

SAPIENZA UNIVERSITÀ DI ROMA
FACOLTÀ DI INGEGNERIA DELL'INFORMAZIONE, INFORMATICA E STATISTICA
Corso di Laurea in Ingegneria Gestionale (Ordinamento D.M. 270, Canale M-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

Modello ondulatorio–corpuscolare della luce. Spettri atomici di emissione ed assorbimento. Il modello quantistico di Bohr dell'atomo d'idrogeno. Principio d'indeterminazione di Heisenberg. Formula di De Broglie. Modello quantistico-ondulatorio dell'atomo d'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. Elettronegatività 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 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 elettronico.

Stati di Aggregazione della Materia

Stato gassoso. Proprietà macroscopiche dei gas. Gas ideale ed equazione di stato. Legge di Dalton e miscugli gassosi: frazioni molari, pressioni parziali, massa molecolare (media). Gas reali ed equazione di Van der Waals. Stato solido. Classificazione in solidi ionici, covalenti, metallici e molecolari. Proprietà macroscopiche dei solidi. Stato liquido. Proprietà macroscopiche dei liquidi. Soluzioni (liquide): passaggio in soluzione di una specie gassosa, solida o liquida. Concentrazione delle soluzioni, 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 di non elettroliti: abbassamento della pressione di vapore di un solvente, Crioscopia, Ebulloscopia, Osmosi.

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. Proprietà colligative di soluzioni di elettroliti.

Testi consigliati:

- 1) *Teoria+Esercizi*: M. SCHIAVELLO-L. PALMISANO: Fondamenti di Chimica (Sesta Edizione, 2022) - Ed. EdiSES
- 2) *Teoria+Esercizi*: L. PALMISANO, G. MARCI', A. COSTANTINI, G. LUCIANI, M. SCHIAVELLO: Elementi di Chimica (Seconda Edizione) - Ed. EdiSES
- 3) *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>