MASTER COPY

Tel. 388/9837745

La dispensa è stata realizzata attraverso l'integrazione di appunti sbobinati (da registrazioni), appunti presi a lezione e del libro "Fondamenti di chimica" Silvestroni. La dispensa percorre fedelmente e passo passo il tutto il programma del corso ed è facilmente consultabile grazie alla presenza di un indice.

master copy 050/8312126 388/9837745

master
COPY
COPISTERIA
050/8312126 388/9837745

INDICE

Pagina	*Argomento*
1 5	Materia e energia. Elementi e composti. Miscugli omogenei ed eterogenei. Simboli e formule. Legge della composizione costante. Pesi atomici e pesi molecolari. Spettrometro di massa. La mole e il numero di Avogadro.
7 8 9 13 16	Generalità sulla struttura dell'atomo. Esperimento di Rutherford. L'atomo di Rutherford. Numero atomico, numero di massa e Isotopi. L'atomo di Bohr e i numeri quantici. Postulati. Interpretazione dello spettro dell'atomo di idrogeno. Numeri quantici. Meccanica quantisitica o ondulatoria. Equazione di Shroedinger. Gli orbitali: forme degli orbitali ed energie degli orbitali. Atomi polielettronici. Configurazione elettronica: Principio di esclusione del Pauli. Regola di Hund. Formula di Lewis
19	La tavola periodica degli elementi. L'Ottetto. Raggio atomico. Energia di Ionizzazione. Affinità elettronica. (Carattere metallico di un elemento)
25 - 35	Esercizi
37 - 80 37 39 39 47 48 52 56 60 62 73 73 77 79	Legami chimici: Legame chimico e Energia di legame. Tipi di legame chimico. Legame atomico o covalente: Teorie: teoria di Lewis, teoria VB, teoria degli orbitali molecolari. Distanza di legame ed energia di legame. Legame covalente omeopolare. Legame covalente eteropolare. Elettronegatività. Legame dativo. Eccezioni alla regola dell'ottetto. Radicali liberi. Geometria molecolare: teoria VSEPR e teoria dell'Ibridazione. Legame elettrostatico: Legame ionico e ciclo di Born-Haber. Legami dipolari. Legame a idrogeno.
81 - 85	Esercizi
87 95	Nomenclatura: idruri, ossidi, idrossidi, acidi ossigenati, anioni e sali. Numero di ossidazione e reazioni di ossido-riduzione + esercizi integrati
111 - 129 111 117 118 121 123 125 127 129	Lo stato gassoso: Proprietà, parametri (pressione, volume, temperatura) e scale Comportamento ideale di un gas Leggi dei gas: Legge di Boyle, Legge di Charles, Legge di Gay-Lussac Equazione di stato dei gas ideali. Legge di Avogadro. Legge di Dalton e frazione molare. I gas a comportamento reale. Fattore di compressibilità. Equazione di van der Waals Temperatura critica di un gas reale.

131 - 144 131 137 141	Soluzioni: Definizione, parametri e concentrazione Soluzioni ideali: la legge di Raoult Soluzioni non ideali: deviazioni positive e negative dalla legge di Raoult.
143 - 144	Esercizi
145 - 161 145 147 151 155 158 160	Termodinamica: Cenni di termodinamica. Sistemi termodinamici. Funzioni di Stato. Energia Interna e primo principio Entalpia e Legge di Hess Entropia e Secondo principio Terzo principio Energia libera di Gibbs. Spontaneità delle reazioni.
163 - 180 163 167 168 174 177	Cinetica chimica: Meccanismi di reazione. Energia di attivazione e molecolarità. Velocità di reazione, influenzata da: Concentrazione reagenti: equazione cinetica e calcolo dell'ordine di reazione Temperatura Catalizzatori
181 – 204 182 182 187 189 190	Equilibrio chimico: Equilibri omogenei ed eterogenei. Legge di azione e di massa. Forme della costante di equilibrio (K_c, K_p, K_x, K_n). Quoziente di reazione. Grado di dissociazione e costante di equilibrio Principio di Le Chatelier. Alterazione dell'equilibrio (moli, pressione, volume, temperatura (equazione di Van't Hoff))
193- 204	Esercizi
205 – 252 205 211 213 215 216	Equilibri ionici in soluzione acquosa: Definizione di acidi e basi secondo Arrhenius, Bronsted-Lowry e Lewis Forza di acidi e basi. Elettroliti anfoteri Prodotto ionico dell'acqua. Il pH
223 - 232	Esercizi
233 233 239	Equilibri Multipli in soluzione di elettroliti: Idrolisi Salina: costante di idrolisi, pH di idrolisi ed equilibri di solubilità. Soluzione Tampone
243 - 252	Esercizi
253 – 270 253 256 263 267 268	Elettrochimica: Potenziali elettrodici e Pile (pila di Daniell) L'equazione di Nerst e la f.e.m Semielementi (con elettrodo attivo, con elettrodo inerte), Potenziale Standard a Idrogeno Calcolo della costante di equilibrio di una reazione redox Pile a Concentrazione
271 - 300	Esercizi

CHIMICA

DOCENTE: CASCONE

- LIBRI CONSIGLIATI: - SILVESTRONI, FONDAMENTI DI CHIMICA, ZANICHELLI;
  - " " AMBROSIANA;
  - A.M. MANOTTI - LANFREDI, FONDAMENTI DI CHIMICA, AMBROSIANA;
  - MARTIN S. SILBERGER, CHIMICA, McGRAW HILL
  - P. ZANELLO, S. MAFALI, LE BASI DELLA CHIMICA, AMBROSIANA
- PER ESERCIZI: UTILIZZARE I TESTI D'ESAME.

LA MATERIA

MASTER COPY
Tel. 388/9837745

SISTEMA — UN SISTEMA È UNA PORZIONE DELIMITATA DI MATERIA. HA PROPRIETÀ E CARATTERISTICHE IN RELAZIONE ALL'AMBIENTE.

AMBIENTE

PROPRIETÀ DELLA MATERIA: FISICHE / CHIMICHE

(CAMBIAMENTO DI STATO)

- PROPRIETÀ FISICHE: COLORE, DENSITÀ, T. FUSIONE, T. EBOLLIZIONE, ... GHIACCIO → ACQUA
  LA MAGGIOR PARTE DELLE TRASFORMAZIONI FISICHE PROVOCANO UN CAMBIAMENTO FISICO REVERSIBILE DELLA MATERIA.
  NELLE TRASFORMAZIONI FISICHE NON SI FORMANO NUOVE SOSTANZE.

- PROPRIETÀ CHIMICHE: REATTIVITÀ CON SOSTANZE, FORMAZIONE RUGGINE, COMBUSTIONE, ...
  LA MAGGIOR PARTE DELLE REAZIONI CHIMICHE SONO IRREVERSIBILI.
  ESSE COMPORTANO UNA VARIAZIONE DELLA COMPOSIZIONE CHIMICA DELLE SOSTANZE ORIGINARIE (REAGENTI), CON FORMAZIONE DI NUOVE SOSTANZE (PRODOTTI).
  ES: ACQUA —(IDROLISI)→ GAS (IDROGENO e OSSIGENO GASSOSI)
  LEGNO —(COMBUSTIONE)→ CARBONE