

# Scienze Integrate “ CHIMICA”

Anno Scolastico 2014-2015

Classe 2°D ITT

Prof.sse Maria Teresa Berchicci- Marina Masciovecchio

## 1. Dalle sostanze agli atomi e alle molecole

Miscugli, sostanze, elementi e composti

Le trasformazioni della materia: trasformazioni chimiche e trasformazioni fisiche.

La conservazione della massa nelle reazioni chimiche: la legge di Lavoisier e le sue applicazioni.

I composti hanno una composizione costante: la legge di Proust e le sue applicazioni.

Reazioni chimiche ed energia: reazioni esoenergetiche, reazioni endoenergetiche, reazioni reversibili.

Teoria atomica di Dalton. Atomi e molecole

Le formule delle sostanze: le formule degli elementi e quelle dei composti. Le equazioni chimiche e il loro bilanciamento. Gas ideale e modello particellare dei gas. La legge generale dei gas ideali.

Legge di Avogadro. Determinazione delle masse atomiche relative e delle masse molecolari.

Laboratorio: Verifica della Legge di Proust.

Confronto tra quantità molari di diverse sostanze.

## 2. 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. Trasformazioni da numero di particelle a moli e viceversa. Volume molare dei gas. Equazione generale dei gas. 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.

## 3 Le soluzioni.

Soluzioni e solubilità. Concentrazione delle soluzioni in unità fisiche e in unità chimiche (Molarità e Molalità). Preparazione di soluzioni a concentrazione nota partendo da un soluto solido e per diluizione di soluzioni concentrate.

Proprietà delle soluzioni: abbassamento crioscopico, innalzamento ebullioscopico, osmosi.

Laboratorio : preparazione di soluzioni a concentrazione nota :

- da soluti solidi
- per diluizione di soluzioni concentrate

## 4. 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.

Il nucleo dell'atomo: radioattività e tempi di dimezzamento.

Laboratorio: saggi alla fiamma e riconoscimento di cationi.

## **5.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.

## **6.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.

Solidi ionici, molecolari, covalenti e metallici.

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

Laboratorio: caratteristiche fisiche e confronto tra i vari tipi di solidi

## **7.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.

## **8.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.

## **9.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.

Laboratorio: Polarità e apolarità delle sostanze. Miscibilità. Solubilità.

Soluzioni elettrolitiche e non elettrolitiche