

 LICEO STATALE SCIENTIFICO E CLASSICO "E. MAJORANA" DESIO (MB)	PROGRAMMA SVOLTO	MD 01 05 R1 (2024-04-12)
		Pagina 1 di 2

A.S.	Classe	Disciplina	Docente
2023/2024	4 [^] F	Scienze Naturali	Cattabeni Elisabetta

Libri di testo

- Valitutti, Falasca, Amadio – Dalla mole all'elettrochimica (Zanichelli)

Programma svolto

1. Ripasso delle Leggi Ponderali
2. Struttura atomo e sistema periodico Proprietà elettriche della materia. Le particelle subatomiche. Modello atomico di Dalton, Thomson e Rutherford. Il numero atomico e il numero di massa. Gli isotopi. Massa atomica media. Gli elementi radioattivi. Energia nucleare: differenza fissione e fusione nucleare. La doppia natura della luce. L'atomo di Bohr. Principio di indeterminazione di Heisenberg. L'equazione d'onda. I numeri quantici e gli orbitali. Configurazione elettronica: le regole di Aufbau e Hund. Tavola periodica: gruppi e periodi (lunghi e brevi). Schema a blocchi della tavola periodica. Elettroni di valenza e simboli di Lewis. Proprietà periodiche chimiche e fisiche.
3. Legami chimici L'energia di legame. La regola dell'ottetto. Legame covalente puro, polare e dativo; semplice, doppio e triplo. Legame ionico. Composti ionici e reticolo cristallino. Legame metallico. Teoria VSEPR e forma delle molecole. Ibridi di risonanza. Teoria VB (molecole biatomiche). Legami σ e π . Orbitali ibridi sp^3 , sp^2 , sp , sp^3d , sp^3d^2 Molecole polari e apolari. Legami intermolecolari: Forze di Van der Waals (interazioni dipolo-dipolo e forze di London) e legame idrogeno.
4. Classificazione e nomenclatura dei composti Concetto di valenza e numeri di ossidazione. Regole per l'assegnazione del numero di ossidazione ai diversi elementi nei composti. Leggere e scrivere formule semplici. Classificazione composti inorganici. Caratteristiche chimiche e nomenclatura tradizionale e IUPAC dei composti binari e ternari (idrossidi, ossiacidi e sali ternari).
5. La mole La quantità di sostanza e la mole. Massa atomica, molecolare e molare. Il numero di Avogadro. Il volume molare e l'equazione di stato dei gas ideali. Significato macroscopico e microscopico in chimica.
6. Le soluzioni Definizione di solvatazione, idratazione, dissociazione, dispersione e ionizzazione. Elettroliti forti e deboli. La Molarità. Le diluizioni. Proprietà colligative: innalzamento ebullioscopico, abbassamento crioscopico.
7. Reazioni chimiche Le equazioni di reazione. Regole per il bilanciamento delle reazioni. Reazioni di sintesi, decomposizione, scambio semplice e doppio scambio. Termochimica: il primo principio della termodinamica, reazioni endotermiche ed esotermiche. Velocità di reazione. Equazione cinetica: reazioni di ordine zero, primo e secondo. Fattori che influenzano la velocità di una reazione chimica. Teoria degli urti. L'energia di attivazione. I catalizzatori. L'equilibrio chimico. La costante di equilibrio. Quoziente di reazione. Principio di Le Chatelier.
8. Acidi e basi Teorie di Arrhenius e Brønsted-Lowry. Autoionizzazione dell'acqua, prodotto ionico dell'acqua. Il pH: definizione e misurazione. La forza degli acidi e delle basi. Calcolo pH e pOH di soluzioni di acidi e basi forti. Idrolisi salina acida e basica. Soluzioni tampone. Neutralizzazioni e soluzioni tampone.
9. Le ossidoriduzioni Bilanciamento delle ossidoriduzioni con il metodo dei numeri di ossidazione.
10. Educazione civica: presentazione del tema utilizzati per lo svolgimento di una sfida del progetto Debate (Acqua: gestione pubblica o privata?). Chimica verde: due esperienze di laboratorio (reazioni esotermiche ed



endotermiche; la resa di una reazione), lettura "Green Chemistry". Incontri relativi al progetto Salute e Benessere Totale 6 ore

Desio, 30 maggio 2024

Firmato dagli studenti rappresentanti di classe con firma elettronica avanzata

Il docente

Elisabetta Cattabeni

Firmato con firma elettronica avanzata