

# Liceo Scientifico Statale

## “A. Vallisneri”

### PROGRAMMA SVOLTO

**MATERIA** SCIENZE NATURALI

**Prof.** Graziella Di Salvo

Classe e indirizzo: **3C** anno scolastico 2024-25

**Libri:**

- NUOVO INVITO ALLA BIOLOGIA.BLU (IL) 3ED. - EBOOK MULTIM. - IL CORPO UMANO, ZANICHELLI EDITORE- CURTIS HELENA
- CHIMICA.BLU 2ED. - EBOOK MULTIMEDIALE DAL LEGAME CHIMICO ALL'ELETTROCHIMICA, ZANICHELLI EDITORE- BRADY JAMES

#### **Unità 1: La tavola periodica di Mendeleev**

Storia della sua invenzione e classificazione degli elementi in base alla massa atomica e successivamente al numero atomico. I 4 blocchi della tavola, i gruppi, i periodi, i metalli alcalini, i metalli alcalino-terrosi, i metalli di transizione, gli alogeni, i lantanidi e gli attinidi. I tre sistemi di nomenclatura della tavola periodica: la nuova nomenclatura IUPAC. Le proprietà periodiche (energia di ionizzazione, affinità elettronica, elettronegatività, raggio e volume atomico). Caratteristiche principali e loro andamento lungo la tavola periodica.

#### **Unità 2: I legami chimici**

I legami chimici interatomici. Energia di legame, rottura e formazione legami. Il legame ionico come trasferimento di elettroni: esempio del cloruro di sodio (NaCl). Esperimento di elettrolisi dell'acqua. Il legame covalente come condivisione di elettroni: esempio dell'ossigeno, dell'idrogeno, dell'azoto, del cloro. Il legame covalente puro. Il legame covalente semplice, doppio e triplo. Legame covalente omopolare e eteropolare. Il dipolo elettrico e il momento dipolare. Struttura chimica dell'acqua e correlazione con le sue proprietà fisiche: tensione superficiale, densità, punto di ebollizione, capillarità, capacità termica. Il legame metallico. Conduttori, semiconduttori ed isolanti. Il legame covalente dativo. I legami chimici intermolecolari: le forze di Van der Waals. Interazione dipolo-dipolo, dipolo istantaneo-dipolo indotto, le forze di induzione e il legame a idrogeno.

#### **Unità 3: Geometria del legame molecolare:**

Teoria dell'orbitale molecolare e del legame di valenza. Legame semplice, doppio e triplo. I legami e la forma delle molecole: strutture di Lewis, teoria VSEPR. Forme geometriche regolari ed irregolari. Gli orbitali ibridi: forma delle molecole e formazione dei legami, strutture di risonanza, polarità e solubilità delle molecole.

#### **Unità 4: Modelli atomici**

Analisi dell'evoluzione che ha subito il modello atomico nel tempo, dal modello atomico di Dalton a quello di Bohr, passando per il modello atomico di Thomson e di Rutherford.

La teoria atomica di Dalton. Gli esperimenti di Crookes con i tubi di vetro e la scoperta dei raggi catodici come particelle cariche negativamente. Thomson e la scoperta dell'elettrone: la determinazione del rapporto tra la carica e la massa delle particelle costituenti i raggi catodici. Millikan e la determinazione della carica e della massa di un elettrone. I raggi "Goldstein" e gli esperimenti che portarono successivamente alla scoperta del protone. La massa di un protone e di un elettrone a confronto. Il modello a panettone di Thomson. Esperimento di Rutherford e la scoperta del nucleo atomico. Limiti del modello atomico di Rutherford. Niels Bohr e applicazione della teoria quantistica di Planck al modello atomico.

La luce come onda elettromagnetica, analisi dello spettro elettromagnetico e lo spettro del visibile. I raggi dannosi e non dannosi per l'essere umano. I parametri di un'onda elettromagnetica: frequenza, lunghezza d'onda e ampiezza. La doppia natura della luce: natura ondulatoria e corpuscolare.

La natura corpuscolare della luce e effetto fotoelettrico: interpretazione corretta del fenomeno da parte di Einstein. Introduzione del concetto di quanti di energia o fotoni. La scomposizione della luce attraverso un prisma. Lo spettro continuo della luce bianca e gli spettri di assorbimento e di emissione delle sostanze chimiche.

La luce come onda elettromagnetica, analisi dello spettro elettromagnetico e lo spettro del visibile. I raggi dannosi e non dannosi per l'essere umano. I parametri di un'onda elettromagnetica: frequenza, lunghezza d'onda e ampiezza. La doppia natura della luce: natura ondulatoria e corpuscolare. Effetto fotoelettrico e interpretazione corretta del fenomeno da parte di Einstein. Introduzione del concetto di quanti di energia o fotoni. La scomposizione della luce attraverso un prisma. Lo spettro continuo della luce bianca e gli spettri di assorbimento e di emissione delle sostanze chimiche.

Modello atomico di Bohr.

### **Unità 5: Configurazione elettronica**

Concetto di orbita. Livelli energetici e stato fondamentale. Assorbimento e emissione di energia da parte dell'elettrone. Principio di indeterminazione di Heisenberg. Applicazione della statistica al modello atomico. Funzione d'Onda di Schrödinger. Concetto di orbitale atomico e differenza con la orbita. Numero quantico principale, secondario, magnetico. Significato dei valori e i numeri che possono assumere. Calcolo del numero di orbitali e del numero di elettroni per ogni livello energetico. Analisi della forma degli orbitali s, p, d, f. Principio di esclusione di Pauli e regola di Hund. Numero quantico magnetico di spin dell'elettrone.

La configurazione elettronica degli elementi della tavola periodica: il diagramma energia orbitale e la notazione s, p, d, f. L'ordine di energia crescente degli orbitali. Il diagramma delle diagonali. I legami chimici. Definizione di energia di legame. Gli elettroni di valenza. La struttura di Lewis. I gas nobili e la regola dell'ottetto. Eccezioni alla regola dell'ottetto: il caso dell'Idrogeno e del Litio, ottetto incompleto ed espansione dell'ottetto.

### **Unità 6: Le soluzioni**

Le soluzioni: concentrazione delle soluzioni: concentrazione molare, frazione molare, concentrazione molale, concentrazione percentuale (%m/m, %m/V). Dissoluzione e solubilità: solubilità solidi in acqua e solubilità dei gas (legge di Henry), solubilità e barriere energetiche, conducibilità elettrica. Le proprietà colligative: Legge di Raoult, innalzamento ebullioscopico, abbassamento crioscopico e osmosi.

### **Unità 7: Classificazione e nomenclatura dei composti chimici**

Classificazione e nomenclatura (tradizionale e IUPAC). Numeri di ossidazione, nomenclatura ioni monoatomici, nomenclatura composti binari: ossidi, idruri, idracidi, sali binari. Nomenclatura composti terziari: idrossidi, ossiacidi e sali terziari. Reazioni di sintesi, decomposizione, scambio, doppio scambio.

## **Biologia:**

### **Unità 8: La cellula**

Cellula procariotica ed eucariotica: differenze strutturali e funzionali; Il cromosoma eucariotico e i suoi livelli di organizzazione; analisi delle varie fasi del Ciclo Cellulare (fase G1, S e G2 e fase M). Ripasso della riproduzione cellulare, la mitosi e la meiosi.

### **Unità 9: La membrana cellulare**

Membrana cellulare, Struttura della membrana cellulare e funzioni delle biomolecole presenti, Trasporto attraverso la membrana cellulare. Trasporti attivi e trasporti passivi, proteine di trasporto, fagocitosi ed endocitosi, osmosi.

### **Unità 10: Genetica classica e moderna**

Genetica classica: concetti di base della Genetica classica (genoma, cromosomi, geni, alleli, proteine, individui omozigoti e eterozigoti, genotipo e fenotipo). Genetica Mendeliana –la trasmissione dei caratteri ereditari – definizione di carattere - la prima, la seconda e la terza legge di Mendel e loro dimostrazioni con il quadrato di Punnett - determinazione del sesso di un individuo.

Genetica moderna: Morgan e gli esperimenti sui moscerini della frutta – scoperta dei caratteri legati al sesso. Eccezioni alle leggi di Mendel: codominanza, dominanza incompleta, eredità poligenica, pleiotropia. Malattie genetiche – mutazioni ereditabili e non ereditabili – agenti fisici e chimici che inducono danni al DNA – il cariotipo umano – Sindrome di Down o trisomia 21 – malattie autosomiche dominanti e recessive (studio degli alberi genealogici e delle modalità di trasmissione) – elementi di base per la costruzione di un albero genealogico. Malattie legate al sesso (X linked dominanti e recessive). Mutazioni naturali e indotte, somatiche ed ereditarie, puntiformi, cromosomiche, cariotipiche. Meccanismi di riparazione. Fenomeno del vigore degli ibridi.

### **Educazione civica:**

Lavori di gruppo:

Relazione tra gli elementi chimici della tavola periodica ed argomenti di astronomia, sostenibilità ambientale, medicina, catastrofi ambientali. Esposizioni di presentazioni multimediali e dibattito in classe.

**Esperienze di laboratorio:** saggio alla fiamma di diversi composti chimici, valutazione della solubilità, miscibilità e polarità delle molecole, determinazione della concentrazione di una soluzione a concentrazione nota mediante esperimenti di titolazione. Esperimento del pH con il cavolo rosso. Fenomeno dell'osmosi con le cellule della patata, osservazione di cellule vegetali, protisti e tessuti umani con il microscopio ottico, esperimento con le reazioni chimiche di scambio semplice, doppio scambio, decomposizione con valutazione dei cambiamenti macroscopici e fisici.

Data 10/06/2025

**Firma del docente**

Prof. Graziella Di Salvo