

UNIVERSITA' DEGLI STUDI DI BARI ALDO MORO ANNO ACCADEMICO 2016/2017

DIPARTIMENTO INTERATENEO DI FISICA

Programma dell'insegnamento di: CHIMICA

Corso di **Laurea Triennale** /Magistrale in FISICA

SSD insegnamento **CHIM/03** CFU **6** ore lezione 4 ore eserc. 2 ore labor. X
(totale 62 ore di lezione frontale)

Finalità del corso

Il corso di Chimica mira a sviluppare la capacità degli studenti di comprendere le principali classi di reazioni chimiche, di conoscere le leggi che le descrivono, di prevedere la struttura molecolare di composti semplici e di preparare gli studenti ad utilizzare queste informazioni nei diversi ambiti in cui la Chimica trova applicazione (dalla progettazione di apparati sperimentali, ad esempio nell'ambito dei rivelatori di particelle o di accumulatori di carica elettrica o di energia, all'interpretazione di dati osservativi di specie chimiche nello spazio, alla modellizzazione di sistemi chimici e all'elettronica). Si vuole inoltre favorire il ragionamento e la derivazione delle proprietà dei composti a partire dalle proprietà principali esplorate nello studio della tavola periodica degli elementi.

Contenuti del corso

Legge della conservazione della massa di Lavoisier, legge delle proporzioni definite di Proust e teoria atomica di Dalton; introduzione alla tavola periodica; definizioni introduttive: mole, massa atomica e massa molecolare, isotopi, formule chimiche; stechiometria, bilanciamento reazioni chimiche, molarità + esercizi; tavola periodica, proprietà periodiche, limite teorico per Z; derivazione della legge dei gas perfetti a partire dalle leggi di Avogadro, Boyle e Charles; legge di Graham per l'effusione; deviazioni alla idealità (equazione di stato modificata di Van Der Waals); equazione cinetica o legge delle velocità, ordine di reazione di una reazione chimica; determinazione sperimentale della equazione cinetica; costante di equilibrio; principio di Le Chatelier; teoria delle reazioni chimiche (teoria delle collisioni, teoria dello stato di transizione); meccanismo di reazione; catalisi; I principio della termodinamica (con cenni storici); esperimento di Joule; definizione di: calore, entalpia, termochimica; relazione fra calore di reazione ed entalpia; reazioni endotermiche ed esotermiche; diagrammi entalpici; stechiometria e calore di reazione; legge di Hess; entalpie standard di formazione; Il principio della Termodinamica; entropia; interpretazione microscopica dell'entropia (relazione di Boltzmann, disordine); processi spontanei e processi di equilibrio; variazione di entropia nelle transizioni di fase; entropie standard e III principio della termodinamica; energia libera di Gibbs; energia libera standard di formazione; energia libera e costante di equilibrio; variazione dell'energia libera standard e della costante di equilibrio in funzione della temperatura. Esempio di reazione endotermica ed esotermica: esperimento. Transizioni di fase; tensione di vapore; calore nelle transizioni di fase; equazione di Clausius-Clapeyron; diagrammi di fase (o stato); il caso dell'H₂O e di CO₂; forze intermolecolari nei solidi: forze dipolo-

N.B. Barrare quello che non interessa

dipolo, forza di London o di dispersione, legame ad idrogeno; proprietà legate alle forze di Van der Waals; liquidi: tensione superficiale, viscosità, tensione di vapore; solidi: solidi ionici, solidi covalenti, solidi metallici; soluzioni; solubilità; legge di Henry; proprietà colligative; teorie acido-base; definizione di forza relativa degli acidi e delle basi; definizione di acido/base forte/debole; autoionizzazione dell'acqua; definizione di pH e pOH; acidi e basi forti; acidi e basi deboli; acidi e basi poliprotici; soluzioni di sali in acqua; soluzioni tampone; equazione di Henderson-Hasselbach; indicatori; titolazione acido-base; equilibri di solubilità; reazioni di ossido-riduzione; bilanciamento; elettrochimica: descrizione delle pile; orbitali atomici e struttura degli atomi; struttura elettronica e legame chimico; modello di Heitler e London dell' H_2^+ ; geometria molecolare: teoria VSEPR; teoria dell'orbitale molecolare; esempi di applicazione dei metodi a diverse specie molecolari; cenni di Chimica Computazionale con utilizzo di software open-source.

Contenuti del corso (in lingua inglese)

Lavoisier's mass conservation law; Proust's definite proportions law; introduction to the periodic table of elements; introductory definitions: mole, atomic mass and molecular mass, isotopes, chemical formula; stoichiometry, chemical reactions's balance, molarity + exercises; periodic table of elements: periodic properties, theoretical limit for Z, derivation of the law for perfect gas using Avogadro, Boyle and Charles's laws; Graham's law on effusion; deviations from ideality (modified state equation by Van der Waals); kinetic equation, order of a reaction; experimental determination of the kinetic equation; equilibrium constant; Le Chatelier's principle; theories of chemical reactions (theory of collisions, theory of transition state); reaction mechanism; catalysis; I principle of thermodynamics (with historical insights); Joule's experiment; definitions for: heat, enthalpy, thermochemistry; relation between reaction heat and enthalpy; endothermic and exothermic reactions; enthalpic diagrams; stoichiometry and reaction heat; Hess's law; standard enthalpy of formation; II principle of Thermodynamics; entropy; microscopic interpretation for entropy (Boltzmann's law, disorder); spontaneous processes and equilibrium processes; entropy variation in phase transitions; standard entropies and III principle of Thermodynamics; Gibbs's free energy; standard free energy of formation; free energy and equilibrium constant; variation of standard free energy and equilibrium constant as a function of the temperature. Example of endothermic and exothermic reaction: experiment. Phase transitions; vapour pressure; heat in phase transitions; Clausius-Clapeyron's equation; phase diagrams: the cases of H_2O and CO_2 ; intermolecular forces: dipole-dipole force, London or dispersion's force; hydrogen bonding; properties of Van der Waals forces; liquids: surface tension; viscosity; vapour pressure; solids: ionic solids, covalent solids, metallic solids; solutions; solubility; Henry's law; colligative properties; acid-base theories; definition of relative strenght for acids and bases; definition for acid/base strong/weak; autoionization of water; definition of pH and pOH; strong acids and bases; weak acid and bases; polyprotic acid and bases; salt solutions in water; buffer solutions; Henderson-Hasselbach's equation; indicators; acid-base titration; solubility equilibria; redox; balancing a redox reaction; electrochemistry: batteries; atomic orbitals and atomic structure; electronic structure and chemical bondings; Heitler-London model for H_2^+ ;

N.B. Barrare quello che non interessa

molecular geometry: VSEPR theory; molecular orbital theory; examples applied to several molecular compounds; basics of computational chemistry using open-source software.

Bibliografia

- 1) Dispense del docente
- 2) "Principi di Chimica", Dickerson, Gray, Haight

Modalità espletamento prova di esame (scritto, orale, scritto e orale, altro..)

prova orale; nella prima parte dell'esame verrà chiesto di svolgere un esercizio appartenente alla tipologia di problemi svolti a lezione e consegnati agli studenti; nella seconda parte l'esame verterà sulla verifica dei concetti teorici

E-mail del docente e/o suoi collaboratori:

carla.coppola@uniba.it

Ricevimento studenti: dalle **15** alle **18**; presso stanza n° 317/b, III piano, Dipartimento di Chimica nel giorno mercoledì di ogni settimana; è richiesta preventivamente email per confermare appuntamento