

CHIMICA GENERALE (MT000003)**1. lingua insegnamento/language**

Italiano.

2. contenuti/course contents

Coordinatore/Coordinator: Prof. ORSINI MONICA

Anno di corso/Year Course: I

Semestre/Semester: 1°

CFU/UFC: 6

Moduli e docenti incaricati /Modules and lecturers:- CHIMICA GENERALE (MT000003) - 6 cfu -
ssd CHEM-03/A Prof. Monica Orsini

3. testi di riferimento/BIBLIOGRAPHY

Lo studente può scegliere un testo di chimica generale di livello universitario.

Testi consigliati:

Atkins P., Jones L., Laverman L. *Principi di Chimica* Zanichelli, Bologna, Quarta edizione, 2018

Tro N.J. *Chimica un approccio molecolare* Edises, Terza Edizione, 2022

Santaniello E., Coletta M., Malatesta F., Zanotti G., Marini S. *Chimica propedeutica alle scienze biomediche* Piccin (Ottobre 2018)

Per approfondimenti:

Stechiometria di Bertini I., Luchinat C., Mani F., Ravera E. ediz. Zanichelli

4. obiettivi formativi/LEARNING OBJECTIVES

Il corso di **Chimica generale** si propone i seguenti obiettivi didattici generali

Conoscenza e capacità di comprensione - (Dublino 1) Il corso si propone di fornire allo studente la conoscenza dei principali concetti della chimica generale per comprendere le basi molecolari delle scienze biochimiche. Il corso introduce lo studente alla conoscenza della struttura, delle proprietà e del comportamento chimico delle principali classi di composti inorganici. Inoltre, si propone di fornire allo studente un'introduzione ai concetti base dei composti organici, dei polimeri e delle principali biomolecole. Il corso permette allo studente di ottenere un solido background per lo studio dei processi biochimici e per affrontare alcuni aspetti fondamentali delle innovative tecnologie biomediche.

Conoscenza e capacità di comprensione applicate - (Dublino 2) Il corso si propone di fornire allo studente le conoscenze di base per poter comprendere alcune metodologie usate comunemente nei laboratori di ricerca che si occupano dello sviluppo di nuove tecnologie biochimiche.

Autonomia di giudizio - (Dublino 3) Il corso si propone di preparare lo studente ad esporre in modo autonomo gli argomenti trattati. Inoltre, permette allo studente di sviluppare una capacità critica di valutazione e di risoluzione delle problematiche chimiche proposte. Queste capacità saranno implementate attraverso lo svolgimento di esercitazioni in aula in cui gli studenti saranno invitati a partecipare attivamente.

Abilità comunicative - (Dublino 4) Il corso preparerà lo studente a saper esporre le conoscenze chimiche acquisite con rigore scientifico e proprietà di linguaggio.

Capacità di apprendere - (Dublino 5) Lo studente sarà stimolato ad ampliare le proprie conoscenze utilizzando testi di approfondimento su tematiche specifiche, anche attraverso risorse online.

5. prerequisiti/prerequisites

È richiesta la formazione scolastica di base e le conoscenze fondamentali di chimica, fisica, e matematica.

6. metodi didattici/TEACHING METHODS

Conoscenza e capacità di comprensione - (Dublino 1): L'insegnamento sarà erogato mediante lezioni frontali con il supporto di slides che permetteranno di trasmettere in modo più immediato allo studente i concetti fondamentali del corso attraverso immagini, schemi e diagrammi.

Conoscenza e capacità di comprensione applicate - (Dublino 2): In aula verranno svolte delle esercitazioni sugli argomenti teorici affrontati durante le lezioni frontali.

Autonomia di giudizio - (Dublino 3): Lo studente raggiungerà un'ampia autonomia di giudizio sugli argomenti del corso attraverso l'interazione durante le lezioni frontali e durante le esercitazioni svolte in aula.

Abilità comunicative - (Dublino 4): Durante le lezioni frontali gli studenti verranno invitati ad interagire con il docente per facilitare la comprensione degli argomenti trattati e implementare l'acquisizione di un linguaggio chimico. Nelle esercitazioni in aula si inviteranno gli studenti a risolvere gli esercizi alla lavagna per stimolare le capacità di esposizione.

Capacità di apprendere - (Dublino 5): Durante il corso saranno svolte delle lezioni specifiche che permetteranno allo studente di acquisire delle conoscenze di base necessarie per affrontare tematiche che poi saranno approfondite e ampliate nei corsi successivi di biochimica e di ingegneria biomedica.

7. altre informazioni/OTHER INFORMATION

Il docente del corso sarà a disposizione per informazioni e chiarimenti sugli argomenti svolti sia a lezione che durante le esercitazioni, concordando un appuntamento tramite posta elettronica.

8. modalità di verifica dell'apprendimento/METHODS FOR VERIFYING LEARNING AND FOR EVALUATION

La verifica dell'apprendimento viene svolta attraverso una prova scritta e una prova orale a richiesta dello studente. La prova scritta prevede lo svolgimento di sei quesiti aperti con esercizi numerici e domande di teoria sugli argomenti svolti durante il corso. Ad ogni quesito svolto correttamente saranno assegnati 5 punti e la prova sarà superata con la votazione minima di 18/30. Sarà possibile richiedere di effettuare una prova orale eventualmente per incrementare la votazione della prova scritta.

9. programma esteso/program

Definizione di sostanza, elementi chimici e loro simboli, numero atomico, numero di massa, isotopi, tavola periodica, composti, molecole e formula chimica.

Unità di massa atomica, peso atomico, peso formula, mole, numero di Avogadro; calcolo della composizione % in peso di un composto, calcolo della formula empirica di un composto. Reazioni chimiche (stechiometria): simbolismo, coefficienti stechiometrici, bilanciamento reazioni semplici, rendimento di reazione, reattivo limitante, analisi indiretta.

Struttura atomica: modello di Bohr e quantizzazione, numeri quantici e livelli energetici; onda stazionaria, dualismo onda-particella per l'elettrone, principio di indeterminazione di Heisenberg, funzioni d'onda, orbitali, probabilità; forma degli orbitali e rappresentazione grafica; energia degli orbitali, configurazione elettronica ed aufbau, proprietà periodiche, dimensioni atomiche, energia di ionizzazione, affinità elettronica, elettronegatività.

Legame chimico: definizione di legame chimico secondo la teoria di Lewis, legame ionico, legame covalente, energia di legame, distanza di legame, ordine di legame; regole per la costruzione della

struttura molecolare (regola dell'ottetto), carica formale, risonanza ed energia di risonanza, eccezioni alla regola dell'ottetto; disposizione spaziale delle molecole, teoria VSEPR; teoria del legame di valenza (VB), legame di tipo σ e di tipo π , orbitali ibridi.

Solidi cristallini e amorfi; solidi metallici, legame metallico, proprietà; solidi ionici, proprietà; solidi molecolari, forze intermolecolari, legame idrogeno; solidi covalenti.

Classificazione e nomenclatura composti inorganici: elementi, ioni monoatomici, ossidi basici, ossidi acidi, idrossidi, idracidi, ossiacidi, sali e reazioni che li formano.

Definizione di pressione, volume e temperatura e loro unità di misura, modello ed equazione del gas perfetto, volume molare, densità assoluta e relativa; miscele gassose, legge di Dalton, pressioni parziali.

Definizione di sistema termodinamico: tipo e stato; variabili termodinamiche; trasformazioni reversibili ed irreversibili; rappresentazione grafica; equilibrio termico; capacità termica e calore specifico.

Primo Principio della Termodinamica: definizione di funzione di stato; Funzione Energia Interna U ; Trasferimenti di energia: calore e lavoro; Lavoro meccanico: espansione di un gas perfetto, lavoro per processi reversibili e irreversibili, rappresentazione grafica. Trasformazioni isocore e isobare. Termochimica: definizione della funzione di stato entalpia H ; l'entalpia dei cambiamenti fisici; Entalpia di una reazione chimica; entalpia molare e stato standard; entalpia molare standard degli elementi. Legge di Hess. Stima dell'energia di legame. Ciclo di Born-Haber.

Secondo Principio della Termodinamica: descrizione qualitativa; definizione di Entropia; aumento dell'entropia. Criterio per spontaneità (interpretazione statistica). Definizione di energia libera G . Terzo principio della termodinamica.

Stato liquido: fattori influenzanti lo stato di aggregazione; tensione di vapore: descrizione qualitativa e dipendenza dalla temperatura (eq. di Clapeyron e sua dimostrazione termodinamica).

Diagrammi di stato per sostanze pure: trasformazioni da uno stato all'altro, punto triplo, punto critico, curva di raffreddamento a pressione costante, misura della varianza. Soluzioni: definizione e tipologia delle soluzioni, legge di Henry, definizione di soluzione liquida ideale; misura della concentrazione: molarità, molalità, frazioni molari, percentuale in peso.

Proprietà delle soluzioni: legge di Raoult per miscele di liquidi completamente miscibili e diagramma di stato T in funzione della concentrazione (calcolo delle quantità relative); proprietà colligative per soluti non volatili elettroliti forti e non elettroliti, pressione osmotica, curva di raffreddamento per soluzioni.

Equilibri chimici: definizione di equilibrio chimico, costante di equilibrio (K_p e K_c), definizione termodinamica dell'equilibrio chimico; quoziente di reazione, significato di K , relazione tra K_p e K_c , principio dell'equilibrio mobile (influenza della pressione e delle concentrazioni), legge di Van't Hoff (dipendenza di K dalla temperatura); equilibri eterogenei. Dissociazioni: dissociazione gassosa, grado di dissociazione, elettroliti deboli in soluzione.

Equilibrio eterogeneo solido-liquido in ambiente acquoso: solubilità di un sale, soluzione satura, composti poco solubili, effetto ione comune.

Acidi e Basi secondo Arrhenius e Brönsted-Lowry; forza degli acidi e delle basi; prodotto ionico dell'acqua; definizione di pH; coppia acido-base coniugata e relazione tra K_a e K_b ; calcolo del pH di una soluzione di un acido forte e di una base forte (anche molto diluite), un acido debole e una base debole. Idrolisi salina: calcolo del pH per sali che producono soluzioni neutre, sali che producono soluzioni acide e sali che producono soluzioni basiche; soluzioni tampone.

Elettronegatività, definizione di numero di ossidazione e regole per la sua determinazione; reazioni di ossido-riduzione e loro bilanciamento.

Elettrochimica: cella galvanica, ponte salino, Equazione di Nernst, calcolo della forza elettromotrice di una pila, elettrodo standard a idrogeno, potenziali standard di riduzione, pile a concentrazione ed altri tipi.

La cinetica chimica: velocità di reazione; la concentrazione e il tempo; le reazioni elementari; la catalisi.

Introduzione alla radioattività e alla chimica nucleare.

Cenni di chimica organica: gli idrocarburi; i gruppi funzionali comuni; stereoisomeria; polimeri; biomolecole: proteine, carboidrati, acidi nucleici e lipidi.