INSEGNAMENTO DI CHIMICA E PROPEDEUTICA BIOCHIMICA

Lingua di Insegnamento: Italiano

Prerequisiti: sono richieste conoscenze di matematica, fisica, chimica e biologia che rispondono alla preparazione promossa dalle istituzioni scolastiche che organizzano attività educative e didattiche coerenti con le Indicazioni nazionali per i licei e con le Linee guida per gli istituti tecnici e per gli istituti professionali.

Obiettivi Generali del Corso Integrato

Fornire le basi per la comprensione delle leggi fondamentali che governano la materia e le sue trasformazioni con particolare attenzione ai fenomeni biologici a livello atomico e molecolare, in relazione alle applicazioni biomediche.

Obiettivi specifici del Corso Integrato

Conoscenza e comprensione

Al termine del corso lo studente sarà in grado di:

- descrivere la struttura della materia e le sue trasformazioni, interpretando i fenomeni chimici e molecolari di interesse biologico, con particolare riferimento agli equilibri acido-base, ai sistemi tamponi, alle leggi dei gas, ai fenomeni osmotici, alle proprietà colligative delle soluzioni e alle reazioni di ossidoriduzione;
- riconoscere le principali classi di composti organici e i relativi diversi gruppi funzionali, descrivendone le proprietà chimico-fisiche e la reattività in relazione alla struttura e alla funzione delle macromolecole biologiche;
- descrivere la struttura e la funzione delle principali biomolecole (carboidrati, lipidi, proteine e acidi nucleici).
- comprendere come le caratteristiche strutturali delle biomolecole ne determinino le proprietà e le funzioni nei sistemi biologici.

Capacità di applicare conoscenza e comprensione

Al termine del corso lo studente sarà in grado di:

- identificare i principali tipi di legame chimico e bilanciare semplici reazioni chimiche.
- eseguire calcoli relativi a moli, concentrazioni, diluizioni, pH, osmolarità e proprietà delle soluzioni.
- applicare i principi della termodinamica alla comprensione dei processi chimici e biologici;
- interpretare fenomeni biologici quali la respirazione, il mantenimento dell'equilibrio osmotico, gli equilibri acido-base dei fluidi biologici
- rappresentare e riconoscere le strutture dei principali composti organici di interesse biologico e delle biomolecole
- correlare la struttura dei gruppi funzionali organici alla reattività chimica e ai principali processi biochimici.

Autonomia di giudizio

Al termine del corso lo studente sarà in grado di:

1. interpretare criticamente dati e informazioni di chimica e biochimica
2. utilizzare le conoscenze acquisite per interpretare dati sperimentali e affrontare in modo critico semplici problemi di natura chimica.
3. Utilizzare le conoscenze acquisite per analizzare problemi di interesse biologico e biomedico.

***Abilità comunicative*:**
Al termine del corso lo studente sarà in grado di:
1. Utilizzare correttamente il linguaggio scientifico della chimica
2. Descrivere e discutere fenomeni chimici e biologici in forma orale e scritta in modo chiaro e appropriato

Capacità di apprendimento
Al termine del corso lo studente sarà in grado di:
1. Integrare autonomamente le conoscenze acquisite con contenuti più avanzati delle discipline biochimiche e biomediche.
2. Consultare e utilizzare in modo critico testi e fonti scientifiche per l'approfondimento degli argomenti trattati.

Obiettivi specifici di apprendimento

Obiettivi formativi specifici descritti per unità didattiche:

Unità didattica 1. La struttura dell'atomo, i legami chimici, stati di aggregazione della materia e termodinamica dei sistemi aperti. (impegno didattico valutato in CFU = 1)
Descrivere e interpretare:

- La costituzione della materia. Fondamenti della teoria atomica. Struttura dell'atomo: protoni, neutroni e elettroni. Numero atomico e numero di massa. Gli isotopi. Cenni alle proprietà magnetiche del nucleo come base per lo strumento diagnostico della Risonanza Magnetica Nucleare.
- I numeri quantici, gli orbitali, il principio di esclusione di Pauli. Regola di Hund. La configurazione elettronica con particolare riferimento agli elementi principalmente presenti negli organismi viventi.
- Il sistema periodico degli elementi. Proprietà periodiche: configurazione elettronica esterna, volume atomico, potenziale di ionizzazione, affinità elettronica, elettronegatività. La regola dell'ottetto.
- Molecole, ioni e ioni poliatomici. Massa molecolare. Definizione di mole e numero di Avogadro. Unità di massa atomica e massa molecolare.
- Il legame chimico. Orbitale di legame. Legame covalente: omopolare, eteropolare, legame di coordinazione. Cenni sul legame metallico. Il legame ionico. Ibridazione degli orbitali: sp, sp^2, sp^3. Orbitali molecolari sigma e pi-greco. Distanza e energia di legame. Angolo di legame e geometria molecolare. Esempi di molecole polari e apolari biologicamente rilevanti.
- Interazioni deboli (legame idrogeno e forze di van der Waals) e interazioni idrofobiche.

- Numero di ossidazione. Esempi di formule di struttura e nomenclatura di composti binari e ternari biologicamente rilevanti con atomi di carbonio, ossigeno, azoto, zolfo e fosforo (ossidi, idrossidi, perossidi, acidi, basi, e sali).
- Cenni sullo stato solido: solidi ionici, molecolari, covalenti e metallici
- Lo stato aeriforme. Temperatura assoluta. Leggi di Boyle, Charles e Gay Lussac. Applicazione della legge dei gas alla respirazione. Equazione di stato dei gas perfetti. Cenni sulla teoria cinetica dei gas. La legge di Maxwell-Boltzmann.
- Lo stato liquido: ebollizione, calore di evaporazione. Tensione superficiale. L'equilibrio gas-liquido: la pressione di vapore. Confronto di diagramma di fase di acqua e anidride carbonica. Rilevanza dei cambiamenti di fase di interesse biomedico: l'evaporazione del sudore e la termoregolazione.
- Principi di termodinamica e bioenergetica. Definizioni delle funzioni di stato. Entalpia. Trasformazioni esotermiche ed endotermiche (cambiamenti di stato). Entropia. Energia libera di Gibbs. Trasformazioni esoergoniche ed endoergoniche. Variazione di energia libera come criterio di spontaneità ed equilibrio nei sistemi aperti.

Unità didattica 2. Miscele, soluzioni e le proprietà colligative delle soluzioni (impegno didattico valutato in CFU=1)

Descrivere e interpretare:

- Miscele omogenee ed eterogenee di interesse biologico: soluzioni, sospensioni, colloidi e aerosol.
- Soluzioni gassose, liquide e solide.
- L'acqua come solvente polare. Solubilità: soluti ionici e non ionici. Proprietà degli elettroliti. Gli elettroliti nei fluidi biologici. Solubilità dei gas nei liquidi: la legge di Henry.
- Unità di misura della concentrazione delle soluzioni: percentuali peso/peso, peso/volume, volume/volume. Molarità, molalità, frazione molare. Cenni sulle soluzioni non ideali: il comportamento dei soluti nello spazio intracellulare e coefficiente di attività. Il concetto di equivalente in ambito biomedico.
- La concentrazione nelle miscele di gas: la legge di Dalton. L'aria e la sua composizione, aria inspirata e aria espirata.
- Definizione di proprietà colligative. Interazioni tra solvente e soluto. La legge di Raoult. Abbassamento della pressione di vapore. Innalzamento della temperatura di ebollizione. Abbassamento della temperatura di congelamento. Pressione osmotica e passaggio di soluti attraverso le membrane.
- Soluzioni elettrolitiche e fattore correttivo di van't Hoff. Diffusione, osmosi, osmolarità e osmolalità. Confronto tra le proprietà osmotiche delle soluzioni.
- Pressione osmotica dei liquidi intracellulari ed extracellulari. Soluzioni isotoniche, ipertoniche e ipotoniche. Soluzione fisiologica e glucosata. Esempi di implicazioni fisiopatologiche del disequilibrio osmotico (emolisi e edema).

Unità didattica 3. Le reazioni chimiche negli organismi viventi: caratteristiche generali, cinetica e equilibrio chimico. (impegno didattico valutato in CFU=0,5)

Descrivere e interpretare:

- Definizioni delle reazioni chimiche. Conservazione di massa, energia, carica elettrica e bilanciamento delle reazioni chimiche.

- Definizione di cinetica di reazione. Reazioni a più stadi. Fattori che influenzano la velocità di una reazione. Ordine di reazione e molecolarità. La legge di Arrhenius e la teoria degli urti efficaci. L'energia di attivazione. La teoria dello stato di transizione.
- Definizione di catalizzatore e cenni sui catalizzatori biologici, gli enzimi.
- L'equilibrio chimico. Reazioni reversibili ed irreversibili. Costante di equilibrio e legge d'azione di massa. Variazione di energia libera e equilibrio di reazione.
- Differenza tra equilibrio chimico e stato stazionario. Principio dell'equilibrio mobile. Il quoziente di reazione. Effetto della temperatura sulla costante di equilibrio. Equilibri multipli. Esempi di equilibrio eterogeneo solido-liquido (precipitazione di urati). Prodotto di solubilità, effetto dello ione in comune. Esempi di rilevanza biomedica (calcoli renali).

Unità didattica 4. Acidi, basi, sali, pH, soluzioni tampone; reazioni di ossido-riduzione ed elettrochimica (impegno didattico valutato in CFU= 1)

Descrivere e interpretare:

- La teoria di Arrhenius. La teoria di Bronsted e Lowry. Cenni sulla teoria di Lewis. La reazione di auto-protolisi dell'acqua. La Kw. Il concetto di pH e pOH. Costanti di dissociazione, Ka e Kb. Acidi e basi forti, acidi e basi deboli, pKa e pKb. Indicatori di pH. Il pH di una soluzione di acido/base forte o di acido/base debole. Acidi poliprotici e basi poliprotiche. Reazioni acido-base. I sali, comportamento acido o basico dei sali in acqua. Solubilità e pH, esempi di interesse biomedico: ossalato di calcio, fosfato di calcio e urato di sodio.
- Soluzioni tampone, esempi di tamponi di acidi deboli e basi deboli. L'equazione di Henderson e Hasselbalch. Efficienza di un sistema tampone.
- L'equilibrio acido-base nei fluidi biologici: il pH del sangue e i tamponi del sangue. Il tampone acido carbonico(CO_2)/bicarbonato, il tampone diidrogeno fosfato/ idrogenofosfato, le proteine come sistemi tampone. L'importanza e la funzione dei tamponi in ambito biomedico (acidosi e alcalosi).
- Le reazioni di ossido-riduzione. Cella galvanica e definizione di anodo e catodo. Le semireazioni e i potenziali redox standard. L'equazione di Nernst. Relazione tra variazione di energia libera di Gibbs e differenza di potenziale. Reazioni spontanee e lavoro chimico. Esempi di reazioni di ossido-riduzione in ambito biologico. Ossigeno come accettore di elettroni: bilancio termodinamico della respirazione cellulare. Le reazioni di Fenton e Haber-Weiss come esempio di reazioni di ossido-riduzione non enzimatiche dell'ossigeno in presenza dello ione Ferro per la formazione del radicale idrossilico.

Unità didattica 5. Proprietà del carbonio e reattività dei composti organici, idrocarburi, alogenuri alchilici, idrocarburi aromatici e derivati (impegno didattico valutato in CFU= 0.5)

Descrivere e interpretare:

- Proprietà e ibridazione del carbonio. Rappresentazione dei composti carboniosi. Idrocarburi saturi ed insaturi, ciclici ed eterociclici. Regole generali di nomenclatura IUPAC.
- Stereochimica: diasteroisomeri, enantiomeri, epimeri e miscele racemiche. Cenni sulle regole di priorità e convenzione R/S. Potere ottico rotatorio specifico. Convenzione destrogira/levogira. Convenzione di Fischer.
- Rottura omolitica del legame chimico e reazioni radicaliche.

- Rottura eterolitica del legame chimico. Carbocationi e carboanioni e loro stabilità. Effetto induttivo: elettron donatore, elettron attrattore. Delocalizzazione degli elettroni. Nucleofili ed elettrofili biologicamente rilevanti. Reazioni di sostituzione nucleofila con meccanismo SN2 e SN1 e reazioni di eliminazione.
- Alcani e cicloalcani: struttura, nomenclatura, proprietà chimico-fisiche e rilevanza biomedica. Tensione di legame nei cicloalcani. Reazioni: ossidazione.
- Alcheni: struttura, nomenclatura, proprietà chimico-fisiche e rilevanza biomedica. Delocalizzazione elettronica e dieni coniugati. Reazioni: addizione elettrofila.
- Idrocarburi aromatici: struttura, nomenclatura, proprietà chimico-fisiche e rilevanza biomedica. Il benzene e composti aromatici eterociclici (pirimidine) e policiclici (purine). Regola di Huckel. Cenni sulle reazioni dei composti derivati del benzene: sostituzione elettrofila aromatica. Effetto attivante e disattivante dei sostituenti. Tossicità dei composti aromatici.

Unità didattica 6. I gruppi funzionali e isomerie: alcoli, fenoli, eteri, tioli e tioeteri; aldeidi e chetoni; acidi carbossilici e derivati, ammine e ammidi (impegno didattico valutato in CFU= 1)
Descrivere e interpretare:

- Alcoli e tioli: struttura, nomenclatura, proprietà chimico-fisiche e rilevanza biologica. Reazioni: disidratazione, ossidazione, sostituzione nucleofila. Etanolo. Fenolo e derivati: acidità del fenolo. Esempi di alcoli e tioli di rilevanza biologica. Eteri e tioeteri. Epossidi.
- Ammine: struttura, nomenclatura, proprietà chimico-fisiche e rilevanza biomedica. Basicità e nucleofilicità. Reazioni: alchilazione, formazione di sali. Nitrosammine. Colina e altri esempi di ammine di rilevanza biologica.
- Aldeidi e Chetoni: struttura, nomenclatura, proprietà chimico-fisiche e rilevanza biologica. Reazioni: ossidazione, riduzione, addizione nucleofila, condensazione aldolica. Emiacetali ed emichetali, acetali e chetali, immine o basi di Schiff. Proprietà dell'idrogeno in alfa al carbonile. Tautomeria cheto-enolica e sua importanza biologica (urato, citosina e fosfoenolpiruvato). Chinoni ed idrochinoni: ubichinone e suo ruolo come trasportatore di elettroni.
- Acidi carbossilici e loro derivati di interesse biologico (anidridi, esteri e tioesteri, ammidi, acilfosfati): struttura, nomenclatura, proprietà chimico-fisiche, acidità. Reazioni con esempi biologici: salificazione, decarbossilazione, sostituzione nucleofila acilica; esterificazione di Fischer; idrolisi degli esteri e transesterificazione; condensazione di Claisen di esteri e tioesteri. Formazione dei lattoni. Decarbossilazione dei chetoacidi. Idrolisi delle ammidi

Unità didattica 7. Amminoacidi e proteine, carboidrati, lipidi, nucleotidi, polinucleotidi e acidi nucleici (impegno didattico valutato in CFU= 1)
Descrivere e interpretare:

- Amminoacidi: Struttura, nomenclatura e nomi abbreviati. Classificazione in base alla catena laterale e alle sue proprietà. Identificazione e caratteristiche delle catene laterali degli amminoacidi proteici. Stereochimica degli amminoacidi e rappresentazione secondo la convenzione di Fischer. Proprietà acido-base degli amminoacidi e punto isoelettrico. Amminoacidi essenziali e non essenziali.
- Il legame peptidico e la sua formazione dalla reazione di un amminoacido esterificato con il gruppo amminico di un altro amminoacido. Caratteristiche del legame peptidico.

Definizione dei livelli strutturali delle proteine: struttura primaria, secondaria, terziaria e quaternaria. Interazioni deboli e ponti disolfuro.

- Carboidrati: struttura, nomenclatura e stereochimica dei carboidrati. Monosaccaridi: isomeri, epimeri, anomeri e tautomeri. Ciclizzazione dei monosaccaridi. Mutarotazione. Reazioni dei monosaccaridi: ossidazione, riduzione, reazione di Maillard e prodotti di Amadori, condensazione. Il legame glicosidico. Disaccaridi. Oligosaccaridi e loro derivati. Amminozuccheri. Polisaccaridi: omopolisaccaridi (amido, cellulosa, glicogeno) ed eteropolisaccaridi (glicosamminoglicani).
- Acidi grassi saturi e insaturi: struttura, nomenclatura, proprietà fisiche e reazioni. I trigliceridi e le loro funzioni: oli e grassi. Lipidi complessi: glicerofosfolipidi, sfingolipidi, glicolipidi. Colesterolo e cenni sui suoi derivati di interesse biologico (ormoni steroidei, acidi biliari e vitamina D)
- Basi azotate, nucleosidi e nucleotidi: struttura, nomenclatura. Importanza biologica dell'ATP. I dinucleotidi nelle reazioni di ossido-riduzione biologiche (NAD^+/NADH, FAD/FADH2).
- Il legame fosfodiestere e la struttura degli acidi nucleici: DNA e RNA.
- Modificazioni non enzimatiche delle macromolecole biologiche. Deaminazione della citosina. Principali reazioni del radicale idrossilico con lipidi, proteine e DNA. Attività anti-ossidante non enzimatica dei tioli (glutatione) e delle molecole contenenti doppi legami coniugati (tocoferolo, carotenoidi).