I.T.I.-L.S. “F. Giordani” - Caserta

Programma di SCIENZE INTEGRATE: CHIMICA

svolto in 2ª Q ‘Trasporti e logistica’

anno scolastico 2014 / 2015

MODULO A: La natura discontinua della materia

Unità n. 1 : ALCUNI RICHIAMI DEL PROGRAMMA DELLA CLASSE PRIMA.

Grandezze e unità di misura. Consistenza dimensionale di una relazione tra grandezze.
Classificazione della materia.
Trasformazioni della materia di tipo fisico e di tipo chimico.
Particelle subatomiche fondamentali: valori (assoluti e relativi) delle rispettive masse e delle rispettive cariche elettriche.
Numero atomico, numero di massa; simbolo radiochimico di un nuclide. Isotopi.

Unità n. 2 : LA QUANTITA’ CHIMICA: LA MOLE.

Unità di massa atomica come frazione della massa del nuclide ^{12}C; masse atomiche e masse molecolari in *u*.
Significato, valore e unità di misura del numero di Avogadro. Numero di particelle presenti in una quantità in grammi pari alla massa atomica (molecolare) di qualsiasi sostanza; mole come unità di misura.
Unità di misura delle masse atomiche e molecolari nel mondo macroscopico: g/mol.
Relazione tra il numero di moli e la massa di una sostanza pura; formule inverse.
Determinazione della composizione percentuale di un composto.
Volume dei gas ideali in condizioni STP.

MODULO B: La struttura dell’atomo e il Sistema periodico

Unità n. 1 : MODELLO ATOMICO DI BOHR.

Natura ondulatoria della luce; parametri descrittivi di un’onda (c, λ, υ, T); relazioni fondamentali $\nu = 1 / T$, $c = \lambda / T$, $c = \lambda * \upsilon$; valore di c nel vuoto. Spettro elettromagnetico.
Quantizzazione dell’energia e relazione di Planck-Einstein. Modello atomico a orbite; equazione di Bohr e calcolo delle frequenze emesse o assorbite da un elettrone.

Unità n. 2 : DAL PRINCIPIO DI HEISEMBERG ALLE CONFIGURAZIONI.

Principio di indeterminazione e sue conseguenze. Concetto di orbitale.
Numeri quantici *n*, *l*, *m* come proprietà degli orbitali: significato e valori. Numero quantico di *spin* come proprietà degli elettroni; principio di Pauli.
Livelli e sottolivelli energetici; sottolivelli presenti nei primi sette livelli energetici. Regola di Hund. Ordine di riempimento dei sottolivelli: *aufbau* elettronico.
Concetto di configurazione elettronica.
Simboli e configurazioni elettroniche di tutti gli elementi naturali; caso particolare del lantanio e dell’attinio: la serie dei lantanidi e la serie degli attinidi.
Configurazioni elettroniche di tutti gli elementi riferite al gas inerte che li precede.

Unità n. 3 : PERIODICITA' E SISTEMA PERIODICO MODERNO.

Configurazioni elettroniche esterne simili. I 18 gruppi della tavola periodica: nomenclatura tradizionale e configurazione esterna generica di ogni gruppo; periodicità del numero di elettroni esterni di un atomo. Blocchi della tavola periodica. Periodi della tavola periodica.

Concetto di proprietà periodiche degli elementi. Elettronegatività: definizione e suo andamento periodico.

MODULO C: Legami chimici intramolecolari ed intermolecolari

Unità n. 1 : FORZE INTRAMOLECOLARI. MOLECOLE POLARI.

Simboli di Lewis. Concetto di energia di legame.

Forza di Coulomb.

Legami covalenti omopolari (semplici, doppi, tripli). Definizione e unità di misura del vettore dipolo elettrico (μ), legami covalenti eteropolari. Legami ionici.

Tipo di legame in funzione della differenza di elettronegatività (ΔE); percentuale di carattere ionico presente in un legame in funzione di ΔE.

Legame metallico.

Relazione tra le strutture e le proprietà fisiche di cristalli ionici e metallici.

Unità n. 2 : FORZE INTERMOLECOLARI.

Forze dipolo-dipolo (tra dipoli permanenti, dipolo permanente - dipolo istantaneo, tra dipoli istantanei).

Energie di legami intramolecolari ed intermolecolari a confronto; elettronvolt come unità di misura dell'energia.

Influenza dei legami intermolecolari sullo stato di aggregazione della materia.

Soluzioni elettrolitiche. Solidi e loro classificazione in base ai legami chimici presenti.

MODULO D: I composti chimici inorganici

Unità n. 1 : IL NUMERO DI OSSIDAZIONE.

Numero di ossidazione di un elemento.

Regole per attribuire il numero di ossidazione ad elementi allo stato nativo, ad H, ad O, a ioni monoatomici, ad elementi presenti in molecole neutre e in ioni poliatomici.

Unità n. 2 : CLASSI DI COMPOSTI E LORO NOMENCLATURA.

Formazione di ioni metallici di carica +1, +2, +3, +4. Ioni metallici più comuni.

Formazione dell'anione O^{-2}. Ossidi metallici; reazione di formazione in forma ionica.

Costante dielettrica dell'acqua.

Scissione eterolitica dell'acqua con formazione degli ioni H^+ ed OH^-.

Idrossidi metallici: reazione di formazione in forma ionica.

Anione H^-: idruri metallici.

Acidi non ossigenati. Reazione di ionizzazione: anioni degli acidi non ossigenati.

Anidridi di: C, Si, N, P, S, Cl, Br, I; anidridi di Cr(VI) e di Mn(VII) come eccezioni.

Acidi ossigenati derivanti dalle anidridi studiate; caso della P_2O_5: acidi metafosforico, pirofosforico, ortofosforico. Reazione di ionizzazione: anioni degli acidi ossigenati.

Sali contenenti anioni non ossigenati.

Sali contenenti anioni ossigenati.

MODULO E: Soluzioni. Reazioni chimiche

Unità n. 1 : SOLUZIONI: MISURA DELLA CONCENTRAZIONE, PROPRIETA'.

Meccanismi di solubilizzazione: *i)* solubilizzazione di composti molecolari, *ii)* ionizzazione di composti covalenti polari, *iii)* dissociazione di composti ionici.

Algoritmo risolutivo di un problema numerico.

Concentrazione di una soluzione espressa in %m/m, %v/v, %m/v; concentrazione di una soluzione espressa in molarità e in molalità.

Esercizi che richiedono l'introduzione di un dato fittizio.

Diluizione di una soluzione; calcolo della molarità di una soluzione diluita a partire da una più concentrata.

Concetto di proprietà colligative di una soluzione; effetto dei soluti elettrolitici e coefficiente di van't Hoff. Innalzamento ebullioscopico, abbassamento crioscopico.

Unità n. 2 : REAZIONI CHIMICHE.

Reazioni chimiche bilanciate; ricerca dei coefficienti stechiometrici di una reazione.

Proporzionalità tra le moli (e le particelle) di reagenti e prodotti di una reazione ed i rispettivi coefficienti.

Reazioni di sintesi. Reazioni di decomposizione.

Equazioni ioniche nette. Reazioni di doppio scambio; reazioni di doppio scambio che portano a formazione di *i*) precipitati; *ii*) gas; *iii*) acqua (neutralizzazioni).

*** Testo in adozione: LE IDEE DELLA CHIMICA
di: G. Valitutti, A. Tifi, A. Gentile (Tomi 1 e 2)
ZANICHELLI Editore
(ISBN: 978.88.08.23726.2 e 978.88.08.33798.6).

il Docente

***prof.ssa* Rosa Raucci**

Caserta, 10 giugno 2015