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 Scritto e Orale Congiunti

Per immatricolati nel 2019/2020

Valutazione Voto Finale

Erogato nel 2020/2021

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.

Acquisire abilità comunicative ed espositive attraverso una corretta terminologia.

METODI DIDATTICI	Lezioni frontali (6 CFU), con Esercitazioni Numeriche (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. Il corso di Chimica richiede lo svolgimento di esercizi, problemi e dimostrazioni, pertanto le lezioni si svolgono con l'utilizzo della lavagna in ardesia e della lavagna luminosa, e, per integrazioni multimediali, del videoproiettore. 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	**Modalità di valutazione degli studenti** **L'esame di Chimica consiste in un colloquio orale, in cui si valutano i risultati di apprendimento complessivamente acquisiti dallo studente. La votazione finale 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%).** **A richiesta del docente, gli esami di profitto potranno essere svolti attraverso una prova scritta seguita da un colloquio orale. In tal caso il voto finale sarà dato dalla media delle due prove. La prova orale sarà 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.** **Modalità di prenotazione dell'esame** **Gli studenti devono prenotarsi sia per la eventuale prova scritta che per la prova finale esclusivamente utilizzando le modalità previste dal sistema VOL.**
APPELLI D'ESAME	2 appelli a luglio 2020 (dal 01/7 al 31/7) 06 Luglio 2020 ore 15.30 20 Luglio 2020 ore 15.30 1 appello a settembre 2020 (dal 01/09 al 30/9) 21 Settembre 2020 ore 15.30 Il calendario degli appelli di esame dell'a.a. 2020-2021 sarà pubblicato entro il mese di Agosto 2020.

PROGRAMMA ESTESO

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. Le particelle fondamentali della materia e le quattro forze che regolano le interazioni. Diagramma dell'energia potenziale per l'interazione nucleo-protone. Numero atomico, numero di massa, isotopi ed abbondanza isotopica, abbondanza frazionaria, massa atomica relativa media di elementi presenti in natura sotto forma di miscele isotopiche. Isotoni, isobari. Unità di massa chimica e mole. Materia ed energia,equazione di Einstein,difetto di massa, binding energy, corrispondente energetico di 1 u.m.a. 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. SPETTRI ATOMICI. I PRIMI SVILUPPI DELLA TEORIA QUANTISTICA. Modelli dell'atomo. (Thomson; Rutherford). Natura ondulatoria della luce. Radiazioni elettromagnetiche. Spettri atomici. Spettro di emissione del corpo nero. L'ipotesi rivoluzionaria di Max Planck: la quantizzazione dell'energia. Einstein: la teoria quantistica per spiegare l'effetto fotoelettrico. La luce come fascio di particelle (fotoni). Dualismo onda-particella della luce. Il modello quantico dell'atomo di idrogeno secondo Bohr. Lo spettro dell'atomo H. L'ipotesi ondulatoria di De Broglie. Il principio di indeterminazione di Heisenberg. L'equazione di Schrödinger e la teoria quantistica, orbitali atomici e numeri quantici.

Atomi polielettronici. Configurazioni elettroniche. Legame chimico.Teoria del legame di valenza. Teoria degli orbitali molecolari LCAO-MO. Molecole biatomiche omonucleari ed eteronucleari. Strutture di Lewis, carica formale, ibrido di risonanza. Orbitali ibridi. La Teoria VSEPR. Geometrie molecolari. 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).

Gas reali, equazione di van der Waals. 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 e modalità di misura della concentrazione. Solubilità. Relazione tra solubilità e struttura molecolare del solvente e del soluto. Proprietà colligative delle soluzioni. Legge di Raoult, deviazioni positive e negative. Pressione osmotica. Distillazione frazionata e cristallizzazione frazionata. Azeotropo di massimo, azeotropo di minimo. La legge di Henry. Equilibrio chimico. Legge dell'azione di massa. Equazione genera1e per le costanti di equilibrio, Kc, Kp, Kx, Kn. Relazioni tra le costanti di equilibrio. Principio dell'equilibrio mobile e sue applicazioni. 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 Brönsted 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. Conducibilità elettrica. Costante di equilibrio di autodissociazione e prodotto ionico dell'acqua a 25 °C ed a temperature diverse. 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, struttura dell'emoglobina e modifiche strutturali dell'eme conseguenti al legame con ossigeno. Teoria degli Indicatori. Titolazioni acido-base. Titolazioni redox.

Scopi e metodi della Termodinamica chimica. Stato termodinamico di un sistema (isolato, chiuso, aperto); variabili di stato (estensive ed intensive). Il Lavoro e il Calore, calore specifico, capacità termica molare. Energia interna di un sistema. Il primo principio della Termodinamica. La misura della variazione di energia interna in una trasformazione chimica a volume costante o a pressione costante. Funzioni di stato. L'Entalpia. Reazioni esotermiche ed endotermiche. Legge di Hess. Entalpia standard di formazione. Processi reversibili e irreversibili. L'Entropia ed il secondo principio della termodinamica. Il terzo principio della termodinamica. Variazioni di entropia nei sistemi isolati. 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. Isocora di van't Hoff. Energia libera e potenziale elettrico.

Equilibri di solubilità. 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, 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, semielementi di riferimento: elettrodo standard ad idrogeno, elettrodo al calomelano, elettrodo ad Ag/AgCl. Il potenziale di cella (fem). Previsione che una reazione redox avvenga, in base a dati di potenziale: Metalli nobili in soluzioni diluite di acidi non ossidanti e in acqua regia. La pila Daniell. Calcolo del valore della costante di equilibrio di una reazione redox in base a dati di potenziale. Calcolo del valore delle costanti di equilibrio (Kps) relative agli equilibri di solubilità in base a dati di potenziale. Le pile a concentrazione. Determinazione potenziometrica del pH di una soluzione acquosa mediante elettrodo ad idrogeno. Determinazione del pH mediante elettrodo a vetro, pHmetro. Alcuni aspetti pratici dell'elettrochimica: pile primarie e pile secondarie. Cella a combustibile idrogeno/aria. Elettrolisi. Leggi di Faraday. Ordine di scarica delle specie agli elettrodi. Tipi di sovratensione. Rendimento di corrente e rendimento energetico nell'elettrolisi. 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. Elettrodeposizione di metalli (galvanostegia) e raffinazione elettrolitica. Corrosione dei metalli, corrosione galvanica e formazione della ruggine. Passivazione dei metalli. Anodi sacrificali. Cinetica chimica: la velocità di reazione. Equazioni cinetiche e ordine di reazione. Influenza della concentrazione. Costante di velocità. Tempo di dimezzamento o semitrasformazione. Meccanismi di reazione e processi elementari, molecolarità. Influenza della temperatura sulla velocità delle reazioni, relazione di Arrhenius. La teoria delle collisioni. Energia di attivazione. Teoria dello stato di reazione. Diagramma delle coordinate di reazione. Stato di transizione o complesso attivato. Intermedi di reazione. Catalisi omogenea, eterogenea ed enzimatica.

Radioattività (cenni).
Linee essenziali di sistematica chimica Le nuove frontiere della Chimica Inorganica in campo medico, ambientale ed energetico.

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
FONDAMENTI DI CHIMICA, Paolo Silvestroni, Ed. CEA
CHIMICA, Julia Burdge, CEA

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. Mastrorilli, 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:
STECHIOMETRIA Un avvio allo studio della chimica, I. Bertini, C. Luchinat, F. Mani, CEA