

LICEO SCIENTIFICO STATALE
"MICHELANGELO"
CAGLIARI



PROGRAMMA di
SCIENZE NATURALI



Anno scolastico	2018/2019
INSEGNANTE	PROF. GISELLO PUDDU
CLASSE	IV ^a CORSO A SCIENZE APPLICATE
Libri di testo:	<u>Chimica:</u> <i>Lineamenti di chimica – Valitutti -Tifi - Gentile – Zanichelli Editore.</i> <u>Scienze della Terra:</u> <i>Scienze della Terra A - Minerali e rocce – Pignocchino Feyles – Zanichelli Editore.</i>

CHIMICA

- **Unità 1 TRASFORMAZIONI FISICHE E CHIMICHE DELLA MATERIA** (Ripasso)
La materia e le sue caratteristiche.
Elementi e composti.
Le sostanze pure e i miscugli eterogenei e omogenei.
I passaggi di stato.
Le trasformazioni fisiche e chimiche della materia.
- **Unità 2 LEGGI PONDERALI E RAPPORTO DI COMBINAZIONE** (Ripasso)
La legge di conservazione della massa e le leggi ponderali.
La teoria atomica di Dalton e il concetto di molecola.
 - **Esercitazioni in classe sull'applicazione delle leggi ponderali.**
- **Unità 3 MASSA ATOMICA e MOLECOLARE - LA MOLE**
Unità di massa atomica, massa atomica relativa, massa molecolare relativa e peso formula.
La mole: definizione e significato.
Massa molare e costante di Avogadro.
La composizione percentuale delle sostanze.
 - **Esercitazioni in classe su massa atomica, massa molecolare, mole e costante di Avogadro.**
 - **Laboratorio - Misurazione con le moli e reazioni chimiche.**
- **Unità 4 LE PARTICELLE DELL'ATOMO**
La natura elettrica della materia e i fenomeni di elettrizzazione.
Gli esperimenti di Thomson e di Goldstein con i tubi di Crookes.
L'esperimento di Rutherford e il modello atomico planetario.
Numero atomico, numero di massa e isotopi.
 - **Esercitazioni in classe su numero atomico, numero di massa e isotopi.**
 - **Laboratorio - Fenomeni di elettrizzazione con uso dell'elettroscopio, della gabbia di Faraday e del generatore di Van der Graff; funzionamento dei tubi di Crookes e del tubo di Goldstein.**
- **Unità 5 LA STRUTTURA DELL'ATOMO**
Critiche al modello atomico di Rutherford.
Gli spettri di emissione e di assorbimento.

L'atomo di Bohr.

Modello atomico a strati e configurazione elettronica degli atomi polielettronici.

L'elettrone e la meccanica quantistica.

Il Principio di indeterminazione di Heisenberg.

De Broglie e la natura dualistica dell'elettrone.

Schrödinger e l'equazione d'onda.

Il modello atomico a orbitali; i numeri quantici.

Il Principio di esclusione di Pauli.

Orbitali degeneri e la Regola di Hund.

Il principio di Aufbau.

- **Esercitazioni in classe sulla configurazione elettronica degli elementi, sui numeri quantici e sui diagrammi orbitalici.**
- **Laboratorio** - Saggi alla fiamma per verificare il fenomeno del "salto quantico" degli elettroni descritto nel modello atomico di Bohr.

• **Unità 6 IL SISTEMA PERIODICO**

Cenni storici: dalla tavola periodica di Mendeleev alla moderna Tavola Periodica degli elementi.

La struttura della tavola periodica.

Le proprietà periodiche degli elementi:

- raggio atomico e volume atomico;
- energia di ionizzazione;
- affinità elettronica
- elettronegatività.

- **Esercitazioni in classe sulla simbologia di Lewis.**

• **Unità 7 LEGAMI CHIMICI**

I gas nobili e la regola dell'ottetto.

I simboli di Lewis.

Il legame covalente polare, apolare e dativo.

Il legame ionico e i composti ionici.

Il legame metallico.

- **Esercitazioni in classe sui legami chimici e sulla rappresentazione delle molecole con la simbologia di Lewis.**
- **Laboratorio** - Gara di Cruciverba a squadre, sulla tavola periodica degli elementi e sulle proprietà periodiche, con premio finale.

• **Unità 8 LA FORMA DELLE MOLECOLE e LE FORZE INTERMOLECOLARI**

La forma delle molecole e la teoria VSEPR.

Le molecole polari e apolari e loro proprietà.

La polarità delle molecole nei diversi modelli molecolari (AX₂, AX₃, AX₄, AX_Y, AX_E).

Le forze intermolecolari:

- le forze dipolo-dipolo;
- le forze di London;
- il legame a idrogeno.

- **Esercitazioni in classe su: legami chimici; scala delle elettronegatività e percentuale di ionicità; forma delle molecole complesse e degli ioni poliatomici secondo la teoria VSPER.**
- **Laboratorio** – Costruzione di modelli molecolari in 3D di sostanze inorganiche e organiche secondo la teoria VSPER.

• **Unità 9 CLASSIFICAZIONE DEI COMPOSTI**

Il Numero di Ossidazione.

Le regole per scrivere le formule dei composti chimici.

Classificazione, nomenclatura e proprietà dei composti inorganici.

I Composti binari: idruri, idracidi, ossidi basici, ossidi acidi (perossidi) e sali binari.
Composti ternari: idrossidi, ossiacidi e sali ternari.

- **Esercitazioni in classe su:** applicazione delle regole per attribuire il numero ossidazione; scrivere le formule dei composti; attribuire in modo corretto la nomenclatura IUPAC e tradizionale alle sostanze inorganiche binarie e ternarie.
- **Laboratorio** - Preparazione di un sale attraverso una reazione di neutralizzazione.

• **Unità 10** LE SOLUZIONI

Le soluzioni: classificazione e proprietà.

Il fenomeno dell'idratazione nei composti molecolari ionizzabili e non ionizzabili e nei composti ionici.

Gli elettroliti deboli e forti e il comportamento in acqua delle sostanze non polari.

La solubilità: soluzioni insature, sature e soprassature.

Effetto della temperatura e della pressione sulla solubilità di solidi, liquidi e aeriformi.

Calcolo percentuale della concentrazione di una soluzione.

La concentrazione molare e molale.

Le soluzioni elettrolitiche e il pH.

- **Esercitazioni in classe su:** calcolo della concentrazione percentuale m/m, m/V, V/V di una soluzione; calcolo della molarità e della molalità di una soluzione.

• **Unità 11** LE REZIONI CHIMICHE

Le reazioni di sintesi, decomposizione, scambio semplice e doppio scambio.

Equazioni di reazione e regole di bilanciamento.

Il concetto di reagente limitante e di reagente in eccesso.

Effetto della temperatura e della pressione sulla solubilità di solidi, liquidi e aeriformi.

Calcolo percentuale della concentrazione di una soluzione.

La concentrazione molare e molale.

Le soluzioni elettrolitiche e il pH.

- **Esercitazioni in classe sul bilanciamento delle reazioni chimiche e sul concetto di reagente limitante e in eccesso.**

• **Unità 12** ACIDI E BASI

Il concetto di acido e base.

Gli acidi e le basi secondo le teorie di Arrhenius, Brønsted e Lowry, Lewis.

Gli acidi e le basi e il pH delle soluzioni acquose.



SCIENZE DELLA TERRA

• Unità 1 LA TERRA PRIMORDIALE

La formazione della Terra e la sua evoluzione primordiale.

Il surriscaldamento della Terra primordiale.

La “catastrofe del ferro”, la differenziazione gravitativa e la zonazione chimica della Terra.

La formazione dell’atmosfera e dell’idrosfera primordiale.

• Unità 2 I MINERALI

I minerali: definizione e caratteri generali della struttura cristallina.

Isomorfismo e polimorfismo nei minerali.

Le proprietà fisiche dei minerali.

Sistematica dei minerali: classificazione generale dei minerali silicati e dei minerali non silicati.

- Laboratorio – Visione, riconoscimento e classificazione di minerali silicatici e non silicatici in base alle proprietà fisiche e all’abito cristallino.

• Unità 3 LE ROCCE E I PROCESSI LITOGENETICI

Le rocce della crosta terrestre e il loro ciclo litogenetico.

Il processo magmatico e la formazione delle rocce ignee:

- struttura e classificazione generale delle rocce ignee intrusive, effusive e ipoabissali.

Il processo sedimentario e la formazione delle rocce sedimentarie:

- i processi di degradazione meteorica e il fenomeno della diagenesi;
- caratteristiche generali e classificazione delle principali rocce sedimentarie.

Il processo metamorfico e la formazione delle rocce metamorfiche:

- metamorfismo regionale, di contatto e cataclastico;
- struttura delle principali rocce metamorfiche.

- Laboratorio – Visione, riconoscimento e classificazione di campioni di rocce magmatiche, sedimentarie e metamorfiche.

- Uscita didattica – Visita al Museo di Arte Mineraria di Iglesias e alla miniera di Porto Flavia a Masua.

IL DOCENTE

Prof. _____

GLI STUDENTI

