

UNIVERSITÀ' DEGLI STUDI DI ROMA "LA SAPIENZA", FACOLTA' DI INGEGNERIA
Programma di Chimica I
9 cfu
(docente M. Feroci)

ELEMENTI, SOSTANZE E CALCOLI STECHIOMETRICI. Struttura dell'atomo. Nucleoni. Decadimento radioattivo. 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. 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 (o chimica). Reagenti in proporzioni stechiometriche, in difetto ed in eccesso. Analisi indiretta.

STRUTTURA ELETTRONICA DEGLI ATOMI E CLASSIFICAZIONE PERIODICA DEGLI ELEMENTI. Radiazioni elettromagnetiche. Modello atomico di Bohr. Modello ondulatorio-corporeo della luce. Spettro di assorbimento e di emissione degli atomi. Principio di Heisenberg. L'atomo secondo la meccanica ondulatoria (orbitali, livelli energetici, numeri quantici). Equazione di Schrödinger. Costruzione della struttura elettronica di un atomo nel suo stato fondamentale: principio della minima energia, principio di esclusione di Pauli e della massima molteplicità (o di Hund). Costruzione elettronica degli atomi degli elementi nel loro stato fondamentale: classificazione periodica degli elementi. Energia di ionizzazione, affinità elettronica e carattere metallico di un elemento.

LEGAMI CHIMICI - STRUTTURE E GEOMETRIE MOLECOLARI. Legame atomico (o covalente): teoria del legame di valenza e dell'orbitale molecolare (cenni). Raggio atomico, distanza di legame, energia di legame e curva di Morse. Legami atomici semplici, doppi e tripli. Polarità nei legami atomici. Molecole polari e non polari: momenti dipolari. Elettronegatività degli elementi. Legame ionico: energia reticolare, costante di Madelung. Geometria delle molecole: orbitali ibridi. Risonanza. Legami ed elettroni delocalizzati. Legame metallico, proprietà dei metalli. Conduttori elettronici, semiconduttori e isolanti. Forze intermolecolari dipolo-dipolo (Van der Waals), legame idrogeno, forze di dispersione di London. Formule di struttura.

STATI DI OSSIDAZIONE DEGLI ELEMENTI E REAZIONI REDOX. Stato di ossidazione di un elemento in un composto. Correlazione tra stati di ossidazione degli elementi e loro classificazione periodica. Variazione dello stato di ossidazione di un elemento: ossidazione, riduzione e reazioni redox. Bilanciamento di equazioni chimiche redox con metodo elettronico.

STATI DI AGGREGAZIONE DELLA MATERIA. Stato solido. Proprietà macroscopiche dei solidi (cristallini). Solidi ionici, solidi molecolari, solidi covalenti mononucleari ed eteronucleari, solidi metallici. Stato liquido: Proprietà macroscopiche dei liquidi. Liquidi ad altissima viscosità (solidi amorfi stato vetroso). Stato gassoso. Proprietà macroscopiche dei gas. Gas ideale ed equazione di stato. Applicazione della legge dei gas. Legge di Dalton. Gas reali ed equazione di Van der Waals. Miscugli gassosi: frazioni molari, pressioni parziali, massa molecolare (media).

CENNI DI TERMODINAMICA CHIMICA. Sistema, ambiente, universo. Reazioni endotermiche ed esotermiche. 1°, 2° e 3° principio della termodinamica: energia interna, entalpia, entropia, energia libera. Legge di Hess. Criterio di spontaneità di una trasformazione (entropia ed energia libera).

EQUILIBRI TRA FASI. Sistemi ad un componente: Passaggi di stato per un sistema ad un componente; equazione di Clapeyron. Diagrammi di stato dell'acqua, dell'anidride carbonica, dello zolfo, tensione di vapore, temperatura di ebollizione.

Sistemi a due componenti: Legge di Raoult, deviazioni positive e negative.

Soluzioni di soluti non volatili e non elettroliti: Proprietà colligative. Variazione della pressione di vapore del solvente nel passaggio solvente puro-soluzione diluita. Variazione della temperatura di ebollizione e congelamento del solvente per aggiunta di soluto non volatile e non elettrolita. Pressione osmotica.

DISSOCIAZIONE GASSOSA. Grado di dissociazione.

EQUILIBRI DI REAZIONE IN SISTEMI OMOGENEI ED ETEROGENEI. Costante standard (di equilibrio) di una reazione. Leggi modello (o leggi limite) dell'equilibrio chimico per sistemi omogenei (in fase gassosa o in fase liquida) e per sistemi eterogenei. Effetti sulla composizione di un sistema all'equilibrio provocati: a) da una variazione della quantità dei componenti. b) da una variazione della pressione o del volume c) da una variazione della temperatura (entalpia di reazione, equazione di Van't Hoff).

CINETICA CHIMICA. Velocità di reazione; variazione della concentrazione con il tempo; ordine di reazione: reazioni di primo e secondo ordine. Tempo di dimezzamento. Energia di attivazione ed equazione di Arrhenius. Meccanismi di reazione. Catalisi omogenea ed eterogenea.

EQUILIBRI IONICI IN SOLUZIONE ACQUOSA. La legge dell'equilibrio chimico per reazioni in soluzione. Costante standard di una reazione in soluzione. La reazione di ionizzazione dell'acqua e la sua costante di autoprotolisi. Soluzioni neutre, acide e basiche: pH. Elettroliti a struttura non-ionica e ionica: acidi e basi (di Brønsted-Lowry e di Lewis), sali. Effetto induttivo sulla forza degli acidi. Effetto livellante dell'acqua. Grado di dissociazione. Composizione di equilibrio e calcolo del pH di soluzioni "diluite" di soluti acidi, basici e salini. Proprietà colligative di soluzioni di elettroliti. Soluzioni tampone. Equilibri di solubilità.

ELETTROCHIMICA. Bilanciamento di reazioni redox con il metodo ionico-elettronico. Celle galvaniche; fem di cella, potenziali standard, equazione di Nernst. Pile a concentrazione; celle a combustibile, accumulatore al piombo, pile di uso comune. Corrosione. Elettrolisi.