



Liceo Scientifico Statale

“A. Vallisneri”

PROGRAMMA SVOLTO ANNO SCOLASTICO 2024/2025

MATERIA: Scienze Naturali

Prof.: Alessandro Campetti

CLASSE: 3LD

CHIMICA

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. 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.

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. 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.

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. I legami chimici interatomici. Il legame ionico come trasferimento di elettroni:

esempio del cloruro di sodio (NaCl). 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 Wan 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.

Ripasso del numero atomico e numero di massa, massa atomica relativa della miscela isotopica, composizione percentuale, 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. 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 – applicazione di formule per la loro identificazione. Resa di una reazione: resa teorica, reale e percentuale. Cenni di cinetica chimica, costante di equilibrio.

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.

Laboratorio: Saggio alla fiamma. Velocità di reazione.

Lucca lì. 10/06/2025

Prof. Alessandro Campetti