

FACOLTÀ	Farmacia
ANNO ACCADEMICO	2013/2014
CORSO DI LAUREA MAGISTRALE A CICLO UNICO	Farmacia - 2018
INSEGNAMENTO	Chimica Generale ed Inorganica e Laboratorio di Chimica
TIPO DI ATTIVITÀ	Base
AMBITO DISCIPLINARE	Discipline chimiche
CODICE INSEGNAMENTO	15173
ARTICOLAZIONE IN MODULI	no
NUMERO MODULI	
SETTORI SCIENTIFICO DISCIPLINARI	CHIM/03
DOCENTE RESPONSABILE	Simona Rubino Ricercatore Università di Palermo
CFU	12
NUMERO DI ORE RISERVATE ALLO STUDIO PERSONALE	210
NUMERO DI ORE RISERVATE ALLE ATTIVITÀ DIDATTICHE ASSISTITE	90
PROPEDEUTICITÀ	Gli studenti non potranno sostenere esami degli insegnamenti del secondo anno se non hanno acquisito almeno 24 cfu degli insegnamenti del primo. Non potranno sostenere esami del terzo anno se non hanno acquisito tutti i cfu degli insegnamenti del primo anno.
ANNO DI CORSO	primo
SEDE DI SVOLGIMENTO DELLE LEZIONI	Facoltà di Farmacia
ORGANIZZAZIONE DELLA DIDATTICA	Lezioni frontali, Esercitazioni numerica in aula e esercitazioni con esperimenti di laboratorio 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	http://portale.unipa.it/facolta/farmacia/corsi_di_laurea/
ORARIO DI RICEVIMENTO DEGLI STUDENTI	martedì e giovedì dalle 10.00 alle 11.00

RISULTATI DI APPRENDIMENTO ATTESI

Conoscenza e capacità 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.

Capacità di applicare conoscenza e comprensione

Capacità di riconoscere ed applicare autonomamente, le metodologie necessarie per lo studio anche

quantitativo delle reazioni chimiche.

Autonomia di giudizio

Essere in grado di valutare le applicazioni in campo teorico ed analitico degli argomenti trattati.

Abilità comunicative

Capacità 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.

Capacità d'apprendimento

Capacità di aggiornamento con la consultazione delle pubblicazioni scientifiche concernenti i principi basilari della chimica e le loro applicazioni in campo biochimico e farmaceutico.

OBIETTIVI FORMATIVI DEL CORSO

Classificazione periodica degli elementi. Reazioni chimiche. Equilibri chimici. Proprietà colligative delle soluzioni. Principi di termodinamica e cinetica chimica con riferimento ai sistemi biologici.

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.

CORSO	CHIMICA GENERALE ED INORGANICA E LABORATORIO DI CHIMICA
ORE FRONTALI	LEZIONI FRONTALI
4	Obiettivi ed organizzazione del corso. Le due anime di Farmacia: Chimica e Biologia
5	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, unità 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 proprietà periodiche: energia di ionizzazione e affinità elettronica.
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.
10	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 ₄ CL. 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 cis-(H ₃ N) ₂ 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 ₂ O. 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 ebullioscopio e abbassamento crioscopico. Osmosi e pressioni osmotica. Equilibrio liquido-vapore in sistemi a due componenti liquidi miscibili.
8	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 ΔH e ΔE . Spontaneità delle trasformazioni fisiche e chimiche. Il Secondo principio della Termodinamica. L'Entropia, S, comprensione a livello microscopico. La variazione di Energia libera, ΔG , e la spontaneità di una reazione. Relazione tra ΔG° 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 di reazioni del I° ordine. 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.
5	Stechiometria - 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.
3	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
5	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: <i>idrolisi</i> – 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.
5	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.
4	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.
3	Elettrochimica II – Effetto della concentrazione sui potenziali elettrodi: equazione di Nernst – Calcolo del potenziale di una cella elettrochimica – Calcolo delle costanti di equilibrio redox
	ESERCITAZIONI IN AULA
6	Esempi di solubilità e pH. Solubilità e formazione di ioni complessi, idrossido di alluminio: anfolita.
5	Esercitazioni numerica in aula e esercitazioni con esperimenti di laboratorio in aula.
TESTI CONSIGLIATI	<ol style="list-style-type: none"> 1. Kotz & Treichel "CHIMICA", EdiSES 2. F. Cacace, M. Schiavello "STECIOMETRIA", Ed. Bulzoni 3. P. Giannoccaro, S. Doronzo "ELEMENTI DI STECIOMETRIA", EdiSES 4. M. Giomini, E. Balestrieri, M. Giustini "FONDAMENTI DI STECIOMETRIA", EdiSES