

SAPIENZA UNIVERSITA DI ROMA
FACOLTA' DI INGEGNERIA CIVILE ED INDUSTRIALE
Corso di Laurea in Ingegneria Aerospaziale (Ordinamento D.M. 270, Canale L-Z)
Programma del Corso di CHIMICA (Prof. Stefano VECCHIO CIPRIOTI)
Anno Accademico 2022-2023

Elementi, Sostanze e Calcoli Stechiometrici

Particelle fondamentali in un atomo. Numero atomico e numero di massa. Nuclidi, isotopi ed elementi. Massa atomica relativa di un nuclide e di un elemento. Mole. Sostanze, formule molecolari ed unità di formula. Masse molecolari relative e masse formali relative. Composizione elementare di un composto e sua formula minima. Quantità di sostanza e costante di Avogadro. Massa molare. Rappresentazione quantitativa di una reazione chimica. Reagenti in proporzioni stechiometriche, in difetto ed in eccesso.

Struttura elettronica degli Atomi e Classificazione Periodica degli Elementi

La scoperta dell'elettrone, del protone e del neutrone e loro caratteristiche. Modello ondulatorio–corpuscolare della luce. Spettri atomici. Spettro di emissione del corpo nero. Effetto fotoelettrico. Il modello quantistico di Bohr dell'atomo di idrogeno. Principio d'indeterminazione di Heisenberg. Formula di De Broglie. Modello quantistico-ondulatorio dell'atomo di idrogeno: orbitali e loro forma. Struttura elettronica di atomi polielettronici: principio di esclusione di Pauli e della massima molteplicità (o di Hund). Classificazione periodica degli elementi: Energia di ionizzazione, affinità elettronica e carattere metallico di un elemento.

Teoria elementare del legame chimico - Strutture e Geometrie Molecolari

Legame atomico (o covalente). Raggio atomico. Legami atomici semplici, doppi e tripli. Legami atomici dativi (o di coordinazione). Polarità nei legami atomici. Molecole polari e non: momento dipolare. Elettonegatività degli elementi. Strutture di Lewis. Risonanza. Legami ad elettroni delocalizzati. Legame ionico: energia reticolare. Teoria del legame di valenza. Orbitali ibridi. Teoria VSEPR. Orbitali molecolari. Teoria degli Orbitali Molecolari. Applicazioni alle molecole biatomiche omo ed eteronucleari. Molecole dia e paramagnetiche. Forze intermolecolari: dipolo-dipolo, legame a idrogeno, forze di dispersione di London.

Stati di Aggregazione della Materia

Stato gassoso. Proprietà macroscopiche dei gas. Gas ideale ed equazione di stato. Miscugli gassosi: frazioni molari, pressioni parziali, massa molecolare (media). Stato solido. Proprietà macroscopiche dei solidi. Stato liquido. Proprietà macroscopiche dei liquidi. Soluzioni (liquide): passaggio in soluzione di una specie gassosa, solida o liquida. Concentrazione dei soluti, diluizione e mescolamento di soluzioni.

Energetica delle trasformazioni fisico-chimiche

Sistemi termodinamici: stato di equilibrio, trasformazioni reversibili ed irreversibili. 1° Principio della termodinamica. Il calore nelle trasformazioni a volume costante ed in quelle a pressione costante: la funzione di stato entalpia. Effetto termico nelle reazioni chimiche: equazione termochimica. Stati standard delle sostanze. Entalpia molare standard di formazione. Additività delle equazioni termochimiche (Legge di Hess). La funzione di stato entropia. La funzione di stato energia libera (o funzione di Gibbs). Criteri di spontaneità e di equilibrio nelle reazioni chimiche e nelle trasformazioni di fase. Energia libera e lavoro utile.

Equilibri tra fasi diverse di sostanze chimicamente non reagenti

Sistemi ad un solo componente.

Equilibri tra fasi diverse di una stessa sostanza: equazione di Clausius-Clapeyron. Diagramma di stato dell'acqua, del diossido di carbonio.

Sistemi a due componenti.

Equilibrio miscuglio liquido-vapore: legge di Raoult e relativi diagrammi isotermi e isobari di soluzioni ideali e non (deviazioni positive e negative); distillazione.

Composizione delle soluzioni e loro proprietà

Espressioni della concentrazione delle soluzioni. Solubilità e soluzioni sature. Proprietà colligative: abbassamento della pressione di vapore di un solvente, Crioscopia, Ebullioscopia, Osmosi.

Cinetica Chimica: generalità

Velocità di reazione. Meccanismo di reazione: reazioni elementari e reazioni a più stadi. Legge cinetica. Ordini di reazione e loro determinazione (da dati sperimentali). Influenza della temperatura sulla velocità di reazione: energia di attivazione. Teoria dello stato di transizione e complesso attivato. Catalisi omogenea ed eterogenea (cenni).

Equilibri di reazione in sistemi omogenei ed eterogenei

Generalità sugli equilibri chimici omogenei ed eterogenei. Costante standard di equilibrio di una reazione omogenea e/o eterogenea. Influenza della variazione di composizione o della pressione totale sull'equilibrio a temperatura costante. Influenza della temperatura sull'equilibrio: equazione di van't Hoff (forma differenziale ed integrale).

Equilibri ionici in soluzione acquosa

La legge dell'equilibrio chimico per reazioni in soluzione. Costante standard di una reazione in soluzione. La reazione di autoionizzazione dell'acqua e la sua costante standard. Soluzioni neutre, acide e basiche: pH . Elettroliti a struttura non ionica e ionica: acidi e basi, sali ed anfoteri. Composizione di equilibrio. Calcolo del pH di soluzioni diluite di soluti costituiti da sali, acidi e basi monoprotiche e di soluzioni ottenute dal mescolamento di soluzioni acido-forte/base forte. Soluzioni tampone (solo definizione e trattazione teorica). Equilibri in soluzioni sature di composti poco solubili. Prodotto di solubilità. Effetto dello ione comune (solo definizione e trattazione teorica).

Stati di Ossidazione degli Elementi e Reazioni Redox

Stato di ossidazione di un elemento in una specie chimica pura. Variazione dello stato di ossidazione di un elemento: ossidazione, riduzione e reazioni redox (in soluzione acquosa). Bilanciamento di equazioni chimiche redox con il metodo ionico-elettronico.

Potenziali elettrochimici e fenomeni di corrosione

Semireazioni redox e loro bilanciamento con il metodo ionico-elettronico. Possibilità di conversione di "energia chimica" in "energia elettrica" e viceversa in dispositivi elettrochimici. Potenziale e potenziale standard di un semielemento galvanico. Tabella dei potenziali standard di riduzione di coppie redox e sue applicazioni. Elettrolisi. Elettrolisi di H_2O e in sali fusi. Raffinazione elettrolitica dei metalli (Cu). Esempi di pile a secco di impiego comune. Pile a combustibile. Pile ricaricabili (accumulatori): accumulatore acido al piombo.

Corrosione dei metalli (meccanismo galvanico e per aerazione differenziale) e passivazione. Metodi di protezione dalla corrosione.

Testi consigliati:

Teoria+Esercizi: M. SCHIAVELLO-L. PALMISANO: Fondamenti di Chimica (Sesta Edizione) - Ed. Edises
per ulteriori approfondimenti teorici: P. SILVESTRONI: Fondamenti di Chimica (Undicesima Edizione, a cura di M. Pasquali, A. Latini) - Ed. Casa Editrice Ambrosiana

N.B. Ad integrazione degli esercizi del testo è disponibile del materiale didattico (esercizi di autovalutazione, di approfondimento e temi di esame con soluzione) al seguente indirizzo:

<http://www.sbai.uniroma1.it/~stefano.vecchio/index.html>