



UNIVERSITÀ DEGLI STUDI DELL'AQUILA

CORSI DI INGEGNERIA

A.A. 2018/2019

Chimica (I3D)

- Mucciante Vittoria -

(Aggiornato il 17-06-2019)

Contenuti del corso (abstract del programma):

Introduzione alla Chimica Proprietà della materia natura atomica della materia Struttura dell'atomo Proprietà periodiche degli elementi Il legame chimico Reazioni chimiche e nomenclatura Lo stato gassoso Le fasi condensate Termodinamica chimica Passaggi di stato Le soluzioni Proprietà colligative L'equilibrio chimico La dissociazione gassosa Soluzioni di elettroliti Acidi e basi Equilibri ionici in soluzione La cinetica chimica

Programma esteso:

Programma del Corso di Chimica La materia e i suoi stati di aggregazione; classificazione della materia. Le trasformazioni fisiche della materia: i cambiamenti di stato. Trasformazioni chimiche; le reazioni chimiche. L'atomo e le particelle subatomiche. Il numero atomico e la massa atomica. La tavola periodica degli elementi La natura atomica della materia. Lavoisier e la legge di conservazione delle masse. La struttura dell'atomo. I tubi a raggi catodici. La scoperta dell'elettrone. La carica dell'elettrone. La massa dell'elettrone. Il protone. Massa e carica del protone. Modello atomico di Thomson. L'esperienza di Rutherford ed il modello atomico planetario. La scoperta del neutrone; nuclidi ed isotopi. Il peso atomico: definizione e scelta della scala di riferimento. La radiazione elettromagnetica. Parametri di un'onda e.m. Lo spettro della radiazione e.m La teoria dei quanti e l'effetto fotoelettrico. Gli spettri atomici: spettri di emissione e di assorbimento. La costante di Rydberg. Il modello atomico di Bohr: postulati. Calcolo dei raggi e delle energie degli stati stazionari. L'interpretazione degli spettri atomici. Ampliamento del modello di Bohr. Sommerfeld ed il numero quantico angolare. Effetto Zeeman: il numero quantico magnetico. Lo spin. Il dualismo onda-particella: relazione di De Broglie. Il principio di indeterminazione di Heisenberg. La meccanica ondulatoria: le onde stazionarie. L'equazione di Schrödinger. L'equazione d'onda per l'atomo di idrogeno. Gli orbitali atomici e i numeri quantici. Principio di esclusione di Pauli. Distribuzione di probabilità e funzione di distribuzione radiale. Rappresentazione degli orbitali: distribuzione della nuvola elettronica e curve di distribuzione di probabilità. Orbitali 1s e 2s. Orbitali 2p. Orbitali 3d. Energia degli orbitali atomici: atomo di idrogeno. Energia degli orbitali negli atomi polielettronici; carica nucleare effettiva. Principio di Aufbau e configurazione elettronica. Regola di Hund. Aufbau di atomi polielettronici. Le proprietà periodiche degli elementi; la tavola periodica degli elementi: descrizione. Volume atomico e raggio atomico. Raggio ionico. Energia di ionizzazione. Affinità elettronica. Massa molecolare e massa formula. La mole e il numero di Avogadro. Massa molare. Calcolo della composizione percentuale e determinazione della formula minima dei composti. Il legame chimico: definizione. Energia di legame e distanza di legame. La regola dell'ottetto Classificazione dei legami chimici.

Il legame ionico: definizione e proprietà. Il ciclo di Born-Haber. Il reticolo cristallino: il numero di coordinazione. L'energia reticolare. Il legame covalente: definizione. Formule di Lewis. Legame covalente omopolare. Legami singoli, doppi e tripli. Legame covalente eteropolare. Eccezioni alla regola dell'ottetto. Legami polari e legami apolari: dipoli e momento di dipolo. Molecole polari. Elettonegatività. Carattere ionico del legame covalente. Il legame covalente dativo. Strutture di Lewis. La risonanza. La carica formale. Il legame chimico secondo la teoria del legame di valenza (VB). Legame sigma e legami pi-greco. Stati di covalenza degli elementi dal II al VII gruppo. La geometria delle molecole e gli orbitali ibridi. Energia e forma degli orbitali ibridi: ibridizzazione sp^3 , sp^2 , sp , sp^3d e sp^3d^2 . Molecole con legami multipli. La risonanza. Il modello VSEPR: modelli strutturali. Molecole tipo AX_2 , AX_3 , AX_4 , AX_5 , AX_6 , AX_2E , AX_2E_2 , AX_2E_3 , AX_3E , AX_3E_2 , AX_4E , AX_4E_2 , AX_5E . Proprietà magnetiche dei materiali. Il legame metallico: reticolo cristallino metallico. Conduttori, semiconduttori e isolanti. Forze intermolecolari: il legame idrogeno, interazioni Van der Waals, forze di London. Lo stato gassoso; variabili di stato. Il modello di gas ideale. Leggi dei gas: legge di Boyle, di Charles, di Gay-Lussac. Principio di Avogadro. Volume molare. L'equazione di stato dei gas perfetti. La legge di Dalton delle pressioni parziali. La frazione molare. Legge di Graham. La teoria cinetica molecolare. Equazione di Maxwell-Boltzmann. Distribuzione delle velocità. Cenni sui gas reali. Liquefazione dei gas: temperatura e pressione critiche. La nomenclatura dei composti inorganici. Nomenclatura dei composti binari: Sali non ossigenati, ossidi e idruri. Nomenclatura dei composti ternari. Acidi ossigenati ed idrossidi. Sali ossigenati, sali acidi e sali basici. Nomenclatura di cationi ed anioni. Scrittura e bilanciamento delle reazioni chimiche. Relazioni ponderali nelle reazioni chimiche. Le reazioni di ossido-riduzione: bilanciamento con il metodo semplice e con il metodo ionico-elettronico. Componente in difetto e reagente limitante. Il rendimento delle reazioni chimiche. Le fasi condensate della materia. I solidi: solidi amorfi e solidi cristallini. Isotropia ed anisotropia. Allotropia, polimorfismo ed isomorfismo. Solidi ionici, covalenti, molecolari e metallici. I liquidi. Distribuzione delle velocità. Tensione superficiale. Termodinamica chimica. Sistemi termodinamici isolati, aperti e chiusi. Funzioni di stato. Grandezze intensive ed estensive. Energia interna, lavoro e calore. I principio della termodinamica. La funzione entalpia. Termochimica: determinazione dei calori di reazione. Reazioni esotermiche ed endotermiche. Equazioni termochimiche: lo stato standard. Entalpie molari standard di reazione e di formazione. La legge di Hess. Equilibrio termodinamico; processi reversibili ed irreversibili. Trasformazioni spontanee. Funzione di stato entropia. Il principio della termodinamica. Entropia e stati microscopici. III principio della termodinamica. Entropia molare standard di formazione e di reazione. Energia libera. Equazione di Gibbs-Helmoltz. Energia libera molare standard di formazione e di reazione. Passaggi e diagrammi di stato: la tensione di vapore e il punto di ebollizione. Equazione di Clausius-Clapeyron. Entalpia nei passaggi di stato. Curve di raffreddamento e di riscaldamento. Diagrammi di stato dei sistemi ad un componente (H_2O , CO_2). Sistemi a due o più componenti: le soluzioni. Soluzioni liquide, solide e gassose. Concentrazione delle soluzioni: percento in peso, frazione molare, molarità. Peso equivalente: acidi e basi, sali, specie ioniche. Concentrazione delle soluzioni. Molalità. Solubilità; soluzioni sature. Entalpia di solubilizzazione. Soluzioni ideali. Meccanismo di solubilizzazione dei solidi ionici e molecolari; entalpia molare di solvatazione. Energia libera ed entropia di solubilizzazione. Solubilità di un gas in un liquido; legge di Henry. Soluzioni liquide; Legge di Raoult. Composizione della fase vapore. Diagrammi di stato dei sistemi a due componenti. Deviazioni positive e negative dalla legge di Raoult. Diagrammi di distillazione; azeotropi. Le proprietà colligative (soluti non elettroliti). Abbassamento della tensione di vapore, innalzamento ebullioscopico ed abbassamento crioscopico. Pressione osmotica. Equilibrio chimico omogeneo. La costante di equilibrio in funzione delle pressioni parziali (K_p) e delle concentrazioni (K_c). La legge dell'azione di massa. Relazioni tra costanti di equilibrio. Relazione tra K_c e K_p . Quoziente di reazione. Il principio di Le Chatelier; aggiunta e sottrazione di reagenti e

prodotti. Variazione della pressione. Derivazione termodinamica della costante di equilibrio. Energia libera e costante di equilibrio. Influenza della temperatura sulla costante di equilibrio. Equazione di Van't Hoff. Reazioni esotermiche ed endotermiche. Equilibrio chimico eterogeneo; formulazione della costante di equilibrio. La dissociazione gassosa. Grado di dissociazione. Costante di equilibrio e grado di dissociazione. Soluzioni di elettroliti. Teoria della dissociazione elettrolitica. Dissociazione e ionizzazione. Elettroliti forti e deboli. Grado di dissociazione. Concentrazione analitica e concentrazione ionica. Proprietà colligative di soluzioni elettrolitiche di elettroliti forti e deboli. Acidi e basi. Acidi e basi secondo Arrhenius. La reazione di neutralizzazione. Limiti della teoria. Acidi e basi secondo Brönsted e Lowry. Le coppie coniugate acido-base. Anfoteri. Reazioni di autoprotolisi. Forza degli acidi e delle basi. Costante di dissociazione di acidi e basi. Fattori strutturali che influenzano la forza di un acido. Acidi e basi poliprotici: acido carbonico e acido fosforico. Autoionizzazione dell'acqua. La costante K_w . Soluzioni acide, neutre e basiche. Il pH: definizione e applicazioni. Relazione tra K_w , pH e temperatura. Calcolo del pH di acidi e basi forti a diversa diluizione. Calcolo del pH di soluzioni di acidi e basi deboli. Calcolo del pH di soluzioni di acidi e basi poliprotici. Idrolisi salina: sali che producono soluzioni neutre, sali che producono soluzioni acide, sali che producono soluzioni basiche. La costante di idrolisi e il calcolo del pH. Sali contenenti cationi debolmente acidi ed anioni debolmente basici. Calcolo del pH. Le soluzioni tampone. Proprietà tamponanti e campo di tamponamento. Effetto tampone in soluzioni concentrate di acidi e basi forti. Equilibri di solubilità. Il prodotto di solubilità dei sali poco solubili. La solubilità. Effetto dello ione a comune sulla solubilità. Reazioni di precipitazione. Previsioni sulla formazione di un precipitato. Il prodotto ionico. Effetto della variazione del pH sulla solubilità di basi poco solubili e sali tipo acido debole-base forte poco solubili.

Modalità d'esame:

Prove di Esame. Sono ammessi alla prova scritta solo gli studenti che avranno effettuato l'iscrizione on-line secondo le modalità riportate in: <http://segreteriavirtuale.univaq.it>. Gli studenti dovranno venire muniti di documento di riconoscimento e potranno utilizzare solo tavola periodica e calcolatrice. Si fa assoluto divieto dell'uso di telefoni cellulari, smartphone, tablet etc., pena l'annullamento della prova. La prova di esame consiste in n°4 esercizi numerici e n° 8 domande teoriche a risposta multipla da completare entro 2h 40min. Per ogni esercizio numerico è prevista una votazione max di 4 punti per un totale di 16 punti. Per ogni domanda teorica sono previsti 2 punti per ogni risposta esatta per un totale di 16 punti. La risposta sbagliata comporta la penalizzazione di 1 punto. Gli studenti che avranno riportato una votazione inferiore a 15 dovranno ripetere la prova. Gli studenti con una votazione compresa tra 15 e 17 (estremi inclusi) dovranno sostenere un colloquio integrativo sull'intero programma del corso. Gli studenti che avranno riportato una votazione uguale o superiore a 18 potranno: (a) accettare tale voto come voto di esame; (b) richiedere un colloquio integrativo sull'intero programma del corso che concorrerà comunque alla definizione del voto finale. L'esame deve essere verbalizzato nella seduta d'orale dell'appello in cui è stata sostenuta la prova scritta. Prove Parziali: Per sostenere le prove parziali di Chimica è obbligatorio prenotarsi con il sistema S3. Gli studenti dovranno venire muniti di documento di riconoscimento e potranno utilizzare solo tavola periodica e calcolatrice. Si fa assoluto divieto dell'uso di telefoni cellulari, smartphone, tablet etc, pena l'annullamento della prova. La singola prova parziale consiste in n°3 esercizi numerici e n° 7 domande teoriche a risposta multipla da completare entro 2h 15min. Per ogni esercizio numerico è prevista una votazione max di 6 punti per un totale di 18 punti. Per ogni domanda teorica sono previsti 2 punti per ogni risposta esatta per un totale di 14 punti. La risposta sbagliata comporta la penalizzazione di 1 punto. Le prove parziali saranno 2. Il voto finale sarà dato dal voto medio delle 2 prove. Gli studenti che avranno riportato una votazione media inferiore a 15 dovranno sostenere la prova di esame. Gli studenti con una votazione compresa tra 15 e 17 (estremi inclusi) dovranno sostenere un colloquio

integrativo sull'intero programma del corso. Gli studenti che avranno riportato una votazione uguale o superiore a 18 potranno: (a) accettare tale voto come voto di esame; (b) richiedere un colloquio integrativo sull'intero programma del corso che concorrà comunque alla definizione del voto finale.

Risultati d'apprendimento previsti:

Si considerano acquisiti i seguenti concetti: - La materia e l'energia: concetti base - Gli atomi, le molecole, e le particelle subatomiche - La struttura elettronica e la periodicità chimica - I legami chimici: legame ionico e legame covalente - Nomenclatura chimica e calcoli chimici; il concetto di mole. Le formule chimiche - Equazioni chimiche e calcoli stechiometrici - Gli stati di aggregazione della materia - I gas e le relative leggi - Lo stato liquido; le soluzioni e le unità di misura delle concentrazioni delle soluzioni - Equilibrio chimico. Acidi basi e sali: il pH

Testi di riferimento:

Teoria: Schiavello Palmisano "Fondamenti di Chimica" EdiSes

oppure Oxtoby "Chimica Moderna" EdiSes

Esercizi: Silvestroni, Rallo "Calcoli Stechiometrici" CEA