

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 e le trasformazioni della materia e interpretare i fenomeni molecolari che trovano un riscontro negli organismi viventi, con particolare riguardo agli equilibri acido-base, ai tamponi fisiologici, alle leggi dei gas e alla solubilità in equilibri eterogenei, ai fenomeni osmotici e alle proprietà delle soluzioni e alle reazioni di ossidoriduzione
- riconoscere le principali classi di composti organici e i diversi gruppi funzionali, descrivendone le proprietà chimico-fisiche e la reattività, anche in relazione alle funzioni delle macromolecole biologiche
- riconoscere le diverse classi di molecole di interesse biologico, descrivendone le strutture e sapendone indicare le funzioni

Capacità di applicare conoscenza e comprensione

Al termine del corso lo studente sarà in grado di:

- riconoscere la tipologia di legami chimici ed eseguire semplici bilanciamenti delle reazioni
- eseguire semplici ma fondamentali calcoli sulle concentrazioni delle soluzioni e osmolarità
- applicare le conoscenze acquisite nell'ambito della termodinamica ai processi di trasformazione chimico-fisica di interesse biomedico
- applicare le conoscenze acquisite ai processi che governano la respirazione, il mantenimento dell'equilibrio osmotico, gli equilibri acido-base dei fluidi biologici
- scrivere e riconoscere le formule e i legami chimici dei principali composti organici di interesse biologico
- applicare la conoscenza dei meccanismi delle reazioni dei composti organici alla comprensione delle reazioni biochimiche e prevedere la reattività delle biomolecole sulla base dei loro gruppi funzionali

Autonomia di giudizio

Al termine del corso lo studente sarà in grado di:

1. valutare criticamente le informazioni
2. formare opinioni informate
3. prendere decisioni autonome

Abilità comunicative:

Al termine del corso lo studente sarà in grado di:

1. esprimere in modo chiaro e efficace le proprie informazioni e conoscenze

Capacità di apprendimento

Al termine del corso lo studente sarà in grado di:

1. apprendere in modo autonomo e continuo
2. aggiornare le proprie competenze e conoscenze

Obiettivi specifici di apprendimento

Obiettivi formativi specifici descritti per unità didattiche:

Unità didattica 1. La struttura dell'atomo, la tavola periodica degli elementi e i legami chimici (impegno didattico valutato in CFU =0.5)

Descrivere e interpretare:

- La costituzione della materia. Fondamenti della teoria atomica. Struttura del nucleo atomico, neutroni e protoni. Numero atomico e numero di massa. Massa atomica. Gli isotopi.
- Cenni alle proprietà magnetiche del nucleo come base per lo strumento diagnostico della Risonanza Magnetica Nucleare.
- Elementi e composti: mole e molecola. I numeri quantici, gli orbitali, il principio di esclusione di Pauli ed il principio di indeterminazione di Heisenberg. Regola di Hund. La configurazione elettronica degli elementi.
- I radioisotopi e la radioattività. Il decadimento radioattivo (radiazioni α , β , positroni, gamma, X): unità di misura anche rispetto all'effetto di tossicità biologica, correlazioni di interesse per applicazioni biomediche.
- Il sistema periodico degli elementi. Proprietà periodiche: configurazione elettronica esterna, volume atomico, potenziale di ionizzazione, affinità elettronica, elettronegatività. Elementi chimici di rilevanza biologica. La regola dell'ottetto.
- Concetto di molecola e di ione poliatomico. Massa molecolare.
- Il legame chimico. Orbitale di legame. Legame covalente: omopolare, eteropolare, dativo. Legame ad elettroni delocalizzati. Il legame ionico. Ibridazione degli orbitali: sp, sp², sp³. Teoria VSEPR. Orbitali molecolari sigma e pi-greco. Angolo di legame.
- Nomenclatura e struttura dei principali composti inorganici di interesse biomedico. Esempi di struttura di composti chimici binari e ternari, scrittura e riconoscimento delle formule di struttura (ossidi, acidi, basi, sali). Nomenclatura IUPAC e tradizionale. Interazioni deboli (legame idrogeno e forze di van der Waals) e interazioni idrofobiche.

Unità didattica 2. Stati di aggregazione della materia e principi di termodinamica (impegno didattico valutato in CFU =0.5)

Descrivere e interpretare:

- Lo stato solido: solidi ionici, molecolari, covalenti e metallici.
- Lo stato aeriforme. Temperatura assoluta. Leggi di Boyle, Charles e Gay Lussac. Equazione di stato dei gas perfetti. I gas reali e l'equazione di Van der Waals. La legge di Avogadro. Il concetto di mole e il numero di Avogadro. Cenni sulla teoria cinetica dei gas. La legge di Maxwell-Boltzmann.
- Gas e vapori. L'equilibrio gas-liquido: la pressione di vapore.

- Lo stato liquido: ebollizione, calore di evaporazione. Diagrammi di fase: confronto tra acqua ed anidride carbonica. Tensione superficiale. Rilevanza dei cambiamenti di stato in medicina: l'evaporazione del sudore e la termoregolazione. Esempio di applicazione della legge dei gas alla respirazione.
- I sistemi termodinamici. I principi della termodinamica. Definizioni delle funzioni di stato. Entalpia. Trasformazioni esotermiche ed endotermiche (cambiamenti di stato). Entropia. Energia libera di Gibbs. Trasformazioni reversibili e irreversibili (esoergoniche, endoergoniche). Energia libera ed equilibrio chimico.

Unità didattica 3. Miscele e soluzioni e le proprietà colligative delle soluzioni (impegno didattico valutato in CFU=1)

Descrivere e interpretare:

- Tipi di miscele: omogenee ed eterogenee (dispersioni, sospensioni, colloidali, aerosol).
- Tipi di soluzioni: soluzioni gassose, soluzioni liquide, soluzioni solide.
- Solubilità: l'acqua come solvente. L'acqua e i soluti ionici, proprietà degli elettroliti. Gli elettroliti nei fluidi biologici. L'acqua e i soluti molecolari. Solubilità dei gas nei liquidi: la legge di Henry.
- Unità di misura della concentrazione delle soluzioni: percentuali peso/peso, peso/volume, volume/volume. Molarità, frazione molare. 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. Esempi di soluzioni rilevanti per aspetti biomedici.
- Definizione di proprietà colligativa. Interazioni tra solvente e soluto. La legge di Raoult. Abbassamento della pressione di vapore. Innalzamento della temperatura di ebollizione. Abbassamento della temperatura di congelamento.
- Soluzioni elettrolitiche e fattore correttivo di van't Hoff. Tipi di membrane e passaggio di soluti: diffusione, osmosi e osmolarità. Confronto tra le proprietà osmotiche delle soluzioni.
- L'osmolarità dei liquidi intracellulari ed extracellulari. Soluzioni isotoniche, ipertoniche e ipotoniche.

Unità didattica 4. Generalità sulle reazioni chimiche, cinetica ed equilibrio chimico (impegno didattico valutato in CFU=0.5)

Descrivere e interpretare:

- Definizioni delle reazioni chimiche.
- Conservazione di massa, energia e carica elettrica. Reversibilità. Tipi di reazioni chimiche. Reazioni di neutralizzazione. Reazioni di precipitazione. Reazioni di ossido-riduzione. Bilanciamento delle reazioni.
- Definizione di cinetica di reazione. Reazioni a più stadi. Fattori che influenzano la velocità di una reazione. Ordine di una reazione e molecolarità. La legge di Arrhenius e la teoria degli urti efficaci. L'energia di attivazione. La teoria dello stato di transizione. I catalizzatori: catalizzatori omogenei ed eterogenei.
- Cenni sui catalizzatori biologici: gli enzimi.
- Equilibrio chimico.
- Reazioni reversibili ed irreversibili. Costante di equilibrio e legge d'azione di massa. Equilibrio chimico omogeneo ed eterogeneo. Differenza tra equilibrio chimico e stato stazionario. Principio dell'equilibrio mobile. Il quoziente di reazione. Effetto della temperatura sulla costante di equilibrio. Equilibri multipli. Equilibri eterogenei solido-liquido. Prodotto di solubilità, effetto dello ione in comune. Rilevanza degli equilibri chimici nei processi biologici.

Unità didattica 5. 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 autoprotolisi dell'acqua. La K_w . Il concetto di pH e pOH. Costanti di dissociazione, K_a e K_b . Acidi forti e acidi deboli, pK_a e pK_b . Indicatori di pH. Il pH di una soluzione di acido/base forte o di acido/base debole. Acidi poliprotici e basi poliprotiche. Forza relativa di un acido e di una base. Reazioni acido-base. Relazione tra la struttura chimica e la forza degli acidi. I sali, comportamento acido o basico dei sali in acqua, costante di idrolisi. Solubilità e pH, esempi di interesse biomedico: ossalato di calcio e fosfato di calcio. Gli argomenti saranno trattati con esempi numerici per coadiuvare la comprensione dei fenomeni descritti.
- 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 tampone acido carbonico/bicarbonato, il tampone diidrogeno fosfato/ idrogenofosfato, le proteine come sistemi tampone. Il pH del sangue e i tamponi del sangue. L'importanza e la funzione dei tamponi in ambito biomedico.
- Il numero di ossidazione e le reazioni di ossido-riduzione. I sistemi elettrochimici. Definizione di anodo e catodo. Tipi di conduttori.
- I semielementi. I potenziali redox standard. L'equazione di Nernst. Reazioni spontanee e lavoro chimico: relazione tra variazione di energia libera di Gibbs e differenza di potenziale. La relazione tra potenziali di riduzione e costante di equilibrio. Pile a concentrazione.
- Importanza delle reazioni di ossido-riduzione in ambito biomedico.

Unità didattica 6. 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. I gruppi funzionali. Rappresentazione dei composti carboniosi
- Regole generali di nomenclatura IUPAC.
- Ossidazioni e riduzioni in chimica organica. Tipi di reazioni organiche. Effetto induttivo: elettrone donatore, elettrone attrattore. Effetto di delocalizzazione o mesomero.
- Rottura di un legame: omolitico ed eterolitico. Carbocationi e carbanioni. Stabilità dei carbocationi. Nucleofili ed elettrofili.
- Acidità e basicità dei composti organici.
- Idrocarburi saturi ed insaturi.
- Alcani e cicloalcani: nomenclatura IUPAC, proprietà chimico-fisiche e reazioni caratteristiche. Tensione di legame nei cicloalcani. Reazioni degli alcani: ossidazione, sostituzione radicalica.
- Alcheni: nomenclatura IUPAC, proprietà chimico-fisiche e principali reazioni (addizione elettrofila, stabilità dei carbocationi). Delocalizzazione elettronica e dieni coniugati.
- Idrocarburi ciclici ed eterociclici. Gli alogenuri derivati degli idrocarburi. Le reazioni degli alogenuri alchilici: sostituzione nucleofila con meccanismo S_N2 e S_N1 , reazioni di eliminazione con meccanismo $E1$ ed $E2$.
- Il benzene, composti aromatici e regola di Huckel.
- Nomenclatura degli idrocarburi aromatici. Derivati del benzene. Reazioni del benzene: sostituzione elettrofila aromatica. Effetto attivante e disattivante dei sostituenti.
- Tossicità dei composti aromatici.

Unità didattica 7. 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:

- Proprietà chimico-fisiche e nomenclatura. Reazioni degli alcoli: disidratazione, ossidazione sostituzione nucleofila. Alcol di rilevanza biomedica: l'etanolo. Alcoli aromatici, fenolo e derivati; acidità del fenolo. Eteri. Tioli e tioeteri. Epossidi.

- Proprietà chimico-fisiche e nomenclatura delle aldeidi e dei chetoni. Reazioni delle aldeidi e dei chetoni: ossidazione, riduzione, reazioni di addizione nucleofila. Emiacetali ed emichetali, acetali e chetali.
- Proprietà dell'idrogeno in alfa al carbonile. Tautomeria cheto-enolica e sua importanza biologica.
- Reazione di condensazione aldolica. Chinoni ed idrochinoni. Un esempio di rilevanza biomedica: l'ubichinone.
- Proprietà chimico-fisiche e nomenclatura. Reazioni degli acidi carbossilici: salificazione, sostituzione nucleofila acilica.
- Derivati degli acidi carbossilici: alogenuri acilici, anidridi, esteri e tioesteri, ammidi, acilfosfati. Esterificazione di Fisher. Idrolisi basica e acida degli esteri. Condensazione di Claisen. Reazioni degli acidi carbossilici contenenti altri gruppi funzionali: formazione dei lattoni e decarbossilazione dei chetoacidi.
- I derivati organici dell'acido fosforico. L'importanza degli acilfosfati in Biochimica.
- Proprietà chimico-fisiche e nomenclatura delle ammine. Basicità e reazioni delle ammine: nucleofilicità delle ammine, alchilazione. Nitrosammine. Ammonio quaternario: la colina. Immine o basi di Schiff.
- Esempi di importanza biomedica: l'urea.
- Reazioni di idrolisi delle ammidi.
- Definizione e tipi di isomeria: isomeri costituzionali e stereoisomeri (isomeri conformazionali e configurazionali).
- Potere ottico rotatorio specifico. Convenzione di Fischer e convenzione destrogira/levogira.
- Diastereomeri, epimeri, anomeri e mesocomposti. Miscele racemiche. Cenni sulle regole di priorità. Convenzione E/Z e convenzione R/S
- Significato degli enantiomeri, diastereoisomeri e forme meso nelle scienze biomediche.

Unità didattica 8. Amminoacidi e proteine, carboidrati, lipidi, nucleotidi e polinucleotidi (impegno didattico valutato in CFU= 1)

Descrivere e interpretare:

- Struttura e nomenclatura degli amminoacidi, nomi abbreviati. Classificazione degli amminoacidi in base al gruppo R. Amminoacidi essenziali o non essenziali.
- 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.
- Il legame peptidico e sua formazione. Caratteristiche del legame peptidico. Livelli strutturali delle proteine: struttura primaria, secondaria, terziaria e quaternaria. Interazioni deboli e ponti disolfuro.
- Struttura, nomenclatura e stereochimica dei carboidrati. Monosaccaridi: isomeri, epimeri, anomeri e tautomeri. Amminozuccheri. 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. Polisaccaridi: omopolisaccaridi (amido, cellulosa, glicogeno) ed eteropolisaccaridi (glicosaminoglicani).
- Struttura e nomenclatura degli acidi grassi. Acidi grassi saturi ed insaturi. Acidi grassi essenziali. Insaturazione e proprietà fisiche e chimiche. I trigliceridi e la loro funzione: oli e grassi. Lipidi complessi: glicerofosfolipidi, sfingolipidi, glicolipidi. Colesterolo e derivati steroidei di interesse biomedico.
- Basi azotate: definizione e caratteristiche strutturali dei nucleosidi e dei nucleotidi. Nucleotidi e polinucleotidi. Struttura chimica ed importanza biologica dell'ATP e di altri nucleotidi liberi. Legame fosfodiesterico.