

Allegato A.7 - Programma Corso Zero_Chimica

DENOMINAZIONE DEL CORSO Chimica (CHI21)
<u>Tipologia di corso</u> Corso Zero
<u>Il corso è finalizzato alla:</u> preparazione alla prova di ammissione dei Corsi di Studio a numero programmato che includono Chimica tra le materie oggetto di test
Collegio proponente: Scuola di Medicina e chirurgia
PROGRAMMA di CHIMICA 1. Basi preliminari chimico-fisiche: La Materia: stati di aggregazione, energia, grandezze e proprietà intensive ed estensive. 2. Configurazione elettronica, proprietà periodiche e reattività degli elementi. Struttura dell'atomo: atomo di Bohr, massa e carica delle particelle subatomiche. Numero atomico e numero di massa, peso degli atomi. Legame tra livello micro- e macroscopico: la mole e il numero di Avogadro. Esempi di stechiometria di molecole semplici. Radiazione elettromagnetica, quanti e fotoni. L'elettrone e il principio di indeterminazione di Heisenberg: concetto di orbitale e orbitali atomici. Numeri quantici e livelli energetici, forme degli orbitali s e p; principio di esclusione di Pauli. Struttura elettronica degli elementi: riempimento progressivo degli orbitali, regole dell'Aufbau e regola di Hund. Tavola periodica e proprietà periodiche: energia di ionizzazione, affinità elettronica. Elettronegatività degli elementi. Valenze, reattività e stechiometria di molecole complesse. Forze attrattive e repulsive tra atomi, ioni positivi e negativi. 3. Configurazione elettronica e formazione delle molecole. Formazione di legami chimici, energia di legame, regola dell'ottetto. Legame ionico e struttura a reticolo cristallino. Legame covalente puro, legame covalente polarizzato, momento dipolare e polarità delle molecole. Cenni sul legame dativo e metallico. Teoria degli orbitali molecolari, di legame ed antilegame: energia degli orbitali. Legami multipli. Orbitali sigma e pi-greco. Delocalizzazione degli elettroni pi-greco, risonanza. Principali composti di coordinazione. Legami o ponti a idrogeno e relativa energia. Esempi di ponti-idrogeno in molecole e macromolecole. L'acqua allo stato solido, liquido e gassoso. 4. Energia ed equilibrio chimico. Differenze di energia tra reagenti e prodotti, energia interna, calore e lavoro. Primo principio della termodinamica: calore di reazione, differenze di entalpia, reazioni eso- ed endotermiche, legge di Hess. Secondo principio della termodinamica e spontaneità di una reazione: entropia e differenza di energia libera, e reazioni eso- ed endoergoniche. Equilibrio chimico e definizione di costante di equilibrio. Principio di Le Chatelier e relazione tra costante di equilibrio ed energia libera. Cenni di cinetica chimica: teoria degli urti e complesso attivato; stadio lento e ordine di reazione. Catalisi e velocità di reazione.

5. Soluzioni e reazioni in soluzione: reazioni di acidi e basi. Il pH, acidi forti, deboli, sali acidi e basici e soluzioni-tampone.

Solvatazione dei sali in soluzione acquosa; elettroliti, soluti ionici e non ionici. Solvatazione e solubilità, costante del prodotto di solubilità.

Abbassamento della tensione di vapore. Pressione osmotica, legge di Van't Hoff, pressione osmotica ed elettroliti, osmolarità ed equivalenti. "Tono" di una soluzione.

Definizione di acido e base; auto-ionizzazione e prodotto ionico dell'acqua, il pH. Acidi e basi forti, scala e calcolo del pH, esercizi. Acidi poliprotici: equivalenti e normalità. Cenni su titolazioni acido forte-base forte. Acidi deboli e forza di acido e base coniugata. Sali acidi e basici, costante di dissociazione acida (K_a) e basica (K_b) e calcolo del pH. Soluzioni tampone: equazione di Henderson-Hasselbalch e capacità tamponante.

6. Trasferimento di elettroni, reazioni di ossido-riduzione o redox.

Ossidazione e riduzione come reazioni accoppiate, red-ox; elemento ossidato e ridotto, agente riducente ed ossidante.

Ossidazione e riduzione come: a) perdita o acquisto di elettroni o aumento o diminuzione del numero di ossidazione; b) aggiunta o sottrazione di ossigeno o di idrogeno.

Celle galvaniche e potenziali di cella. Potenziali standard E° e costante di equilibrio, potenziali ed energia libera: equazione di Nernst e potenziali E° .

7. Chimica del Carbonio e molecole organiche: gruppi funzionali e loro reattività.

Orbitali ibridi: ibridazione sp, sp², sp³ e geometria spaziale delle molecole.

Legami tra atomi di carbonio, formule di struttura e isomeri strutturali. Idrocarburi: struttura tridimensionale e reattività di alcani, alcheni, alchini. Cenni sulle regole IUPAC di nomenclatura.

Reazioni di addizione negli alcheni. Idrocarburi aromatici: strutture e risonanza; regola di Hückel. Sostituzione elettrofila. Cenni su composti eterociclici aromatici.

Gruppi funzionali con eteroatomi:

Ammine: struttura, solubilità e reattività; immine.

Alcoli: caratteristiche di alcoli primari, secondari e terziari, eteri.

Aldeidi e chetoni: risonanza e reattività del gruppo carbonilico; attacco nucleofilo al carbonile, Tautomeria chetoenolica. Formazione di emiacetali, emichetali, acetali e chetali.

Acidi carbossilici e reattività del gruppo carbossilico. Cenni sugli acidi grassi. Derivati degli acidi carbossilici: esteri, ammidi, immidi, anidridi, risonanza e reattività. Anidridi miste e fosforiche, ΔG di idrolisi.

Tioli e composti ad alta energia: confronto energetico tra esteri e tioesteri ed esteri.

Chiralità, enantiomeri, serie D,L; diastereoisomeri. Cenni sui carboidrati: monosaccaridi, aldosi e chetosi, proiezioni di Fisher, serie D, epimeri, struttura ciclica e anomeri, reattività, legame glicosidico, disaccaridi, polisaccaridi.

Obiettivi di apprendimento attesi (scegliere le opzioni oggetto d'interesse)

Conoscenze (conoscenza e capacità di comprensione):

Dimostrare conoscenza critica di teorie e principi.

Competenze (autonomia di giudizio, abilità comunicative, capacità di apprendimento):

Apprezzare la rilevanza dell'approccio quantitativo alla chimica

Abilità (capacità di applicare conoscenza e comprensione):

Esaminare criticamente testi e articoli scientifici

Durata del corso:

60 ore
Docente/i del corso
Docente a contratto (da bandire)
Modalità di valutazione:
Alla fine del corso è prevista una simulazione del test (per i corsi di preparazione) o una verifica finalizzata ad accertare l'effettivo raggiungimento degli obiettivi di apprendimento attesi.