



Corso di Laurea Magistrale in Odontoiatria e Protesi Dentaria

Polo didattico di Verona

Anno di Corso 1 Semestre 2

CFU 7

Chimica

Docente incaricato:

Prof.ssa Marta Vittoria Menegazzi

CFU: 7

ore di lezioni frontali: 56

Programma Didattico

Obiettivi del corso :

fornire allo studente elementi essenziali all'acquisizione delle moderne teorie sulla costituzione atomica e molecolare della materia. Lo studente dovrà saper interpretare alcuni fenomeni macroscopici su scala molecolare e soffermarsi sulle variazioni energetiche ad essi connesse.

Una particolare attenzione sarà rivolta allo studio della chimica del carbonio, finalizzata all'acquisizione di solide basi teoriche per una successiva comprensione, in chiave molecolare, di processi biochimici complessi.

Programma in forma sintetica:

Struttura dell'atomo, configurazione elettronica e proprietà periodiche degli elementi

Formazione di molecole, legami chimici ed interazioni deboli tra molecole

Energia ed equilibrio chimico

Proprietà acido-base delle molecole, pH e soluzioni tampone

Flussi osmotici

Trasferimento di elettroni e potenziale elettrico

Principali classi di composti organici, struttura e reattività dei gruppi funzionali

Composti ad alta energia

Diversa acidità dei composti organici

Chiralità, glucidi

Programma in forma estesa:

OBIETTIVO: comprensione della configurazione elettronica al fine di comprendere le proprietà periodiche e la reattività chimica degli elementi. Contenuti: struttura dell'atomo, massa e carica delle particelle subatomiche, significato del numero atomico e del numero di massa, mole, numero di Avogadro. Radiazione elettromagnetica, quanti e fotoni. Spettri ottici. Modello atomico di Bohr. Moto dell'elettrone: orbitali atomici, livelli energetici definiti da numeri quantici, forme degli orbitali più semplici (s, p), principio di esclusione del Pauli. Struttura elettronica degli elementi: riempimento progressivo degli orbitali, regola di Hund. Formule elettroniche dei primi 18 elementi in forma neutra e in forma ionica. Lettura e comprensione della tavola periodica degli elementi. Proprietà periodiche: carica nucleare efficace, energia di ionizzazione, affinità elettronica, formazione di cationi e anioni; dimensioni degli atomi neutri e dei rispettivi ioni, carattere metallico.

2. OBIETTIVO: comprensione delle modificazioni della struttura elettronica esterna nella formazione delle molecole.

Contenuti: forze attrattive e repulsive tra atomi nella formazione di legami chimici, energia di legame, regola dell'ottetto. Legame ionico, struttura a reticolo di sali cristallini, energia reticolare, densità di carica dello ione, proprietà dei composti ionici. Legame

covalente puro, sovrapposizione degli orbitali atomici, legame covalente dativo. Lunghezza dei legami. Polarità del legame covalente, momento dipolare, elettronegatività degli elementi. Teoria degli orbitali molecolari, regione legante ed antilegante, energia degli orbitali. Orbitali ibridi: ibridazione sp , sp^2 , sp^3 e relativa geometria spaziale delle molecole. Lunghezza ed energia di legami multipli. Orbitali di legame: orbitali molecolari di tipo sigma, e di tipo p greco. Delocalizzazione degli elettroni del legame p greco, risonanza. Composti di coordinazione, legami nei metalli.

3. OBIETTIVO: comprendere la natura delle forze che s'instaurano tra le molecole.

Contenuti: legami ponte a idrogeno, forza del legame idrogeno. Struttura dell'acqua nello stato solido, liquido, gassoso. Forze di attrazione tra molecole: dipoli permanenti e dipoli istantanei, forze di attrazione idrofobiche.

4. OBIETTIVO: spiegare i concetti chimico-fisici di energia ed equilibrio, che regolano i fenomeni biologici.

Contenuti: differenze di energia tra reagenti e prodotti: componenti dell'energia interna, calore-lavoro, calore di reazione, differenze di entalpia, reazioni esotermiche e endotermiche, calore di soluzione, legge di Hess. Criteri di spontaneità di una reazione: reazioni favorite e non, entropia e il principio della termodinamica; variazione di entropia dell'ambiente, differenza di energia libera, e reazioni esoergoniche ed endoergoniche. Entalpia, entropia ed energia libera nello stato standard. Relazione matematica tra le differenze di entalpia, entropia ed energia libera; importanza della temperatura nel determinare la spontaneità di una reazione. Reazioni reversibili, equilibrio chimico e costante di equilibrio.

Perturbazioni dell'equilibrio, principio dell'equilibrio mobile. Relazione tra costante di equilibrio ed energia libera. Accoppiamento di reazioni esoergoniche con reazioni endoergoniche.

Cenni di cinetica chimica: teoria del complesso attivato, catalizzatori, stadio lento di reazione, ordini di reazione.

5. OBIETTIVO: comprendere la solubilizzazione e l'importanza dell'acqua come solvente nei sistemi biologici; comprendere le proprietà degli acidi e delle basi. Comprendere il concetto di pH e l'importanza delle soluzioni tampone nei sistemi biologici.

Contenuti: costante dielettrica dell'acqua; solvatazione dei sali in soluzione acquosa; elettroliti, ionici, non ionici e non elettroliti: definizione di acido e base; autoionizzazione dell'acqua: prodotto ionico dell'acqua. Acidi e basi forti, acidi e loro basi coniugate, acidi deboli, relazione inversa tra la forza dell'acido e della base coniugata, costante di dissociazione acida (K_a) e basica (K_b). Acidi poliprotici. Scala del pH. Cenni sulle titolazioni acido-base. Equivalenti e normalità. Soluzioni tampone. Equazione di Henderson-Hasselbalch. Capacità tamponante, tampone bicarbonato-acido carbonico.

6. OBIETTIVO: comprendere il significato di flusso osmotico e la sua importanza in medicina.

Contenuti: abbassamento della tensione di vapore. Pressione osmotica, legge di Van't Hoff, pressione osmotica ed elettroliti, osmolarità. Tono di una soluzione. Osmosi inversa.

7. OBIETTIVO: comprendere il significato di reazioni di trasferimento di elettroni nei sistemi biologici.

Contenuti: numero di ossidazione, regole per il calcolo del numero di ossidazione. Ossidazione e riduzione come reazioni accoppiate. Agenti ossidanti e agenti riducenti.

Celle galvaniche (pila Zn-Cu), potenziali di cella, potenziali standard e costante di equilibrio, potenziali ed energia libera: equazione di Nernst. Potenziali di riduzione standard E° di alcune semireazioni importanti in biochimica.

8. OBIETTIVO: comprendere l'importanza della struttura delle molecole organiche e saper riconoscere le diverse classi di composti organici, i loro gruppi funzionali e la loro reattività chimica.

Contenuti: legami tra atomi di carbonio, formule di struttura, isomeria. Idrocarburi: struttura tridimensionale e orbitali ibridi. Reattività chimica in alcani, alcheni, alchini. Cenni sulle principali regole IUPAC di nomenclatura. Grado d'insaturazione. Effetto di iperconiugazione. Reagenti elettrofili e nucleofili. Reazione di addizione negli alcheni, addizione elettrofila, regioselettività, ordine di stabilità dei carbocationi, addizione nucleofila a composti carbonilici alfa-beta insaturi, dieni coniugati e isolati. Idrocarburi aromatici, strutture ed energia di risonanza, regola di Huckel, aromaticità, sostituzione elettrofila aromatica. Composti eterociclici aromatici: solubilità, caratteristiche acido-basiche. Gruppi funzionali contenenti eteroatomi: ammine (primarie, secondarie e terziarie), struttura, solubilità e reattività, immine. Alcoli: caratteristiche chimiche e fisiche, alcoli primari, secondari e terziari, eteri. Rottura omolitica ed eterolitica di legami, stabilizzazione di radicali, carbocationi e carbanioni. Composti carbonilici: aldeidi e chetoni, reattività del gruppo funzionale carbonilico, attacco nucleofilo al carbonio carbonilico, attacco elettrofilo all'ossigeno, formazione di emiacetali. Acidi carbossilici, solubilità, reattività del gruppo carbossilico. Derivati degli acidi carbossilici: esteri, ammidi, immidi, anidridi. Risonanza e reattività relativa dei derivati degli acidi carbossilici. Tioi, gruppo funzionale, solubilità rispetto agli alcoli, reazioni di ossidazione. Composti ad alta o bassa energia d'idrolisi: tioesteri ed esteri, anidridi miste, anidridi fosforiche. ΔG d'idrolisi del legame fosfoanidridico nell'ATP. Tautomeria cheto-enolica, fosfoenolpiruvato. Fattori che influenzano l'acidità dei composti organici: elettronegatività, energia

del legame, effetti sterici, effetti induttivi, effetti d'ibridazione, effetti di risonanza, aromaticità. Acidità del carbonio in alfa ad un gruppo carbonilico. Stati di ossidazione del carbonio e dell'azoto nei composti organici, reazioni di ossido-riduzione. Chiralità, enantiomeri, diastereoisomeri. Carboidrati: monosaccaridi, aldosi e chetosi, proiezioni di Fisher, serie D, struttura ciclica, proprietà fisiche e reattività, legame glicosidico, disaccaridi, polisaccaridi. Generalità sugli acidi grassi.

Modalità d'esame :

Prova scritta (esercizi di calcolo: concentrazioni di soluzioni, pH, ΔG , potenziale elettrico e osmolarità) e colloquio orale.

Testi consigliati:

ATKINS- JONES

CHIMICA GENERALE

Editore: ZANICHELLI

WHITTEN – DAVIS – PECK – STANLEY

CHIMICA

Editore: PICCIN

Per la Chimica Organica:

McMURRY

FONDAMENTI DI CHIMICA ORGANICA

Editore: Zanichelli

Ricevimento studenti:

presso Sezione di Chimica Biologica - Istituti Biologici- Strada Le Grazie,8 - Verona
tutti i pomeriggi escluso quelli impegnati per lezioni pomeridiane.

orario:14-17

Riferimenti del docente

☎ **045 8027168**

☎ **FAX 045-8027170**

e-mail: marta.menegazzi@univr.it