

Liceo Statale “Teresa Gullace Talotta”

Liceo Scientifico e delle Scienze Umane

Anno scolastico:	2023-2024
Classe:	4A scientifico
Disciplina:	SCIENZE NATURALI
Docente:	Giorgi Silvia
Libri di testo:	Phelan J., Pignocchino M.C., “Dalla biologia molecolare al corpo umano”- Zanichelli Valitutti, Amadio, Falasca - Chimica concetti e modelli Dalla struttura atomica all'elettrochimica - Zanichelli

Trimestre

Argomento 1: il sistema endocrino

I messaggeri chimici, modalità di azione degli ormoni idrosolubili e degli ormoni liposolubili. Il sistema endocrino nei vertebrati: le principali ghiandole endocrine. Ipotalamo ed ipofisi: interazioni strutturali. Differenze tra neuroipofisi ed adenoipofisi. Ormoni ipofisari (approfondimenti su gigantismo, nanismo e acromegalia), TSH. Controllo endocrino glicemia (insulina e glucagone). Gli ormoni FSH e LH e la secrezione degli ormoni gonadici.

Argomento 2: la riproduzione

Differenze tra mitosi e meiosi. La riproduzione asessuata e la riproduzione sessuata a confronto. Fecondazione esterna ed interna. La riproduzione umana: anatomia del sistema riproduttore femminile, oogenesi. Ciclo ovarico e ciclo endometriale. Gli eventi ormonali pre-ovulatori e gli eventi ormonali post-ovulatori. Il controllo del ciclo mestruale. Ruolo dell'HCG nelle prime fasi della gravidanza. Anatomia del sistema riproduttore maschile, spermatogenesi. Spermatogenesi ed oogenesi a confronto. Le caratteristiche degli spermatozoi.

Fecondazione e prime fasi dello sviluppo embrionale. Formazione dei foglietti embrionali. Funzioni della placenta. Gemelli monozigotici e dizigotici.

Argomento 3: struttura dell'atomo e modelli atomici

Numero atomico, numero di massa, isotopi. Modello atomico di Rutherford. Natura ondulatoria e corpuscolare della luce. Spettro di assorbimento e spettro di emissione. Modello atomico di Bohr. Disposizione elettroni. Effetto fotoelettrico. Esperimento: saggio alla fiamma di diversi composti con metalli del primo gruppo.

Modello atomico a orbitali: gli elettroni come onde (De Broglie). Principio di indeterminazione di Heisenberg. Orbitali atomici (onda stazionaria e quantizzazione energia orbitali), i numeri quantici (orbitali di tipo s, p, d, f). Ordine di riempimento degli orbitali (principio di Pauli e regola di Hund).

Pentamestre

Argomento 4: proprietà periodiche degli elementi, legami chimici e forma delle molecole

Energie di prima ionizzazione, affinità elettronica e raggio atomico). Gruppi della tavola periodica (1A,

2A, 7A, 8A), i periodi.

Legami chimici: il legame covalente apolare e polare, il legame covalente dativo, il legame ionico, il legame metallico. Distanza di legame ed energia di legame. Elettronegatività. I simboli di Lewis. Ioni poliatomici. Confronto tra composti ionici e covalenti. Teoria '*valence bond*'. Legame sigma e legame pi greco.

Legami intermolecolari: legame idrogeno, forze di London, legame dipolo-dipolo (cenni)

Forma delle molecole e teoria VSEPR. Ibridi di risonanza

Argomento 5: classificazione e nomenclatura dei composti chimici

Valenza e numero di ossidazione. Regola dell'incrocio. Composti binari (nomenclatura tradizionale e IUPAC degli ossidi dei metalli e non metalli, nomenclatura tradizionale e IUPAC degli idracidi, perossidi, idruri covalenti e salini). I composti ternari (nomenclatura tradizionale, IUPAC e di Stock degli idrossidi, nomenclatura tradizionale e IUPAC di ossiacidi, sali ternari acidi e neutri).

Argomento 6: le reazioni chimiche

Reazioni di sintesi, decomposizione, scambio semplice e scambio doppio, reazioni di combustione. Reazioni redox. Reazioni di precipitazione e di neutralizzazione. Richiamo al concetto di mole. Bilanciamento di una reazione chimica. Calcoli stechiometrici.

Solubilità dei composti ionici in acqua. Dissociazione ionica ed equazioni ioniche nette.

Argomento 7: le soluzioni

Soluzioni sature e sovrassature. Elettroliti forti e deboli. Influenza della temperatura sulla solubilità dei sali. Dipendenza della solubilità dalla natura del soluto e del solvente. Fattori che influenzano la solubilità dei gas: pressione e temperatura. Molarità.

Argomento 8: ossidoriduzioni, equilibrio e pH

Reazioni di ossido-riduzione. Concetto di acido e base secondo Arrhenius e secondo Bronsted e Lowry. Prodotto ionico dell'acqua e pH