

## ***Programma di Chimica e Laboratorio***

*Docenti: A. Ragosa – E. Oppedisano*

### **TEORIA**

- Ripasso dei principali argomenti dell'anno scorso, con particolare riguardo a: nomenclatura dei composti chimici inorganici binari e ternari, reazioni ed equazioni chimiche, leggi di Lavoisier, Proust, Dalton
- L'atomo e la molecola: particelle subatomiche, numero atomico, numero di massa, isotopi, teoria atomica di Dalton. Modello atomico di Thomson, Bohr e ad orbitali. Modello elettrostatico della struttura atomica: sottolivelli energetici s-p-d-f, configurazione elettronica degli elementi. Regole per il riempimento dei livelli energetici: principio di Pauli, regola di Hund. La notazione di Lewis
- Sistema periodico degli elementi: definizione di gruppi e periodi, struttura elettronica e tavola periodica, caratteristiche chimiche legate alla struttura elettronica, elementi di tipo metallico, non metallico e semimetallico
- Legami chimici: energia di ionizzazione, affinità elettronica, elettronegatività e polarità, classificazione in atomici (ionico, covalente omopolare e polare, dativo, metallico) e molecolari (a idrogeno), rappresentazione dei legami chimici di semplici composti tramite la notazione di Lewis
- La mole: unità di massa atomica, massa atomica relativa, massa molecolare relativa, numero di Avogadro. La mole applicata alle reazioni chimiche
- Reazioni chimiche: definizioni di equazione chimica, reagenti, prodotti, coefficiente stechiometrico. Classificazione, bilanciamento, calcoli stechiometrici
- Soluzioni: definizione di soluto e solvente, dissociazione, ionizzazione, solubilità, concentrazione % in peso, % in volume, molarità
- Termodinamica: calore di reazione e sua misura, reazioni esotermiche ed endotermiche, entalpia, legge di Hess
- Sviluppo dell'UDA dal titolo "Io fumo, tu fumi egli fu" riguardante la prova per competenze dell'asse scientifico-tecnologico
- Cinetica chimica: definizione di velocità di reazione e fattori che la influenzano
- Equilibrio chimico: reazioni reversibili, costante di equilibrio e legge di azione di massa
- Acidi e basi: teorie di Arrhenius, di Bronsted-Lowry, di Lewis. Costanti di acidità e di basicità. Prodotto ionico dell'acqua e sua costante
- pH: significato, misura e calcolo per soluzioni di acidi e basi forti, conoscenza e uso degli indicatori, titolazioni acido – base
- Elettrochimica: concetto di ossidazione e di riduzione, calcolo del numero di ossidazione, bilanciamento delle reazioni redox con il metodo ionico elettronico. Le pile elettrochimiche: celle elettrolitiche, catodo e anodo con descrizione delle reazioni che vi avvengono, tabella dei potenziali standard di riduzione.

### **ESERCITAZIONI IN LABORATORIO**

- Norme di sicurezza in un laboratorio chimico; attrezzature, vetreria e materiale di consumo
- Il problema dei rifiuti e loro smaltimento: visione film-documentario "Un oceano di plastica"
- Dal macroscopico al microscopico: studio del polimero presente nei pannolini per bambini
- Esercitazione sulla mole
- Verifica della polarità e della miscibilità di alcune sostanze
- Esempi di reazioni chimiche di doppio scambio
- Preparazione di soluzioni a concentrazione nota
- Titolazione acido – base utilizzando una soluzione di HCl e una soluzione di NaOH
- Studio sperimentale di reazioni esotermiche, endotermiche e atermiche
- Studio sperimentale della velocità di combustione di una candela
- Influenza della concentrazione dei reagenti, della temperatura e della superficie di contatto

sulla velocità di reazione

- Influenza della temperatura e della concentrazione sull'equilibrio chimico
- Misure di pH di sostanze di uso comune utilizzando la cartina indicatrice universale