

**PROGRAMMA DI CHIMICA GENERALE aa 2014-2015**  
**Ingegneria Energetica prof. Isabella CHIAROTTO**

**Elementi, Sostanze e Calcoli stechiometrici** - Particelle fondamentali di un atomo. Numero atomico e numero di massa di un atomo. Nuclidi isotopi ed elementi chimici. Massa atomica relativa di un nuclide e di un elemento. Sostanze, formule molecolari ed unità di formula. Masse molecolari relative. Composizione elementare di un composto e sua formula minima. Costante di Avogadro. Massa molare di una sostanza. Rappresentazione quantitativa di una reazione chimica equazione stechiometrica. Reagenti in proporzioni stechiometriche in difetto ed in eccesso. Rendimento di una reazione. Analisi indiretta: determinazione della composizione percentuale di una miscela.

**L'atomo**- Struttura dell'atomo. Teoria atomica della materia. Modello quantistico di Bohr dell'atomo di idrogeno. Principio di indeterminazione di Heisenberg. Modello quantistico ondulatorio degli atomi, orbitali e loro forma. Struttura elettronica di atomi polielettronici. Numeri quantici. Principio di esclusione Pauli e della massima molteplicità (o di Hund) -Aufbau-. Sistema periodico. Carica nucleare effettiva, energia di ionizzazione, affinità per l'elettrone, raggio atomico e loro periodicità. Legame ionico: energia reticolare, ciclo di Born-Haber.

**Teoria elementare del legame chimico: strutture e geometrie molecolari**-Legame covalente: puro e polare. Molecole polari e momento dipolare. Elettronegatività: calcolo secondo Mulliken e secondo Pauling. Teoria degli orbitali di valenza (VB). Teoria dell'orbitale molecolare (MO); orbitali molecolari leganti e antileganti, ordine di legame. Regola dell'ottetto. Ibridizzazione degli orbitali e geometria delle molecole modello VSEPR. Rappresentazione di strutture geometriche relative a ibridizzazioni:  $sp, sp^2, sp^3, sp^3d, sp^3d^2$ . Legame metallico: conduttori semiconduttori isolanti. Drogaggio dei semiconduttori p e n, Si/Ga, Si/As. Forze di legame debole: forze di van der Waals, forze di London, dipolo permanente e dipolo indotto. Legame idrogeno, influenza del legame idrogeno sullo stato fisico, temperatura di ebollizione e di fusione.

**Lo stato liquido**-Soluzioni di non elettroliti. Passaggio in soluzione acquosa di solidi ionici, solidi molecolari, liquidi e gas. Soluzioni concentrazione delle soluzioni: molalità(m), molarità (M), frazione molare(x), percentuale in peso(%p/p), parti per milione(ppm). Mescolamento di soluzioni a diversa concentrazione, calcolo della concentrazione finale.

**Lo stato gassoso** -Stato gassoso-proprietà dei gas. Pressione-equivalenza tra millimetri di mercurio o torr (mmHg/torr.) pascal (Pa), bar, atmosfere; volume-unità di misura e equivalenze; temperatura assoluta Kelvin (K). Leggi dei gas: equazione di stato dei gas perfetti, calcolo della costante R, unità di misura della costante. Relazione quantità-volume, legge di Avogadro. Densità dei gas e calcolo della massa molare. Legge di Dalton, pressioni parziali in una miscela gassosa. Gas reali deviazioni dal comportamento ideale. Equazione di van der Waals per i gas reali e significato delle costanti a e b nei fattori di correzione della pressione e del volume. Verifica dei limiti di applicabilità dell'equazione di stato.

**Reazioni chimiche: Reazioni redox**-reazioni di scambio senza variazione del numero di ossidazione degli elementi : reazioni di neutralizzazione acido-base. Reazioni redox: condizioni di reazione, presenza di acidi o basi, numeri di ossidazione. Bilanciamenti di reazioni redox: bilanciamento di cariche e masse. Tipi di reazioni redox: disproportioni.

**Termodinamica**: definizioni, funzione di stato, variabile di stato, sistemi aperti chiusi e isolati, processi reversibili e irreversibili. Energia: calore e lavoro; calcolo del lavoro PV in un processo reale e ideale. Energia interna U di un sistema, quantità di calore scambiato a volume costante, Entalpia H quantità di calore scambiato a pressione costante. Relazione tra  $\Delta U$  e  $\Delta H$ . Reazioni esotermiche ed endotermiche Definizione di entalpia di formazione, applicazione della legge di Hess. Entropia: II° e III° principio della termodinamica, applicazione del  $\Delta S_{totale} = \Delta S_{sistema} + \Delta S_{ambiente}$ , per la verifica del II° principio. Funzione di stato Energia Libera di Gibbs.

**Equilibri chimici 1**- Passaggi di stato e diagrammi di stato per acqua e anidride carbonica. Equazione di Clausius Clapeyron. Legge di Raoult per liquidi miscibili in condizioni ideali e non ideali. Variazione della energia libera nel mescolamento di soluzioni in sistemi ideali e sistemi reali.

**Proprietà colligative**- equazioni che mettono in relazione tali proprietà con le concentrazioni delle soluzioni, abbassamento della tensione di vapore, variazione della temperatura di ebollizione e congelamento di un solvente in presenza di un soluto non volatile, pressione osmotica. Applicazioni su elettroliti forti e deboli. Calcolo del coefficiente o binomio di van't Hoff.

**Equilibrio chimico 2**- Relazione termodinamica tra  $\Delta G$  di reazione e costante di equilibrio  $K_p$  negli equilibri gassosi. Differenza tra quoziente Q e costante di reazione K. Conversione del  $K_p$  in  $K_c$  e  $K_x$ , influenza della stechiometria della reazione. Influenza della pressione del volume e della concentrazione sugli equilibri omogenei gassosi. Influenza della temperatura sul valore della costante di equilibrio. Equilibri eterogenei.

**Equilibri ionici in soluzione**-Equilibri in soluzione acquosa: acidi e basi forti, acidi e basi deboli. Equilibrio di autoprotolisi dell'acqua. Calcolo della costante di autoprotolisi,  $K_w$  a 25°C. Calcolo del logaritmo delle concentrazioni di  $H^+$  e  $OH^-$  e della costante di equilibrio come misura del pH del pOH e pK dei sistemi di equilibrio Applicazioni numeriche. Acidi e basi forti, calcolo del pH di soluzioni a concentrazione maggiore o minore di  $10^{-6}$ . Acidi e basi deboli, calcolo del pH di soluzioni a diverse concentrazioni e diverso valore della costante  $K_a$  o  $K_b$ . Dissociazione di sali, pH di soluzioni saline, idrolisi. Costante di idrolisi. Esercitazioni numeriche

**Cenni di Cinetica Chimica**-velocità di reazione fattori che influenzano la velocità di reazione, Legge cinetica o di velocità e costante cinetica. Ordine di reazione: esponenti della legge cinetica. Reazioni di primo e secondo ordine e ordine zero. Legge integrata di velocità del primo ordine e tempo di dimezzamento per reazioni di primo ordine. Effetto

della temperatura: teoria degli urti, equazione di Arrhenius, energia di attivazione. Catalisi: omogenea, eterogenea, enzimatica. Cenni di Chimica Nucleare: Equazioni nucleari: tipi di decadimento radioattivo. Banda di stabilità, isotopi stabili e radioattivi in funzione del numero di protoni e neutroni. Serie radioattive: disintegrazione nucleare dell'uranio-238. Fusione e Fissione nucleare.

**Elettrochimica**-Uso delle reazioni di ossido-riduzione per produrre elettricità. Definizione di semielemento. Bilanciamento di reazione redox. Relazione tra energia libera di Gibbs e fem di cella. Equazione di Nernst. Applicazione dell'equazione di Nernst alle semireazioni redox: Calcolo di potenziali standard pile redox e pile a concentrazione: FEM di cella in condizioni non standard. Calcolo del pH attraverso misure potenziometriche. Elettrolisi definizione del processo e aspetti quantitativi: Calcolo della quantità di carica, Legge di Faraday, peso equivalente. elettrolisi dell'acqua: ossidazione dell'ossigeno e riduzione dell'idrogeno. Calcolo del potenziale di elettrolisi per soluzioni neutre acide e basiche. Sovratensione di elettrolisi e caduta ohmica. Processi industriali: produzione dello zinco, elettrolisi di soluzioni di NaCl, purificazione del rame.

Corrosione dei metalli: passivazione dei metalli, corrosione galvanica e corrosione per reazione differenziale. Protezione contro la corrosione: verniciatura, ricopertura con metalli, protezione catodica e anodi sacrificali. Accumulatori al piombo acido: funzionamento e calcoli numerici. Celle a combustibile: processo elettromotore e reazione chimica, celle ad elettrolita alcalino KOH: svantaggi. Celle a combustibile con elettrolita non acquoso. Esercitazioni: Applicazioni numeriche per ogni argomento trattato.

### **Testi consigliati**

E' consigliato un qualunque testo universitario di Chimica Generale e Inorganica

Esempi:- *T. L. Brown, H. E. LeMay, C. J. Murphy, P. Woodward*, Fondamenti di Chimica, Casa Editrice EdiSES (contiene anche esercizi di stechiometria)- *I. Bertini, C. Luchinat, F. Mani*, Chimica, Casa Editrice Ambrosiana-

*Franco Nobile, Piero Mastrolilli* La chimica di base, Casa Editrice Ambrosiana

per la stechiometria: - *I. Bertini, C. Luchinat, F. Mani*, Stechiometria, Casa Editrice Ambrosiana

-*Paola Michelin Lausarot, Gian Angelo Vaglio*, Stechiometria per la Chimica Generale, Casa Editrice Piccin

-*P. D'Arrigo, A. Famulari, C. Gambarotti, M. Scotti*, Chimica Esercizi e casi pratici Casa Editrice EdiSES