agli equilibri eterogenei tra le fasi di un sistema. Soluzioni ideali. Proprietà colligative: effetto del soluto (volatile o non) sulla pressione di vapore della soluzione. Legge di Raoult. Innalzamento ebullioscopico e abbassamento crioscopico. Osmosi e pressioni osmotica. Equilibrio liquido-vapore in sistemi a due componenti liquidi miscibili.
7	Termodinamica chimica: L'energia, conservazione dell'energia, equilibrio termico, unità di misura dell'energia, cambiamenti di stato. Il Primo principio della Termodinamica. La variazione di Entalpia. Equazioni termochimiche. Stati standard e variazioni di Entalpia standard. La legge di Hess. Variazione di Energia interna. Relazione tra H e E . Spontaneità delle trasformazioni fisiche e chimiche. Il Secondo principio della Termodinamica. L'Entropia, S , comprensione a livello microscopico. La variazione di Energia libera, G , e la spontaneità di una reazione. Relazione tra G° e costante di equilibrio. Calcolo delle costanti di equilibrio a temperature diverse. Elettrochimica I: celle galvaniche. Il significato dei Potenziali Standard e previsione del decorso di reazioni redox. La serie elettrochimica. Potenziali di cella ed Energia libera di reazione. Potenziali Standard e costanti di equilibrio. Equazione di Nernst. Elettrolisi. Elettrochimica e i sistemi viventi.
7	Cinetica Chimica: Velocità di reazione. Equazione cinetica, ordine di reazione. Legge cinetica del I° e del II° ordine e ordine zero in forma integrata. Tempo di dimezzamento. Effetto della Temperatura. Energia di attivazione e complessi attivati. La catalisi, i catalizzatori nei sistemi viventi: gli enzimi. Meccanismi di reazione, reazioni elementari e loro cinetica. Reazioni a catena. Velocità di reazione ed equilibrio.
6	La mole – Composizione percentuale dei composti – Determinazione della formula di un composto - Formule empiriche e Formule molecolari – Densità e % in peso - Reazioni chimiche – Il significato di una reazione chimica - Calcoli stechiometrici: quantità di reagenti e prodotti – Calcoli con un reagente limitante - Resa effettiva, resa teorica e resa percentuale.
4	Reazioni in soluzione - Concentrazione delle soluzioni: Molarità – Preparazione di soluzioni a concentrazione nota – Preparazione di soluzioni per diluizione - Reazioni acido-base – Reazioni di precipitazione - Reazioni di ossido-riduzione – Bilanciamento delle reazioni di ossido-riduzione
6	Curve di titolazione per sistemi acido/base - Curve di titolazione per acidi e basi forti - Curve di titolazione per acidi e basi deboli – Tipi comuni di indicatori acido-base – Soluzioni tampone che coinvolgono acidi poliprotici - Calcolo del pH di soluzioni di sali anfiprotici.
5	Elettrochimica II– Effetto della concentrazione sui potenziali elettrodi: equazione di Nernst – Calcolo del potenziale di una cella elettrochimica – Calcolo delle costanti di equilibrio redox
2	Esempi di solubilità e pH. Solubilità e formazione di ioni complessi, idrossido di alluminio: anfotita.
ORE	Esercitazioni
7	Equilibrio chimico II - La condizione di equilibrio – La costante di equilibrio – Principio di Le Châtelier - Acidi e Basi – Scala di pH – Calcolo del pH di soluzioni acquose di acidi e basi forti - Calcolo del pH di soluzioni acquose di acidi e basi deboli – Grado di dissociazione - Dissociazione percentuale - Calcolo di K_a da una misura di pH – Proprietà acido-base dei sali: idrolisi – Sali che producono soluzioni neutre – Sali che producono soluzioni basiche - Sali che producono soluzioni acide – Soluzioni tampone – Calcolo del pH delle soluzioni tampone - Equazione di Henderson-Hasselbalch.

ORE	Esercitazioni
5	Equilibri di solubilità – Il Prodotto di solubilità, K_{ps} – Solubilità di un precipitato in acqua pura – Effetto dello ione in comune sulla solubilità di un precipitato – Separazione di ioni – Dipendenza della solubilità dal pH. Proprietà colligative -Variazione della pressione di vapore- Innalzamento ebullioscopico-Abbassamento crioscopico- Pressione osmotica- Binomio di Van't Hoff per le soluzioni di elettroliti.
12	Esercitazioni numerica in aula.