

Programma di Chimica Generale A.A. 2023-24; Prof. D. Monti

1) Necessarie nozioni di base

Il metodo scientifico. Sistema internazionale delle unità di misura (SI), grandezze fisiche fondamentali e derivate. Simboli, analisi dimensionale, tabelle e grafici di grandezze fisiche. Accuratezza ed errore percentuale. Precisione e cifre significative.

Elementi, atomi, ioni. Massa atomica; Unità di massa atomica (u.m.a.); concetto e definizione di mole. Composti, molecole. Massa molecolare. Sostanze. Miscele omogenee ed eterogenee di sostanze. Modello nucleare dell'atomo (Rutherford). Protoni. Elettroni. Neutroni. Isotopi. Nomenclatura chimica.

Reazioni chimiche. Equazioni chimiche. Proprietà fisiche e proprietà chimiche delle sostanze. Sistema periodico degli elementi.

Il concetto di mole, massa atomica e molecolare. Calcoli stechiometrici. Calcolo della composizione percentuale di un composto. Analisi elementare di una sostanza. Formula minima e formula molecolare. Reazioni di combustione di idrocarburi e determinazione della loro formula molecolare. Reazioni chimiche, equazioni chimiche e loro bilanciamento. Reazioni di ossidoriduzione. Reazioni stechiometriche, reagente limitante. Calcolo dei rapporti quantitativi tra le sostanze. Rese delle reazioni.

2) Concetti da acquisire

Richiami nozioni fondamentali di fisica classica: massa, calore ed energia; concetto di onde e loro proprietà. Limiti della fisica classica nella descrizione di alcuni fenomeni fondamentali quali: radiazione del corpo nero, effetto fotoelettrico, quantizzazione delle energie elettroniche negli spettri di emissione nell'atomo di idrogeno (modello di Bohr). Introduzione alla Teoria Atomica. Il principio di indeterminazione di Heisenberg, l'equazione d'onda di Schrödinger e la struttura dell'atomo di idrogeno. I numeri quantici. Orbitali atomici e loro livelli energetici. Il principio dell'Aufbau. Gli atomi polielettronici e loro configurazione elettronica. Relazione tra configurazioni elettroniche degli elementi e loro proprietà. Raggi atomici, raggi ionici, energia di ionizzazione ed affinità elettronica. La Tavola Periodica.

Il legame chimico: ionico, covalente. Il concetto di elettronegatività e polarità dei legami. Modello di Gillespie basato sulla *repulsione* tra le *coppie elettroniche* negli *orbitali di valenza* (VSEPR) per la previsione delle geometrie molecolari. Teoria del legame di valenza. Ibridazione e risonanza. Strutture di molecole semplici; molecole biatomiche omonucleari ed eteronucleari. Descrizione della struttura di semplici molecole poliatomiche di importanza fondamentale (strutture dei più comuni acidi e basi). Concetto di numero di ossidazione e di carica formale. Lunghezza, angolo e forza di legame. Introduzione alla teoria degli orbitali molecolari, applicazione alla descrizione di semplici molecole biatomiche omonucleari ed eteronucleari. Legame metallico (cenni).

Le forze intermolecolari: ione-dipolo, dipolo-dipolo, interazioni tra dipoli indotti (interazioni di Van der Waals e forze di dispersione di London). Il legame idrogeno: natura ed effetto sulla struttura di alcune fasi condensate. Esempi di struttura di alcune fasi condensate (solidi ionici, covalenti, molecolari).

I gas, equazione di stato dei gas ideali ed applicazioni. Cenni di teoria cinetica dei gas. I gas reali, equazione di van der Waals.

I Principi della Termodinamica ed applicazioni. L'equilibrio chimico. Relazione tra energia libera e costanti di equilibrio (K_p , K_c). Studi degli equilibri chimici in fase gassosa omogenea e in fase eterogenea. Equilibri omogenei in soluzione acquosa: Teorie acido-base ed applicazioni. Definizione di pH. Autoprotolisi dell'acqua. Forza di acidi e basi. Relazione tra struttura e forza acida o basica. Studio del comportamento acido-base di alcuni sali. Soluzioni tampone.

Equilibri omogenei in soluzione acquosa: Sali poco solubili ed equilibri di solubilità. Entalpie di soluzione e di idratazione degli ioni, loro relazione con la solubilità di composti ionici. Teoria acido-base di Lewis (cenni).

Elettrochimica e reazioni di ossido-riduzione. Potenziali elettrodi e forza elettromotrice di una cella elettrochimica. La legge di Nernst e suo significato termodinamico. Potenziali standard. Alcuni esempi di pile ed applicazioni. L'elettrolisi; leggi di Faraday.

L'equilibrio fisico: concetto di tensione di vapore e legge di Clapeyron. Diagrammi di stato (H_2O , CO_2). La legge di Raoult. Soluzioni ideali e non ideali. Proprietà colligative.

Cenni di Cinetica chimica; ordine di reazione e leggi cinetiche. Effetto della temperatura sulla velocità di una reazione, equazione di Arrhenius ed Energia di Attivazione. Determinazione del meccanismo di una reazione mediante studio cinetico. Il ruolo dei catalizzatori nelle reazioni chimiche. Esempi ed applicazioni ad alcuni processi di fondamentale importanza.

Cenni di Chimica inorganica: Proprietà generali chimico-fisiche e di reattività degli elementi dei gruppi principali e dei gas nobili.

L'obiettivo del corso è la comprensione e l'apprendimento dei principi guida della chimica, quali la struttura degli atomi e delle molecole, ed i principi della termodinamica che guidano le trasformazioni chimiche e fisiche della materia. Gli studenti dovranno acquisire la capacità di usare i concetti appresi per la determinazione della relazione tra struttura e reattività delle specie chimiche.

Durante il corso verranno affrontati e discussi problemi ed esercizi di stechiometria e calcoli chimici come supporto alla comprensione ed approfondimento dei concetti esposti.

Testi proposti

Gli argomenti svolti a lezione sono presenti in TUTTI i testi di Chimica Generale a livello universitario. Nella biblioteca del Dipartimento di Chimica sono presenti diversi testi di Chimica Generale disponibili per il prestito e la consultazione.

R. H. Petrucci, F. G. Herring, J. D. Madura, C. Bissonette. Chimica Generale, principi ed applicazioni moderne, Ed. Piccin.

D.A McQuarrie, P.A. Rock, E.P. Gallogly, Chimica Generale, Ed. Zanichelli

P. Silvestroni, "Fondamenti di Chimica", XI edizione. Casa Editrice Ambrosiana.

P.W. Atkins, L. Jones; Principi di Chimica, III Edizione italiana, Ed. Zanichelli.

S. Borocci, M Crucianelli, M.L. Di Vona, C. Frascetti, S. Lamponi, G. Leone, A. Magnani, D. Monti, L. Rossi, Le Basi della Chimica, Ed. A.L.E.

F. Cacace, M. Schiavello, "Stechiometria", Ed. Bulzoni.

P.M. Lausarot, G.A. Vaglio, Stechiometria per la Chimica Generale, Ed. Piccin.

Modalità di svolgimento della prova d'esame

Per sostenere la prova d'esame ci si deve prenotare sul sito **INFOSTUD** Sapienza Università di Roma:

<https://stud.infostud.uniroma1.it/Sest/Log/>

La prova d'esame consiste in una prova scritta (esercizi di stechiometria), che si considera superata con voto $\geq 18/30$. Seguirà una successiva prova orale. Il voto finale è unico e garantisce l'acquisizione di 12 CFU.

Si consiglia e si incoraggiano gli studenti a contattare il docente per ulteriori spiegazioni, chiarimenti e suggerimenti. Per fissare un appuntamento contattare il docente via e-mail all'indirizzo: donato.monti@uniroma1.it