

Liceo Scientifico Statale

“A. Vallisneri”

PROGRAMMA SVOLTO

MATERIA SCIENZE NATURALI

Prof. Graziella Di Salvo

Classe e indirizzo: **3LA** anno scolastico 2022-23

Chimica:

Unità 0: Introduzione allo studio della chimica.

Ripasso del numero atomico e numero di massa, massa atomica relativa della miscela isotopica, composizione percentuale, concetto di mole e del numero di Avogadro. Calcolo del numero di atomi presenti in una mole.

Unità 1: Bilanciamento delle reazioni chimiche

Reazioni chimiche irreversibili e reversibili, reazioni omogenee e eterogenee, la legge di conservazione della massa di Lavoisier.

Il bilanciamento delle reazioni chimiche come conseguenza della legge di Lavoisier. Regole di base del bilanciamento di una reazione chimica e utilizzo dei coefficienti stechiometrici per bilanciare il numero di atomi di un dato elemento a sinistra e a destra della freccia di reazione.

Metodo algebrico.

Unità 2: Stechiometria

Definizione di stechiometria. Rapporti di reazione e aspetto quantitativo di una reazione chimica (atomi, molecole e unità formula, moli e grammi).

Dai rapporti molari ai rapporti tra le masse. Analisi del procedimento da seguire per la risoluzione di un problema di stechiometria e costruzione della relativa tabella (grammi, masse molari e le moli).

Utilizzo dei coefficienti stechiometrici e delle proporzioni per il calcolo delle moli e successivamente dei grammi di un determinato prodotto o di un reagente a partire dai dati noti. Reagente limitante e reagente in eccesso; resa di una reazione: resa teorica, reale e percentuale. I vari tipi di reazione: le reazioni di sintesi, di decomposizione, di scambio o di spostamento, di doppio scambio.

Unità 3: Rapporti di reazione e aspetto quantitativo di una reazione chimica.

Rapporti di reazione e aspetto quantitativo di una reazione chimica (atomi, molecole e unità formula, moli e grammi). Dai rapporti molari ai rapporti tra le masse. Analisi del procedimento da seguire per la risoluzione di un problema di stechiometria e costruzione della relativa tabella (grammi, masse molari e le moli). Utilizzo dei coefficienti stechiometrici e delle proporzioni per il calcolo delle moli e successivamente dei grammi di un determinato prodotto o di un reagente a partire dai dati noti. Reagente limitante e reagente in eccesso – applicazione di formule per la loro identificazione. Resa di una reazione: resa teorica, reale e percentuale..

Unità 4: La tavola periodica di Mendeleev

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 alcalinoterrosi, i metalli di transizione, gli alogeni, i lantanidi e gli attinidi. I tre sistemi di nomenclatura della tavola periodica: la vecchia nomenclatura CAS, la vecchia nomenclatura IUPAC e 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 5: Modelli atomici

Modelli atomici: analisi della 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.

Unità 6: La luce, natura ondulatoria e corpuscolare

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.

Unità 7: Modello atomico di Bohr e concetto di orbitale

Modello atomico di Bohr. 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 e espansione dell'ottetto.

Unità 8: Legami chimici

I legami chimici interatomici. 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. Il legame metallico. 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.

Geometria del legame molecolare: teoria dell'orbitale molecolare e del legame di valenza. Legame semplice, doppio e triplo.

Lavori di gruppo: PPT e discussioni di gruppo su argomenti relativi alla relazione tra la chimica e i fenomeni naturali, economici, sociali.

Educazione civica:

Educazione alla salute: disturbi alimentari

Lezioni frontali, test valutativo e dibattito in classe.

Esperienza di laboratorio: saggi alla fiamma di diversi composti chimici, con valutazione della diversa colorazione emessa da ciascun composto e comprensione di come la specifica struttura elettronica di un elemento sia rapportata alla diversa frequenza e lunghezza d'onda emessa dall'elettrone nel ritornare allo stato fondamentale.

Libro di testo:

**CHIMICA PIÙ - EBOOK MULTIMEDIALE DALLA STRUTTURA ATOMICA
ALL'ELETTROCHIMICA / BOOKTAB POSCA VITO / FIORANI TIZIANA,
ZANICHELLI EDITORE**

Data 10/06/2023

Firma del docente

Prof. Graziella Di Salvo

Firma dei rappresentanti di classe