I.T.I.-L.S. “F. Giordani” - Caserta

Programma di SCIENZE INTEGRATE: CHIMICA

svolto in 2ª G ‘Elettronica ed elettrotecnica’

anno scolastico 2014 / 2015

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

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

Grandezze direttamente e inversamente proporzionali.
Consistenza dimensionale di una relazione tra grandezze.
Primi modelli atomici; Å come unità di misura delle dimensioni atomiche.
Doppia natura della luce; salti quantici tra orbite, equazione di Bohr.
Meccanica quantistica e modello atomico quantistico. Orbitali, sottolivelli, livelli energetici. Principio di esclusione; principio di massima molteplicità; *aufbau* elettronico.

Unità n. 2 : CONFIGURAZIONI ELETTRONICHE.

Concetto di configurazione elettronica.
Simboli e configurazioni elettroniche di tutti gli elementi naturali; casi 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.

Elementi con configurazioni elettroniche esterne simili. Gruppi della tavola periodica; configurazione esterna generica dei 18 gruppi; periodicità del numero di elettroni esterni di un atomo. Blocchi della tavola periodica. Periodi della tavola periodica.
Simboli di Lewis degli elementi.
Atomi non neutri: cationi ed anioni. Energia di prima ionizzazione, affinità elettronica: definizioni; strutture isoelettroniche appartenenti a specie diverse. Proprietà periodiche degli elementi: *a)* raggio atomico, *b)* elettronegatività, *c)* carattere metallico e non metallico. Correlazione della elettronegatività con il carattere metallico/non metallico degli elementi.

MODULO B: Legami chimici intramolecolari ed intermolecolari

Unità n. 1 : FORZE INTRAMOLECOLARI. MOLECOLE POLARI.

Energia di legame. Differenza di elettronegatività (ΔE).
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 di ΔE; percentuale di carattere ionico in funzione di ΔE.
Legame metallico. Metalli come conduttori di prima classe.
Comparazione tra le strutture e le proprietà fisiche di cristalli ionici e metallici.
Soluzioni elettrolitiche come conduttori di seconda classe.
Angoli di legame; forma geometrica delle molecole.
Teoria VSEPR; geometrie molecolari con numeri di coordinazione 2, 3, 4, 5, 6, 8.
Molecole polari e apolari. Effetto di un campo elettrico sulle molecole polari.

Unità n. 2 : FORZE INTERMOLECOLARI.

Forza di Coulomb. Forze dipolo-dipolo (tra due dipoli permanenti, dipolo permanente - dipolo istantaneo, tra due dipoli istantanei); legame a idrogeno.

Struttura cristallina del ghiaccio. Variazione della temperatura di fusione del ghiaccio al variare della pressione; pattinaggio su ghiaccio.

Energie di legami intramolecolari ed intermolecolari a confronto.

MODULO C: I composti inorganici

Unità n. 1 : CLASSI DI COMPOSTI E LORO NOMENCLATURA.

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

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 dell'acqua con formazione di 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 del Cr(VI) e del Mn(VII) come eccezioni.

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

Sali contenenti anioni non ossigenati.

Sali contenenti anioni ossigenati.

MODULO D: Dalla quantità chimica alle reazioni chimiche

Unità n. 1 : LA QUANTITA' CHIMICA: LA MOLE.

Unità di massa atomica come frazione della massa del nuclide ^{12}C; masse atomiche e masse molecolari espresse in *u*. Significato, valore e unità di misura del numero di Avogadro.

Numero di particelle contenute in una quantità in grammi pari alla massa atomica / molecolare di qualsiasi sostanza; mole come unità di misura.

Unità di misura di masse atomiche e molecolari nel mondo macroscopico: g/mol.

Relazione tra il numero di moli e la massa di una sostanza pura; formule inverse.

Unità n. 2 : SOLUZIONI: PROPRIETA', MISURA DELLA CONCENTRAZIONE.

Meccanismi di dissoluzione dei soluti nei solventi: *a)* solubilizzazione di composti molecolari, *b)* ionizzazione di composti covalenti polari, *c)* dissociazione di composti ionici.

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

Risoluzione di esercizi che implicano la scelta di dati fittizi.

Unità n. 3 : BILANCIAMENTO DI REAZIONI. TIPI DI REAZIONI.

Reazioni chimiche bilanciate; significato e ricerca dei coefficienti stechiometrici.

Principio fondamentale del calcolo stechiometrico: proporzionalità tra le moli delle sostanze partecipanti ad una reazione e i rispettivi coefficienti.

Reazioni di sintesi. Reazioni di decomposizione. Anaboliti e cataboliti nelle reazioni biologiche. Cenni al significato di reazione esotermica / endotermica.

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

MODULO E: Cinetica delle reazioni chimiche. Equilibrio chimico

Unità n. 1 : CINETICA CHIMICA.

Variazione della concentrazione dei reagenti (dei prodotti) di una reazione: velocità di reazione. Cenni all'equazione cinetica e al concetto di ordine di reazione.

Fattori che influiscono sulla velocità di una reazione: natura dei reagenti, temperatura, superficie di contatto, presenza di catalizzatori. Teoria degli urti: urti efficaci.

Energia di attivazione. Stadi di una reazione; profilo energetico di una reazione.

Meccanismi di reazione; azione dei catalizzatori. Catalizzatori omogenei ed eterogenei.

Unità n. 2 : SISTEMI CHIMICI IN EQUILIBRIO.

L'equilibrio dinamico nelle trasformazioni della materia.

Reazioni dirette e reazioni inverse: i sistemi chimici in equilibrio.

La legge dell'azione di massa: espressione della K_{eq}. Valore di K_{eq} e suo significato: reazioni quantitative, reazioni incomplete. Influenza della temperatura sul valore di K_{eq}.

Il principio di Le Châtelier: effetto della variazione di concentrazione di reagenti e di prodotti; effetto della variazione di temperatura; influenza del catalizzatore.

MODULO F: Acidi e basi si scambiano protoni

Unità n. 1 : GLI ACIDI E LE BASI NELLA VITA QUOTIDIANA.

Teorie sugli acidi e sulle basi: *a)* teoria di Arrhenius; *b)* teoria di Brönsted-Lowry.

Ionizzazione dell'acqua; significato e valore del prodotto ionico dell'acqua.

Concetto algebrico di logaritmo; basi e argomenti di un logaritmo. Enunciati dei teoremi riguardanti: il logaritmo di un prodotto, il logaritmo di un quoziente, il logaritmo di una potenza. Utilizzo delle funzioni EXP, LOG, INV LOG, 10^x di una calcolatrice scientifica.

Dal K_w alle scale di pH e di pOH (a 25° C); relazione tra pH e pOH.

Cenno al concetto di acidi (basi) forti e acidi (basi) deboli. Costanti di ionizzazione di alcuni acidi. Cenni alla ionizzazione di acidi poliprotici. Ioni con proprietà anfotere.

Misure sperimentali di pH tramite indicatori visuali e tramite pHmetri.

La neutralizzazione. Titolazione acido forte / base forte; punto equivalente.

*** 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