BIOLOGY (LB02)

(Lecce - Università degli Studi)

Teaching GENERAL AND INORGANIC CHEMISTRY

GenCod A002711

Owner professor Antonella CICCARESE

Teaching in italian CHIMICA GENERALE ED INORGANICA

Teaching GENERAL AND INORGANIC CHEMISTRY

SSD code CHIM/03

Reference course BIOLOGY

Course type Laurea

Credits 9.0

Teaching hours Front activity hours: 76.0

For enrolled in 2022/2023

Taught in 2022/2023

Course year 1

Language ITALIAN

Curriculum PERCORSO GENERICO/COMUNE

Location Lecce

Semester First Semester

Exam type Joint Written and Oral

Assessment Final grade

Course timetable https://easyroom.unisalento.it/Orario

BRIEF COURSE DESCRIPTION

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 Biologiche. 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.

REQUIREMENTS

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

COURSE AIMS

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 le basi molecolari per la comprensione dei sistemi biologici.
3) 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.

TEACHING METHODOLOGY

Modalità didattiche:

Lezioni frontali (7 CFU), con Esercitazioni Numeriche (con richiami o approfondimenti di natura teorica) in aula e pratiche di Laboratorio (2 CFU). La frequenza delle lezioni non è obbligatoria, ma è vivamente consigliata. Le Esercitazioni sia numeriche che pratiche di Laboratorio 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.

ASSESSMENT TYPE

Modalità di valutazione degli studenti

Il conseguimento dei crediti attribuiti all'insegnamento è ottenuto mediante 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.

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.

ASSESSMENT SESSIONS

Calendario esami di profitto a.a. 2021/2022
CdS in _Scienze Biologiche
Disciplina: Chimica Generale ed Inorganica

Appello straordinario di Novembre (per f.c. e laureandi) 2021
1. NOVEMBRE 2021, giorno 19 ore 15.00
3 appelli tra Gennaio e Marzo 2022 (dal 24/01/22 al 4/03/22):

1. GENNAIO 2022, giorno 26 ore 15
2. FEBBRAIO 2022, giorno 04 ore 15
3. FEBBRAIO 2022, giorno 17 ore 15

3 appelli tra Giugno e Luglio 2022 (dal 13/06/22 al 29/07/22):

1. GIUGNO 2022, giorno 15 ore 15.30
2. LUGLIO 2022, giorno 01 ore 15.30
3. LUGLIO 2022, giorno 18 ore 15.30

1 appello a settembre 2022:

1. SETTEMBRE 2022, giorno 21 ore 15.30

1 appello riservato a studenti fuori corso e laureandi nei mesi/periodi di Marzo 2022, Maggio 2022, Novembre 2022:

1. MARZO 2022, giorno 17 ore 15.30
2. MAGGIO 2022, giorno 19 ore 15.30
3. NOVEMBRE 2022, giorno 18 ore 15.00

Commissione esame di profitto:

Presidente ANTONELLA CICCARESE
Componenti: FANIZZI FRANCESCO PAOLO, MICHELE BENEDETTI, LUIGI MARTINA, PARIDE PAPADIA.
Supplenti PASQUALE STANO, LUDOVICO VALLI, CHIARA ROBERTA GIRELLI, FEDERICA DE CASTRO, GIOTTA LIVIA

ORARIO RICEVIMENTO:
Dal lunedì al venerdì, previo appuntamento.

FULL SYLLABUS

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. 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.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; affinità elettronica; elettronegatività; polarizzabilità. Legame chimico. Strutture di Lewis, carica formale, ibrido di risonanza. Orbitali ibridi. Eccezioni alla regola dell'ottetto: composti elettron-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. 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. 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. 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. Costante di equilibrio di autodissociazione e prodotto ionico dell'acqua a 25 °C ed a temperature diverse. Grado di dissociazione di elettroliti forti in soluzioni non diluite. 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.

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. Relazione di van't Hoff.

Equilibri di solubilità. 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 (fem). 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. Alcuni aspetti pratici dell'elettrochimica.

Elettrolisi. Leggi di Faraday. Ordine di scarica delle specie agli elettrodi. Tipi di 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.

Radioattività (cenni).

Linee essenziali di sistematica chimica .

REFERENCE TEXT BOOKS

3) 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. CEA
CHIMICA di BASE, G.Bandoli, A.Dolmella, G Natile, EdiSES
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.
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