

FISICA (LB23)

(Lecce - Università degli Studi)

Insegnamento CHIMICA

GenCod A004602

Docente titolare Antonella CICCARESE

Insegnamento CHIMICA

Anno di corso 2

Insegnamento in inglese CHEMISTRY

Lingua ITALIANO

Settore disciplinare CHIM/03

Percorso PERCORSO COMUNE

Corso di studi di riferimento FISICA

Tipo corso di studi Laurea

Sede Lecce

Crediti 8.0

Periodo Secondo Semestre

Ripartizione oraria Ore Attività frontale: 72.0

Tipo esame Orale

Per immatricolati nel 2016/2017

Valutazione Voto Finale

Erogato nel 2017/2018

Orario dell'insegnamento

<https://easyroom.unisalento.it/Orario>

BREVE DESCRIZIONE DEL CORSO

Il corso si propone di fornire una solida conoscenza dei principi fondamentali della Chimica necessari per la descrizione della struttura della materia (a livello atomico e molecolare), delle proprietà degli elementi e dei loro composti inorganici, e delle trasformazioni della materia, approfondendo aspetti particolari di interesse nello studio delle Scienze Fisiche. I principi generali della Chimica sono sempre accompagnati da esercizi, svolti in modo che lo studente comprenda rapidamente il concetto teorico. Le Esercitazioni consentiranno allo studente di applicare la conoscenza chimica acquisita all'analisi di problemi pratici.

PREREQUISITI

Concetti di base di matematica e fisica previsti per i test di ingresso ai corsi di laurea scientifici.

OBIETTIVI FORMATIVI

Presentazione e obiettivi del corso

Il corso si propone di: **1) Fornire le conoscenze fondamentali della Chimica necessarie per la comprensione delle proprietà e delle trasformazioni macroscopiche della materia in relazione alla struttura dei suoi componenti microscopici (atomi e molecole). Linee essenziali di sistematica chimica, con particolare attenzione agli andamenti di reattività, struttura e proprietà degli elementi e dei loro composti, sono arricchite da descrizioni di loro moderne applicazioni.**
2) Fornire gli strumenti necessari per creare una coscienza chimica, che consenta di adottare strategie efficaci per la risoluzione di problemi emergenti per la conservazione della vita e, quindi, per la salvaguardia dell'ambiente.

Risultati di Apprendimento previsti:

Acquisizione delle conoscenze fondamentali della Chimica;

Comprendere la ragione della classificazione degli elementi nella tavola periodica e la natura delle proprietà periodiche; le proprietà macroscopiche della materia in relazione alla struttura dei suoi componenti microscopici (atomi e molecole);

Acquisire abilità nelle operazioni fondamentali di laboratorio chimico;

Acquisire abilità nel risolvere i problemi chimici, fondamentale per poter fronteggiare le serie sfide scientifiche e tecnologiche del mondo che ci circonda.

METODI DIDATTICI

Modalità didattiche:

Lezioni frontali (6 CFU), con Esercitazioni Numeriche di stechiometria (con richiami o approfondimenti di natura teorica) in aula ed Esercitazioni su operazioni fondamentali nella pratica di Laboratorio (2 CFU). La frequenza delle lezioni non è obbligatoria, ma è vivamente consigliata. Le Esercitazioni sono obbligatorie per almeno i 2/3 della loro durata.

Esercitazioni di Laboratorio :

- 1) Soluzioni e modalità di misura della concentrazione, preparazione di soluzioni a titolo noto, reazioni di precipitazione (di alogenuri di argento), equilibri che coinvolgono ioni complessi.
- 2) Titolazioni acido-base, criteri di scelta dell' indicatore.
- 3) Titolazioni redox

MODALITA' D'ESAME

L'esame di Chimica Generale ed Inorganica consiste in una prova scritta ed una prova finale orale, basate sia sulla risoluzione di esercizi numerici di stechiometria che su domande teoriche. La prova orale è obbligatoria nel caso in cui il voto conseguito nella prova scritta sia inferiore a 18 (minimo 15), facoltativa nel caso sia uguale o superiore a 18.

La votazione finale, ricavata dalla media delle due prove, è espressa in trentesimi, con eventuale lode. Nell'attribuzione del punteggio finale si terrà conto: del livello di conoscenze teoriche acquisite (50%); della capacità di applicare le conoscenze acquisite (30%); dell'autonomia di giudizio (10%); delle abilità comunicative (10%)

Modalità di prenotazione dell'esame

Gli studenti devono prenotarsi sia per la prova scritta che per la prova finale esclusivamente utilizzando le modalità previste dal sistema VOL.

Introduzione: la chimica ed il suo ruolo, il metodo scientifico. Fenomeni fisici e fenomeni chimici. Proprietà estensive ed intensive, Unità fondamentali del SI. Unità derivate. Incertezza nella misura, cifre significative e calcoli con i numeri che derivano da misurazioni. Accuratezza e precisione, errore sperimentale e deviazione standard. Classificazione della materia: Stati di aggregazione della materia e la teoria cinetica molecolare. La materia a livello macroscopico e particellare. Sostanza. Sistemi omogenei ed eterogenei, fasi. Tecniche di separazione. Elementi e composti. Numero atomico, numero di massa, isotopi.

Unità di massa chimica e mole. Nomi e simboli degli elementi. Le formule chimiche: aspetti qualitativi e quantitativi. Molecole discrete ed insiemi continui. Unità formula. Composizione percentuale e formule chimiche: formula minima o empirica, formula bruta o molecolare, formula di struttura, formula sterica. Il sistema periodico degli elementi: lo sviluppo della tavola periodica, le caratteristiche della tavola periodica e gli elementi chimici, allotropia (allotropi dell'ossigeno; allotropi del carbonio).

Numero di ossidazione. La nomenclatura dei composti chimici binari e ternari. Tipi di reazione chimica. Reazioni acido-base. Dissociazione ionica. Reazioni di Precipitazione. Reazioni ossidoriduttive. Bilanciamento delle equazioni chimiche. Rapporti quantitativi, reagente limitante, resa di una reazione.

La Struttura dell'atomo. Dualismo onda-particella. La visione moderna della struttura elettronica: meccanica ondulatoria o quantistica. I numeri quantici e gli orbitali atomici; livelli energetici idrogenoidi. Atomi polielettronici. Nocciolo di un atomo, carica del nocciolo, carica nucleare effettiva. Il principio del riempimento progressivo (Aufbau). Configurazioni elettroniche degli atomi, configurazioni elettroniche degli ioni. Proprietà atomiche ed andamenti periodici: raggi atomici e ionici; energia di ionizzazione ed entalpia di ionizzazione; entalpia di acquisizione elettronica ed affinità elettronica; elettronegatività; polarizzabilità, regole di Fajan. Legame chimico. Strutture di Lewis, carica formale, ibrido di risonanza. Orbitali ibridi. Eccezioni alla regola dell'ottetto: composti elettrone-deficienti; composti ipervalenti; molecole con numero dispari di elettroni. La Teoria VSEPR. Geometrie molecolari. Polarità del legame e polarità della molecola. Proprietà dei legami: ordine di legame; distanza di legame, raggio covalente, raggio di van der Waals; energia di legame. Teoria del legame di valenza. Teoria degli orbitali molecolari LCAO-MO. Molecole biatomiche omonucleari ed eteronucleari. Il legame del CO al centro metallico dell'emoglobina, orbitali HOMO e LUMO. Complessi di coordinazione.

Stato aeriforme. Proprietà generali dello stato aeriforme: pressione, volume, temperatura. Leggi dei gas: legge di Boyle, legge di Charles e Gay-Lussac, seconda legge di Gay-Lussac, legge di Avogadro, equazione di stato dei gas ideali. Scala delle temperature assolute. Miscugli gassosi, pressione parziale e legge di Dalton. Legge di Amagat. Teoria cinetica dei gas. Gas reali, equazione di van der Waals. Fenomeni critici e temperatura critica. Stato critico. Fluidi supercritici. Diffusione ed Effusione gassosa (legge di Graham). Applicazioni delle leggi dei gas nella vita quotidiana: immersioni dei sub in acque profonde; mal di montagna (AMS).

Compressione adiabatica con lavoro svolto dall'esterno sul sistema (gas ideale o gas reale); espansione adiabatica con lavoro svolto dal sistema (gas) contro l'ambiente esterno; espansione adiabatica senza lavoro di gas ideali e di gas reali, temperatura di inversione. Stati condensati e transizioni di fase. Diagrammi di fase.

Definizione di "soluzione ideale". Soluzioni di elettroliti, grado di dissociazione di elettroliti forti in soluzioni non diluite, attività e coefficiente di attività. Attività nei gas, nei liquidi e nei solidi puri. Soluzioni e modalità di misura della concentrazione. Solubilità. Relazione tra solubilità e struttura molecolare del solvente e del soluto. Proprietà colligative delle soluzioni. Coefficiente di van't Hoff di un elettrolita forte, coefficiente di van't Hoff di un elettrolita debole. Legge di Raoult, deviazioni positive e negative. Osmosi, pressione osmotica. Osmosi inversa. Innalzamento ebullioscopico. Abbassamento crioscopico.

Equilibrio chimico. Legge dell'azione di massa. Equazione generale per le costanti di equilibrio, K_c , K_p , K_x , K_n . Costante termodinamica di equilibrio espressa in funzione delle pressioni parziali.

Costante termodinamica di equilibrio espressa in funzione delle concentrazioni. Relazioni tra le costanti di equilibrio. Principio dell'equilibrio mobile e sue applicazioni. Impiego del concetto di attività negli equilibri chimici. Equilibri omogenei. Sintesi dell'ammoniaca (di Haber-Bosch). Equilibri eterogenei: decomposizione termica di CaCO_3 .

Equilibri ionici in soluzione: acidi e basi. Definizioni di acido e base secondo Arrhenius, secondo Brønsted e Lowry, e secondo Lewis. Andamento generale del carattere acido degli ossidi degli elementi della tavola periodica. Forza degli acidi e delle basi. Fattori strutturali che influenzano la forza di un acido. Elettroliti anfoteri. Costante di equilibrio di autodissociazione e prodotto ionico dell'acqua a 25 °C ed a temperature diverse. Grado di dissociazione di elettroliti deboli in soluzioni diluite, legge di diluizione di Ostwald. Grado di acidità di soluzioni acquose. Equilibri di idrolisi.

Soluzioni tampone: requisiti, composizione e tamponi acidi, tamponi basici, calcoli di pH di soluzioni tampone, equazione di Henderson-Hasselbach, condizione di massima efficienza di un tampone, capacità tamponante, intervallo tampone, criteri di scelta di una coppia acido-base per la preparazione di una soluzione tampone ad uno specifico pH, tamponi inorganici e di natura proteica presenti nel sangue. Teoria degli Indicatori. Titolazioni acido-base. Titolazioni redox.

Elementi di Termodinamica chimica. Funzioni di stato. L'Entalpia. Reazioni esotermiche ed endotermiche. Legge di Hess. Entalpia standard di formazione. Processi reversibili e irreversibili. L'Entropia. Energia libera di Helmholtz. Energia libera o funzione di Gibbs. Potenziale chimico. Equilibrio di fasi ed equazione di Clausius e Clapeyron. Criteri di spontaneità di una reazione. L'Energia libera in condizioni standard e la Costante di equilibrio. Le variazioni di Energia libera in condizioni

sperimentali diverse dalle condizioni standard. La dipendenza degli equilibri dalla temperatura. Relazione di van't Hoff.

Equilibri di solubilità. Aspetti energetici del legame ionico: energia reticolare, ciclo di Born-Haber, equazione di Born-Mayer. Effetto ione a comune. Dipendenza della solubilità da equilibri acido-base (influenza del pH sulla solubilità degli idrossidi di metalli poco solubili e precipitazione controllata degli idrossidi; idrossidi anfoteri; influenza del pH sulla solubilità dei solfuri metallici MeS) e di complessamento. Solubilità dei gas nei liquidi: la legge di Henry e le sue applicazioni.

Celle galvaniche (pile), potenziali standard di riduzione, termodinamica della trasformazione di energia chimica in energia elettrica, equazione di Nernst; elettrodo standard ad idrogeno, serie dei potenziali redox standard, semielementi in cui l'elettrodo prende parte all'equilibrio elettrodico, semielementi in cui l'elettrodo non prende parte all'equilibrio elettrodico. Il potenziale di cella (E_{cell}). Previsione che una reazione redox avvenga, in base a dati di potenziale. La pila Daniell. Calcolo del valore della costante di equilibrio di una reazione redox in base a dati di potenziale. Alcuni aspetti pratici dell'elettrochimica: pile primarie e pile secondarie. Elettrolisi. Leggi di Faraday. Ordine di scarica delle specie agli elettrodi. Sovratensione. Elettrolisi di sali fusi, elettrolisi dell'acqua, elettrolisi di soluzioni fortemente acide, elettrolisi di soluzioni fortemente alcaline, elettrolisi di soluzioni neutre, cella a membrana, cella di Down.

Elementi di Cinetica chimica: la velocità di reazione. Influenza della concentrazione. Costante di velocità. Influenza della temperatura sulla velocità delle reazioni, relazione di Arrhenius. Energia di attivazione. Diagramma delle coordinate di reazione. Stato di transizione o complesso attivato. Intermedi di reazione. Catalisi.

Linee essenziali di sistematica chimica.

TESTI DI RIFERIMENTO

Testo in adozione:

CHIMICA, Kotz, Treichel, Townsend, EdiSES

Altri testi consigliati:

CHIMICA GENERALE E INORGANICA, Bertani R., Clemente Dore A., Depaoli G.et al, CEA

CHIMICA, Julia Burdge, CEA

FONDAMENTI DI CHIMICA, Paolo Silvestroni, Ed. Veschi

CHIMICA GENERALE, D. A. McQuarrie et al., ZANICHELLI.

CONOSCERE LA CHIMICA, Zanello P., Gobetto R., Zanoni R., CEA

CHIMICA INORGANICA, P. Atkins, T. Overton, J. Rourke, M. Weller, F. Armstrong, ZANICHELLI.

CHIMICA di BASE, G.Bandoli, A.Dolmella, G Natile, EdiSES

LA CHIMICA DI BASE con esercizi, F. Nobile, P. Mastroilli, CEA

CHIMICA GENERALE E INORGANICA, M.Speranza, M.Casarin, L.Casella, Riccardo D'Agostino, A.Filippi, F.Grandinetti, R.Purrello, Nazzareno Re, M.Speranza. Edi-Ermes.

CHIMICA GENERALE E INORGANICA, Pietro Tagliatesta. Edi-Ermes.

Appunti dalle lezioni

Ulteriori sussidi didattici relativi allo svolgimento di esercizi:

STECIOMETRIA Un avvio allo studio della chimica, I. Bertini, C. Luchinat, F. Mani, CEA