

IIS “Ferrari-Hertz”-Roma

Programma di Scienze Integrate-CHIMICA- A.S. 2018/2019

Docenti: Alessandra Pastorini- Margherita Auci

Classe: II N

Libro di testo *Chimica molecole in movimento seconda edizione di Esploriamo la chimica.verde*, G.Valitutti, M: Falasca,P,Amadio, Zanichelli Editore

La mole

Ripasso: Massa atomica e molecolare. Il numero di Avogadro e la mole. Calcolo della massa, del numero di moli e del numero di atomi di un composto ed elemento.

Moli ed equazioni chimiche: coefficienti stechiometrici e moli di sostanza, il reagente limitante. Calcoli stechiometrici La concentrazione molare ed i calcoli stechiometrici. Volume molare.

Modelli atomici

Le forze elettriche: la carica elettrica e la legge di Coulomb.I primi modelli atomici: gli elettroni e il modello atomico di Thomson, il modello atomico nucleare di Rutherford, le particelle subatomiche. Il numero atomico, il numero di massa e gli isotopi. Modello di Bohr e modello quantomeccanico. Principio di indeterminazione di Heisenberg. Gli orbitali s, p, d e f. Riempimento degli orbitali: principio di esclusione di Pauli e principio di Hund. La configurazione elettronica. Le transizioni elettroniche.Spettri di emissione a righe e spettro continuo.

Sistema Periodico degli elementi

Il sistema periodico degli elementi, gruppi e periodi. La classificazione degli elementi: elementi naturali ed artificiali, metalli, non metalli e semimetalli. Elettronegatività nel sistema periodico. Relazione tra configurazione elettronica e tavola periodica. Proprietà periodiche: raggio atomico, energia di ionizzazione, affinità elettronica.

Nomenclatura dei composti

Numero di ossidazione e regole per assegnarlo. Nomenclatura tradizionale e IUPAC di ossidi, anidridi, idruri, idracidi, perossidi, ossoacidi, idrossidi, sali binari e ternari.

Legami chimici

I simboli di Lewis.e la regola dell’ottetto Legame covalente omopolare e eteropolare. Legame ionico. Il dipolo. Legame covalente dativo. Legame metallico. Esempi di formule di struttura di vari composti.

Forze intermolecolari

Teoria VSEPR: la geometria delle molecole (lineare, trigonale planare e tetraedrica). Polarità e forma delle molecole. Forze intermolecolari: forze dipolo-dipolo, forze di Van der Waals, legame idrogeno. Il legame idrogeno e le proprietà dell'acqua. Miscibilità e solubilità.

Le soluzioni

La concentrazione molare di una soluzione. Diluizioni di soluzioni. La solvatazione. Soluzioni elettrolitiche. Conducibilità di soluzioni di elettroliti forti e deboli.

L'energia e la velocità di reazione

Teoria delle collisioni ed energia di attivazione. Fattori che influenzano la velocità di una reazione chimica. I catalizzatori: catalisi omogenea ed eterogenea.

Equilibrio chimico

Reazioni reversibili ed irreversibili. L'equilibrio chimico. Costante di equilibrio e suo significato chimico. Principio di Le Chatelier.

Acidi e basi

Acidi e basi nella vita quotidiana. Teoria di Arrhenius, Bronsted-Lowry. Scala di pH. Indicatori acido-base. Calcolo del pH di acidi e basi forti. Titolazione acido-base.

Attività di laboratorio

- Coefficienti stechiometrici: determinazione sperimentale del volume di H₂
- Preparazione di soluzioni a titolo noto
- Saggi alla fiamma
- Reazioni di sintesi e di semplice e doppio scambio
- Polarità, miscibilità e solubilità di sostanze liquide
- Conducibilità di soluzioni elettrolitiche
- Scala di pH
- Titolazione acido-base

Per verificare il recupero delle carenze, gli alunni verranno sottoposti ad una prova scritta.