

## IIS “Ferrari-Hertz”-Roma

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

**Docenti:** Alessandra Pastorini- Margherita Auci

**Classe:** II P

**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 H<sub>2</sub>
- 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.