

Programma A.A. 2012/13 corso di Chimica. CCS Fisica
(con capitoli del libro Petrucci–Harwood–Herring, “Chimica Generale”, ed. Piccin

Argomenti	Capitolo
Materia – Sistemi omogenei ed eterogenei (chimicamente e fisicamente) e loro denominazioni – Elementi – Composti – Miscele –Differenze tra processi chimici e processi fisici –	1
Costituzione della materia — Conservazione della materia - L’atomo – Cariche elettriche –Protoni ed elettroni – Neutroni – il dalton – Generalità su costituzione degli atomi – Differenze dovute a diverso numero di protoni – Elementi neutri e carichi (anioni e cationi) – Tavola periodica – Isotopi – Mole – Numero di Avogadro.	2
Atomo di Bohr – Dualismo onda particella – Equazione di Schrodinger per gli atomi idrogenoidi – Numeri quantici – Approssimazione monoelettronica per gli atomi polielettronici. Differenze energetiche livelli <i>s, p, d, f</i> .	9
Tavola periodica – Costruzione tavola periodica – Gruppi e periodi – Elementi gruppo <i>s</i> , gruppo <i>p</i> – Elementi di transizione. Proprietà periodiche – Raggio atomico – Raggio ionico. Energia di ionizzazione – Affinità elettronica – Caratteristiche metalliche – Elementi caratteristici dei gruppi.	10
Elettronegatività – Composti covalenti – Composti covalenti polari – Composti ionici – Scrittura di formule – Composti binari – Composti ternari – Acidi. Idrossidi – Sali – Composti ionici e covalenti – Numero di ossidazione.	3,11
Regola dell’ottetto – Formule di Lewis – Formule di risonanza – Composti elettroneficienti – Espansione dell’ottetto – Ordine di legame – Cariche formali – VSEPR – Geometria molecolare – Polarità – Polarità di legame – Elettronegatività – Polarità molecolare.	11
Teoria del legame di valenza – ibridizzazione- legami σ e π – Introduzione alla Teoria dell’orbitale molecolare – molecole biatomiche del primo e secondo periodo - cenni di spettroscopia fotoelettronica.	12
Equazioni chimiche – Bilanciamento delle reazioni – Tipi di reazione – Sintesi, decomposizione, scambio e doppio scambio – Combustione e ossidazione – Reazioni di ossidoriduzione. Mole – Numero di Avogadro – Calcoli stechiometrici – Reagente limitante – Purezza dei reagenti – Resa percentuale – Formula minima da analisi elementare.	4
Interazioni intermolecolari – Ione-dipolo, dipolo-dipolo, dipolo-dipolo indotto, dipolo indotto-dipolo indotto (LDF) – Legame a idrogeno – Passaggi di fase – Pressione di vapore –Equilibrio dinamico – Diagramma di stato dell’acqua – Diagramma di stato di CO ₂ – Diagramma di Andrews – Temperatura critica	13
Primo principio della Termodinamica- calorimetria- Entalpia di formazione e di reazione standard – Legge di Hess – Entalpia di legame	7
I gas – Gas ideale – Legge di Boyle – Legge di Avogadro – Equazione generale del gas ideale – Pressioni parziali e legge di Dalton – Gas reali	6
Soluzioni – Fattori che influenzano la solubilità di solidi, liquidi, gas – Soluzioni acquose – Solubilità. Soluzioni e concentrazione – % , ppm, Molarità, molalità, frazione molare – Diluizione – Soluzioni reali e soluzione ideale – Proprietà colligative – Legge di Raoult – Abbassamento pressione di vapore delle soluzioni – Innalzamento ebullioscopio – Abbassamento crioscopico. Pressione osmotica – Soluzioni a due componenti volatili – Curve pressioni vapore/composizione e temperatura/composizione – Distillazione frazionata – Azeotropi.	14
Cinetica chimica. Velocità di reazione. Costante di velocità specifica di reazione. Ordine di reazione. Influenza della temperatura. Teoria delle collisioni. Energia di attivazione.	15

Catalisi e catalizzatori.	
Equilibrio chimico. Reazioni reversibili. Legge di azione di massa. Principio dell'equilibrio mobile. Costante di equilibrio e sue espressioni. K_c e K_p . Cenni a equilibri eterogenei e prodotto di solubilità.	16
Cenni al Secondo Principio della Termodinamica ed Energia libera di Gibbs. Relazione tra Energia libera standard e costante equilibrio termodinamica.	20
Acidi e basi. Acidi secondo Arrhenius, Brønsted-Lowry, Lewis. Coppie coniugate. Forza di acidi e basi. Costante di dissociazione. Equilibrio acido-base. Prodotto ionico dell'acqua. La scala del pH. Neutralizzazione. Acidi mono e poliprotici	17
Reazioni di ossidoriduzione. Ossidazione e riduzione. Numero di ossidazione degli elementi nei composti. Regole per calcolare il numero di ossidazione. Bilancio stechiometrico delle reazioni di ossido-riduzione	5
Elettrochimica. Decorso chimico ed elettrochimico dei processi di ossido-riduzione. Semi-elementi. Pile. Forza elettromotrice. Potenziali standard. Elettrodi standard. Misura e calcolo della FEM delle celle galvaniche. Equazione di Nernst. Cenni su elettrolisi e corrosione.	21
Cenni di chimica organica. Idrocarburi alifatici (saturi e insaturi) e aromatici. Principali gruppi funzionali e loro caratteristiche.	27
CALCOLI STECHIOMETRICI. Esercizi sugli argomenti trattati nel corso.	