

Chimica Generale e Inorganica (8 CFU)
Corso di Studi in Chimica e Tecnologia Farmaceutiche (CTF)
Anno accademico 2024/2025
Docente: Rita De Zorzi (email: rdezorzi@units.it)

PROGRAMMA DEL CORSO

TEORIA ATOMICA. Classificazione chimica della materia. Fasi di un sistema. Postulati di Dalton. Modello atomico. Elementi e isotopi. Numero atomico e numero di massa. La Tavola Periodica. Composti ionici e molecolari. Formule chimiche. Masse atomiche e molecolari. Numero di ossidazione. Nomenclatura della chimica inorganica. Nomenclatura di semplici composti organici.

STECIOMETRIA. La mole e il numero di Avogadro. Composizione percentuale e calcolo della formula minima. Reazioni chimiche. Bilanciamento di equazioni chimiche. Reazioni di ossidoriduzione: bilanciamento con il metodo delle semireazioni. Relazioni ponderali in una reazione chimica. Reagente limitante. Resa. Purezza. Soluzioni. Unità di misura delle concentrazioni: unità fisiche (% peso, % volume, g/L) e unità chimiche (molalità, molarità). Diluizione.

STRUTTURA ATOMICA. Radiazione elettromagnetica. Quantizzazione dell'energia. Spettri atomici. Modello atomico di Bohr. Proprietà ondulatorie dell'elettrone. Principio di indeterminazione. Descrizione quantomeccanica dell'atomo. Funzione d'onda. Numeri quantici. Orbitali atomici s-p-d. Numero quantico di spin elettronico. Principio di esclusione di Pauli. Regola di Hund. Configurazioni elettroniche. Carica nucleare effettiva. Elettroni di valenza. Proprietà periodiche: dimensioni atomiche e ioniche, energia di ionizzazione, affinità elettronica.

LEGAME CHIMICO. Formazione dei legami chimici. Legame ionico. Energia reticolare. Legame covalente polare e puro. Elettronegatività. Energia di legame, distanza di legame, ordine di legame. Strutture di Lewis. Regola dell'ottetto ed eccezioni. Carica formale. Risonanza. Teoria VSEPR: geometria delle coppie strutturali e geometria molecolare. Angoli di legame. Polarità delle molecole. Teoria del legame di valenza. Legami sigma e pi greco. Orbitali ibridi. Proprietà magnetiche delle molecole. Teoria degli orbitali molecolari. Orbitali leganti e antileganti. Orbitali HOMO e LUMO.

GAS, LIQUIDI, SOLIDI. Il gas ideale. Pressione del gas. Leggi dei gas. Equazione di stato dei gas ideali e applicazioni (densità e peso molecolare). Miscele di gas: legge di Dalton, pressioni parziali. Gas reali ed equazione di Van der Waals. Teoria cinetica molecolare dei gas, distribuzione di Maxwell-Boltzmann. Forze intermolecolari: forze di Van der Waals e legame a idrogeno. Liquidi. Proprietà dei liquidi. Classificazione e proprietà dei solidi: covalenti, molecolari, ionici, metallici. Solidi cristallini e solidi amorfi. Diamante e grafite.

EQUILIBRI DI FASE. Trasformazioni di fase. Diagrammi di stato ad un componente. Diagramma di stato dell'acqua, del diossido di carbonio e dello zolfo.

SOLUZIONI. Processo di dissoluzione. Soluzioni sature. Effetto della temperatura e pressione (legge di Henry) sulla solubilità. Proprietà colligative: abbassamento della tensione di vapore,

innalzamento ebullioscopico, abbassamento crioscopico, pressione osmotica. Proprietà colligative delle soluzioni di elettroliti.

CINETICA CHIMICA. Velocità di reazione. Legge cinetica. Teoria del complesso attivato. Teoria cinetica delle collisioni. Energia di attivazione ed equazione di Arrhenius. Andamento dell'energia rispetto alla coordinata di reazione. Reazioni a più stadi e intermedi di reazione. Meccanismi di reazione. Moleolarità e stadio lento di reazione. Catalizzatori.

EQUILIBRIO CHIMICO. Natura dell'equilibrio chimico. Equilibri di reazione allo stato gassoso. Legge di azione di massa. Costanti di equilibrio K_c e K_p . Relazione tra costanti di equilibrio di reazioni diverse. Quoziente di reazione. Effetto di variazioni di concentrazione, di pressione e di temperatura sull'equilibrio chimico. Principio di Le Chatelier. Equilibri eterogenei. Grado di dissociazione.

ACIDI E BASI. Teorie acido-base secondo Arrhenius, Lowry-Brønsted, Lewis. Equilibrio di autoprotolisi dell'acqua. Scala di pH. Elettroliti forti e deboli. Calcolo del pH di soluzioni di acidi e basi forti e deboli. Acidi poliprotici. Relazione tra forza di un acido e forza della base coniugata. Reazioni tra acidi e basi. Forza degli acidi e loro struttura molecolare. Composti anfoteri.

EQUILIBRI IONICI IN SOLUZIONE ACQUOSA. Reazioni di idrolisi. Sali con ioni anfiprotici. Soluzioni tampone. Calcolo del pH di una soluzione tampone. Soluzioni tampone con acido fosforico. Titolazioni acidimetriche. Indicatori. Prodotto di solubilità. Solubilità. Effetto dello ione comune. Effetto del pH sulla solubilità.

COMPOSTI DI COORDINAZIONE. Tipi di leganti. Leganti macrociclici. Numero di coordinazione e geometria del complesso. Costanti di formazione di complessi. Equilibri con ioni complessi.

ELETTROCHIMICA. Celle elettrochimiche. Elettrodi. Forza elettromotrice della pila. Potenziali standard di riduzione. Equazione di Nerst. Calcolo della forza elettromotrice di semplici pile, in condizioni standard e non. Pile a concentrazione. Elettrolisi. Normalità ed equivalenti.