

PROGRAMMA DI Scienze Integrate “ CHIMICA”
Anno Scolastico 2013-2014
Classe 2°C ITT

1.La mole: l'unità di misura dei chimici

La mole: l'interprete tra gli atomi e la bilancia.

La centralità della mole: dai grammi alle moli e viceversa.

Moli ed equazioni chimiche: coefficienti stechiometrici e moli di sostanza, come si risolvono gli esercizi di stechiometria.

Sostanze in soluzione: la concentrazione molare e i calcoli stechiometrici.

2.Come sono fatti gli atomi

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.

La carta d'identità degli atomi: il numero atomico, il numero di massa e gli isotopi.

Natura ondulatoria della luce: lunghezza d'onda, frequenza, energia. Spettro elettromagnetico

I modelli atomici: il modello di Bohr, le transizioni elettroniche, il modello a orbitali.

Un modello per la struttura elettronica: l'energia di ionizzazione, livelli di energia per gli elettroni.

Configurazione elettronica degli elementi

3.La Tavola Periodica

Il sistema periodico: la tavola periodica di Mendeleev, la struttura elettronica e la tavola periodica attuale.

La tavola periodica e la classificazione degli elementi: elementi naturali e artificiali; metalli, non metalli e semimetalli.

Famiglie chimiche e proprietà.

4.I legami chimici

Elettroni di valenza e proprietà chimiche, i simboli di Lewis, la regola dell'ottetto e i legami tra gli atomi.

Il legame ionico: elettroni che passano da un atomo all'altro, la struttura dei composti ionici.

Il legame covalente: elettroni condivisi tra due atomi, doppi e tripli legami, le sostanze covalenti, il legame covalente polarizzato, il legame covalente dativo.

Il legame metallico: elettroni condivisi tra più atomi.

I legami chimici e proprietà delle sostanze: la lavorabilità e la conducibilità elettrica.

5.Classi, formule e nomi dei composti

Numero di ossidazione e valenza

La nomenclatura IUPAC e tradizionale dei composti: formule e nomi di ossidi, idrossidi, acidi, sali.

6.La geometria molecolare

La forma delle molecole: la geometria molecolare, il modello VSEPR,.

Sostanze polari e sostanze apolari: le molecole polari e le molecole apolari.

Forze di attrazione intermolecolare: dipolo-dipolo, forze di London, legame ad idrogeno.

7.Forze tra molecole diverse: miscibilità e solubilità.

Sostanze polari come solventi, sostanze apolari come solventi.

Le soluzioni elettrolitiche: dissociazione in acqua di composti ionici, ionizzazione in acqua di composti polari, gli elettroliti.

8. Trasformazioni chimiche: energia e velocità.

Gli scambi di energia nelle trasformazioni: processi esoenergetici ed endoenergetici

Fattori che influenzano la velocità di reazione

Teoria degli urti

Diagramma energetico sull'andamento di reazione

9. L'equilibrio chimico

Reazioni reversibili e sistema chiuso

Equilibrio chimico di tipo dinamico

Aspetti quantitativi dell'equilibrio : K_{eq} .

Principio di Le Chatelier e influenza di T, P, e C sulle condizioni di equilibrio

10. Le trasformazioni elettrochimiche

Le reazioni di ossidoriduzione: reazioni con trasferimento di elettroni, il numero di ossidazione, le regole per assegnare il numero di ossidazione. Bilanciamento reazioni di ossido-riduzione.

Bolzano , 5- 06-2014

L'Insegnante

Maria Teresa Berchicci