

**PROGRAMMA EFFETTIVAMENTE SVOLTO**

**Docente:** Distefano Nicola

**Materia insegnata:** Scienze naturali.

**Classe:** 4SA

Libri di testo:

- F. Tottola, A. Allegrezza, M. Righetti "CHIMICA: Ambiente, realtà, cittadinanza. Dalla struttura atomica all'elettrochimica - 2° biennio" Mondadori, ISBN9788824796569.
- Bosellini "Le scienze della terra. Minerali e rocce - Vulcani - Terremoti. Seconda edizione". Zanichelli, ISBN 9788808423962.

**Contenuti disciplinari svolti:**

La quantità di sostanza: la mole
<ol style="list-style-type: none"><li>1. Massa atomica assoluta.</li><li>2. Unità di massa atomica.</li><li>3. Spettrometro di massa.</li><li>4. Massa atomica relativa.</li><li>5. Massa molecolare relativa.</li><li>6. Massa dell'unità formula.</li><li>7. Numero di Avogadro.</li><li>8. Mole.</li><li>9. Molarità.</li></ol>

Unità C1 - Da Planck a Bohr
<ol style="list-style-type: none"><li>1. La luce: onde o corpuscoli?</li><li>2. La luce: onda elettromagnetica</li><li>3. Lo spettro elettromagnetico: natura unica, interazioni diverse.</li><li>4. Le sorgenti luminose: spettri continui e a righe.</li><li>5. Planck: i quanti di energia.</li><li>6. L'effetto fotoelettrico: Einstein e i fotoni.</li><li>7. Spettri a righe: segnali dagli atomi.</li><li>8. La quantizzazione negli atomi: Niels Bohr.</li><li>9. La quantizzazione negli atomi: Sommerfeld.</li><li>10. Il distacco degli elettroni: misurare l'energia necessaria.</li><li>11. Le energie di ionizzazione: conferma dei livelli di energia</li></ol>

Unità C2 - Dalla configurazione elettronica alla tavola periodica
<ol style="list-style-type: none"><li>1. Un approccio diverso: gli elettroni come onde.</li><li>2. Heisenberg: entra in scena l'incertezza.</li><li>3. Il nuovo modello atomico: la probabilità.</li><li>4. I numeri quantici nel modello ondulatorio: n, l, m, s.</li><li>5. Livelli, sottolivelli e orientazione: l'organizzazione elettronica.</li><li>6. La configurazione elettronica: come sono disposti gli elettroni.</li><li>7. La tavola periodica: le configurazioni esterne.</li><li>8. Uno sguardo d'insieme: i gruppi.</li><li>9. Le proprietà periodiche: andamenti e variazioni.</li></ol>

### **Unità D1 - I legami chimici**

1. I legami chimici: stabilità energetica.
2. Come si formano i legami: Lewis e Pauling.
3. Legami primari e secondari: attrazioni tra atomi e tra molecole.
4. Legami con elettroni condivisi: il legame covalente.
5. Legame ionico: alta differenza di elettronegatività.
6. Legame metallico: elettroni liberi.
7. Orbitali molecolari raggruppati: le bande.
8. Legami chimici secondari: attrazioni tra molecole.

### **Unità D2 - Struttura delle molecole**

1. VSEPR: repulsione tra coppie elettroniche.
2. Trovare le strutture: una procedura comune.
3. Strutture più complesse: quando l'ottetto non è più rispettato.
4. Risonanza: spostamento di elettroni.
5. Ibridizzazione: mescolamento degli orbitali.
6. Molecole complesse: quale forma?
7. Polarità delle molecole: l'importanza della struttura.

### **Unità D3 - I legami e le proprietà della materia**

1. Aeriformi: deboli legami secondari.
2. Lo stato liquido: la forza dei legami intermolecolari.
3. Le soluzioni: liquidi protagonisti.
4. Lo stato solido: l'importanza dei legami.

### **Unità E1 - Composti e reazioni**

1. Le formule chimiche: rappresentazioni simboliche.
2. Il numero di ossidazione: una carica apparente.
3. La classificazione dei composti chimici: i diversi tipi di nomenclatura.
4. Composti binari: unione di atomi di due elementi.
5. Composti ternari e quaternari: idrossidi, ossiacidi e sali.
6. Le reazioni chimiche: come si formano i composti.

### **U.d.a. di GEOLOGIA - Minerali, rocce e fenomeni endogeni**

1. Minerali e rocce: proprietà chimiche e fisiche.
2. Classificazione dei minerali.
3. Dalla struttura chimica dei minerali alle caratteristiche petrologiche.

### **Unità E2 - La quantità nelle reazioni**

1. Le equazioni bilanciate: le quantità in azione.
2. I calcoli stechiometrici: la matematica delle reazioni.
3. Il reagente limitante: le quantità dei prodotti ottenibili.
4. Resa percentuale: le quantità vere.

### Unità G1 - Acidi e basi

1. Acidi e basi: equilibri particolari.
2. Brønsted e Lowry: scambio di protoni.
3. Lewis: la donazione di coppie di elettroni.
4. L'autoprotolisi dell'acqua: il  $K_w$ .
5. Un modo pratico per esprimere l'acidità: il pH.
6. La forza di acidi e basi: la costante di ionizzazione.
7. Costanti acide e basiche: la direzione dell'equilibrio.
8. I sali in soluzione: l'idrolisi salina.
9. Le soluzioni tampone: una trappola per idronio e ossidrile.
10. Acidi, basi e soluzioni tampone: calcolo del pH.
11. Misurare il pH: gli indicatori e il pH-metro.
12. Le titolazioni: la determinazione della concentrazione di un acido o di una base.
13. La normalità: l'uso degli equivalenti.

### Unità G2 - Le ossidoriduzioni

1. Le reazioni chimiche: un altro punto di vista.
2. Le reazioni redox: acquisto e cessione di elettroni.
3. Bilanciare le reazioni redox: la variazione del numero di ossidazione.
4. Bilanciare le reazioni redox: il metodo delle semireazioni.
5. Bilanciare in ambiente acido: due ioni  $H^+$  formano  $H_2O$ .
6. Bilanciare in ambiente basico: dall'acqua si originano gli ioni  $OH^-$ .
7. La dismutazione: lo stesso elemento si ossida e si riduce.

Data \_\_\_\_\_

Firma degli studenti  
rappresentanti di classe

Firma del Docente

\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_