

Liceo Scientifico Statale “A. Vallisneri”

PROGRAMMA SVOLTO

MATERIA SCIENZE NATURALI

Prof. Simonetti Lara

Classe e indirizzo: **3LD** anno scolastico 2023-24

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 della 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. 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: 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. 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 e il diagramma energia-orbitale

Libro di testo:

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

Data: 7 giugno 2024

Firma del docente

