

Chimica generale ed inorganica con laboratorio (canale O-Z)
(12 CFU), Prof. Giuliano Moretti

- 1. Programma**
- 2. Libri di testo**
- 3. Modalità di svolgimento della prova d'esame**
- 4. Consigli allo studente**

1. Programma

Introduzione alla chimica. Molecole e atomi. Sistema periodico degli elementi. Sostanze. Miscele omogenee ed eterogenee di sostanze. Proprietà fisiche e proprietà chimiche delle sostanze. Il metodo scientifico. Sistema internazionale delle unità di misura (SI), grandezze fisiche fondamentali e derivate. Simboli, calcolo dimensionale, tabelle e grafici di grandezze fisiche. Concetto di mole. Analisi elementare di una sostanza. Formula minima e formula molecolare (ipotesi di Avogadro e legge degli atomi di Cannizzaro). Formula di struttura e formula stereochimica. (**Cap.1, 2, 3, 11, 13** del manuale di riferimento, vedi **2. Libri di testo**)

Struttura atomica. Struttura dell'atomo. Isotopi, Elettroni interni ed elettroni di valenza. Energia di prima ionizzazione ed affinità elettronica. Concetto di elettronegatività. Proprietà periodiche degli elementi. Dualismo onda-corpuscolo. Comportamento degli elettroni negli atomi. Numeri quantici, orbitali atomici. (**Cap. 4, 5**)

Legame chimico e geometria molecolare. Introduzione al concetto di legame chimico mediante le formule di Lewis ed il modello di Gillespie basato sulla *repulsione* tra le *coppie elettroniche* negli *orbitali di valenza* (VSEPR). Energia dei legami chimici. Concetto di elettronegatività applicato ad un atomo in una molecola. Concetto di carica formale, di numero di ossidazione e di carica "reale" di un atomo in una molecola. Legame covalente, covalente polare, covalente di coordinazione, ionico e metallico. Orbitali molecolari per le molecole biatomiche omonucleari del secondo periodo. Legami σ e π . Ordine di legame. Metodo del legame di valenza per la descrizione della struttura elettronica: ibridizzazione degli orbitali atomici (orbitali ibridi: sp , sp^2 , sp^3 , sp^3d e sp^3d^2). Concetto di strutture di risonanza. Dipoli molecolari. Stereoisomeri cis-trans e stereoisomeri ottici (molecole chirali). (**Cap. 6, 7, 8, 24** (paragrafo 24.1), **9**)

Reazioni chimiche. Reazioni acido-base secondo Lewis e reazioni di ossido-riduzione (redox) e loro bilanciamento. Nomenclatura tradizionale e secondo le regole della *International Union of Pure and Applied Chemistry* (IUPAC) dei principali composti inorganici. Regole di solubilità in acqua per i composti inorganici. Reazioni stechiometriche, concetto di reagente limitante. Concentrazione di un soluto in una soluzione: percentuale in massa (peso), parti per milione (ppm), massa per unità di volume, percentuale in volume, molarità e molalità. Reazioni chimiche possibili per mezzo dell'energia elettrica: legge di Faraday (elettrolisi dell'acqua). Reazioni chimiche possibili per mezzo dell'energia solare (fotosintesi clorofilliana). (**Cap.10, 11, 12, 24, 25** (paragrafi 25.8,25.9))

Introduzione al concetto di equilibrio chimico. Concetto di grado di avanzamento di una reazione e di velocità di una reazione chimica. Equilibri chimici omogenei ed eterogenei, reazioni in fase gassosa in cui si stabilisce l'equilibrio chimico. Concetto di pressione parziale di un gas in una soluzione gassosa e definizione del concetto di frazione molare (Legge di Dalton). Calcoli stechiometrici relativi a reazioni in cui si stabilisce l'equilibrio chimico. (**Cap.19** (paragrafi 19.1,19.2,19.3))

Stati di aggregazione della materia.

Lo stato gassoso. Derivazione dell'equazione di stato dei gas ideali ottenuta combinando le legge di Boyle, la legge di Gay-Lussac e l'ipotesi di Avogadro. Teoria cinetica dei gas ideali. Temperatura ed energia cinetica. Distribuzione delle velocità molecolari di Maxwell. Equazione di van der Waals per descrivere il comportamento dei gas reali (polarizzabilità elettronica, forze di van der Waals). (**Cap.13, 19**)

Lo stato liquido e le soluzioni. Legami intermolecolari. Acqua e soluzioni acquose: legame idrogeno, interazioni ione-dipolo e dipolo-dipolo. Concetto di soluzione satura. Elettroliti e non elettroliti. Elettroliti forti e deboli. Reazioni di dissociazione, concetto di grado di dissociazione e definizione del

binomio di van't Hoff. Conduttanza delle soluzioni acquose di elettroliti. Conduttanza molare delle soluzioni e conduttanza molare di ioni singoli a diluizione infinita. Soluzioni concentrate: relazione tra attività chimica e concentrazione. (Cap. 15, 16)

Lo stato solido. Classificazione dei solidi in relazione alla natura dei legami chimici che ne determinano la struttura e le proprietà: solidi molecolari, solidi covalenti, solidi ionici e solidi metallici. (Cap. 6, 15)

Introduzione alla termodinamica chimica.

Primo principio della termodinamica. Calore e temperatura. Calore specifico e calore molare di una sostanza a pressione o a volume costante. Concetto di entalpia. Termochimica. Legge di Hess. (Cap. 14)

Secondo e terzo principio della termodinamica. Entropia, Energia libera. Trasformazioni spontanee e lavoro utile. Calcolo della costante d'equilibrio ed effetto della temperatura: equazione di van't Hoff. Diagrammi di stato (acqua, anidride carbonica). Concetto di soluzioni ideali: legge di Raoult. Passaggi di stato: equazione di Clausius-Clapeyron. Proprietà colligative delle soluzioni: innalzamento del punto di ebollizione, abbassamento del punto di solidificazione, abbassamento della tensione di vapore, pressione osmotica. (Cap. 15, 16, 23)

Equilibrio chimico in soluzioni acquose. Prodotto ionico dell'acqua. Acidi e basi in soluzioni acquose e concetto di pH. Definizioni di Arrhenius e di Brønsted e Lowry e relazione con la definizione generale di Lewis. Misura del pH per mezzo di indicatori. Idrolisi e soluzioni tampone. Sali poco solubili. Parametri fisici e chimici che influenzano la solubilità. Solubilità di gas in acqua. Legge di Henry. (Cap. 19, 20, 21, 22)

Elettrochimica. Pila di Volta. Elettrolisi: idrogeno e ossigeno dall'acqua per mezzo della pila di Volta. Pile chimiche e di concentrazione. Semielementi catodici ed anodici. Equazione di Nernst. Potenziale dell'elettrodo e definizione di potenziale standard. Forza elettromotrice (fem) e differenza di potenziale di una pila. Misure di fem per determinare la concentrazione di specie chimiche, grandezze termodinamiche e costanti d'equilibrio. Misura del pH mediante il pHmetro. Pila alcalina. Accumulatore al piombo. Cella a combustibile. (Cap. 25)

Cinetica chimica. Velocità di una reazione chimica ed equazioni cinetiche. Distribuzione dell'energia molecolare: legge di Maxwell-Boltzmann. Energia di attivazione. Equazione di Arrhenius. Catalizzatori omogenei ed eterogenei. Meccanismo di reazione. (Solo alcuni paragrafi dei Cap. 17, 18)

Cenni di chimica nucleare e radiochimica. (Questo argomento, anche se svolto a lezione, non è oggetto della prova d'esame.) Decadimento radioattivo di isotopi instabili. Concetto di tempo di dimezzamento. Marie Curie e la scoperta di radio e polonio. Datazione di campioni di natura organica con il metodo basato sull'isotopo ^{14}C . (Solo alcuni paragrafi dei Cap. 17, 18)

Proprietà degli elementi. Questa parte, insieme ad approfondimenti relativi alla natura del legame chimico, sarà oggetto del successivo insegnamento di "Chimica inorganica I", impartito nel secondo semestre. Come complemento facoltativo al presente corso e come base propedeutica al successivo corso di "Chimica inorganica I" gli studenti possono leggere i capitoli del testo disponibili su www.McQuarrieGeneralChemistry.com (online interchapters, in inglese) ed il Cap. 26: Chimica dei metalli di transizione.

Attività in classe e in laboratorio. Problemi chimici relativi a tutti gli argomenti del programma saranno discussi a lezione. Dopo un'introduzione alle fondamentali norme di sicurezza e di comportamento da rispettare in un laboratorio chimico si prevede lo svolgimento di alcune esercitazioni selezionate tra le seguenti: a) comportamento dei gas ideali, verifica delle leggi di Boyle e di Graham; b) elettrolisi dell'acqua; c) reazioni acido-base, titolazione ed uso degli indicatori chimici; d) conducibilità delle soluzioni elettrolitiche; e) reazioni di precipitazione e solubilità di sali poco solubili; f) preparazione di un sale complesso; g) reazioni di ossido-riduzione; h) effetto della temperatura sull'equilibrio chimico, applicazione dell'equazione di van't Hoff; i) costruzione di alcune pile e applicazione dell'equazione di Nernst. Nella convinzione che conoscere lo sviluppo storico dei concetti scientifici rende le scienze di base e la tecnologia più comprensibili e più interessanti, ogni volta che sarà possibile durante le lezioni teoriche saranno presentati complementi di Storia della Chimica.

Il materiale didattico relativo sia alle esercitazioni di laboratorio sia ad argomenti di Storia della chimica è disponibile nel sito <http://www.chem.uniroma1.it/moretti/>

2. Libri di testo

Gli argomenti svolti a lezione sono presenti in tutti i manuali di Chimica generale a livello universitario. Nella biblioteca del Dipartimento di Chimica sono presenti diversi manuali di Chimica generale disponibili per la consultazione.

Si consideri comunque che ogni docente tenderà a presentare ogni lezione secondo un approccio originale in relazione alla sua esperienza di insegnante e alla sua attività di ricerca.

Si consiglia vivamente di seguire le lezioni e prendere appunti, questi serviranno come supporto allo studio del manuale universitario di Chimica generale.

Il testo consigliato per chi deve acquistare il suo primo manuale universitario è il seguente:

D. A. McQuarrie, P. A. Rock e E. B. Gallogly, Chimica generale, Zanichelli. Seconda edizione.

(Molte delle esercitazioni numeriche svolte a lezione e/o assegnate agli studenti come argomento dello studio individuale verranno riprese da questo testo.)

3. 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, che si considera superata solo con un voto $\geq 18/30$, ed una successiva prova orale. Il voto finale è unico e garantisce l'acquisizione di 12 CFU.

Per ulteriori informazioni generali relative al corso, al calendario degli esami, ed una selezione di esercizi da svolgere in preparazione delle prove d'esame consulta il sito

<http://www.chem.uniroma1.it/moretti/>

4. Consigli allo studente

L'apprendimento è un processo attivo. Non imparate semplicemente a memoria le formule, imparate i modi di ragionamento. Poche sono le relazioni importanti che vale la pena di imparare a memoria.

Cercate di comprendere bene le semplici idee fondamentali e poi lavorate su molti problemi, sia quelli proposti nel vostro libro sia quelli che sorgono da domande che voi stessi vi ponete.

Affrontare la soluzione di un problema significa anche chiarire e completare i concetti presentati a lezione, rendere le idee più reali e salde nella mente. In questo modo potete verificare il vostro livello di comprensione e imparare a diventare persone indipendenti, che pensano con la loro testa.

Ogni manuale riporta più materiale di quanto effettivamente presentato nelle lezioni. Alcune nozioni potranno essere meglio apprezzate dagli studenti dopo aver studiato altre materie. In effetti il manuale non deve servire solo per un anno di università ma deve essere un viatico per la vita.

Leggendo il manuale considerate che è praticamente impossibile evitare la presenza di alcuni errori di stampa ed anche, a volte, di errori concettuali. Esercitate sempre il vostro spirito critico e chiedete spiegazioni al docente, senza alcun timore. Le domande più semplici e spontanee possono favorire molto la comprensione degli argomenti che presentano una maggiore difficoltà.

I corsi di base del primo anno sono molto ampi nelle tematiche ed uno studente all'inizio dei suoi studi universitari può incontrare difficoltà per la necessità di cambiare metodo di studio e tenere il passo con le diverse materie da studiare. E' fortemente consigliata l'assidua frequenza dei corsi di lezione e di esercitazioni.

Il docente è disponibile ad incontrare gli studenti per ulteriori spiegazioni, chiarimenti e suggerimenti. Per fissare un appuntamento contattare il docente via e-mail suggerendo giorno ed orario :

giuliano.moretti@uniroma1.it