UNIVERSITÀ DI PISA

CHIMICA GENERALE ED INORGANICA

DIEGO LA MENDOLA

Anno accademico	2022/23
CdS	FARMACIA
Codice	299CC
CFU	10

Moduli	Settore/i	Tipo	Ore	Docente/i
CHIMICA GENERALE ED INORGANICA	CHIM/03	LEZIONI	85	DIEGO LA MENDOLA

Obiettivi di apprendimento

Conoscenze
Il corso si propone di fornire conoscenze approfondite sulla chimica generale ed inorganica, necessarie per la comprensione della struttura e delle proprietà dei composti chimici inorganici di maggior interesse, nonché dei fenomeni chimici (reazioni chimiche, equilibri chimici, pH, gas, proprietà colligative). Nel corso sono incluse esercitazioni numeriche a completamento e integrazione dei concetti appresi dallo studente nella parte teorica del corso.

Modalità di verifica delle conoscenze
Durante il corso sono previste due prove scritte in itinere per verificare il grado di conoscenza raggiunto dagli studenti. Per accedere alla prova orale è necessario superare le due prove in itinere o una prova scritta sull'intero programma che sarà oggetto di valutazione.

Capacità
Al termine del corso lo studente avrà acquisito le conoscenze di base della chimica generale e inorganica propedeutiche per affrontare lo studio delle altre materie di chimica e le prove di laboratorio.

Modalità di verifica delle capacità
Durante l'anno saranno svolte esercitazioni scritte per verificare il grado di apprendimento raggiunto sui singoli argomenti.

Comportamenti
Lo studente sarà in grado di affrontare problemi di chimica con accuratteza e precisone.

Modalità di verifica dei comportamenti
Durante le esercitazioni saranno valutati il grado di comprensione, accuratezza e precisione degli scritti svolti.

Prerequisiti (conoscenze iniziali)
Non vi sono specifiche propedeuticità consigliate.

Indicazioni metodologiche
Le lezioni frontali verranno svolte con l'ausilio di slide. Le slide di tutte le lezioni saranno messe a disposizione degli studenti.

Programma (contenuti dell'insegnamento)
La Chimica e l’evoluzione. Le leggi fondamentali della chimica. Conservazione della massa e rapporti ponderali nelle reazioni chimiche. Classificazione della materia: elementi, sostanze pure, atomi, molecole, ioni, composti. Teoria atomica di Dalton. Principio di Avogadro e concetto di mole. La composizione percentuale di una sostanza. La formula minima. La formula molecolare. Percentuale degli elementi presenti nei composti. Equazioni chimiche. Bilanciamento delle equazioni chimiche. Numero di ossidazione. Equazioni di ossidoriduzione. Calcoli stechiometrici.

Il modello nucleare dell’atomo. Particelle subatomiche. Numero atomico e di massa, gli isotopi, l’unità di massa atomica, pesi atomici e molecolari. La chimica nucleare.
La teoria atomica ed il mondo quantico – Determinazione della massa e carica dell’elettrone. Le caratteristiche della radiazione elettromagnetica. La teoria quantistica di Planck ed effetto fotoelettrico. Gli spettri atomici. Il modello atomico di Bohr per l’atomo di idrogeno.

Principi di meccanica quantistica: natura ondulatoria dell'elettrone, ipotesi di De Broglie. Principio di indeterminazione di Heisenberg e l'equazione di Schrodinger. Numeri quantici, livelli energetici e orbitali atomici. Lo spin dell'elettrone.
Riempimento degli orbitali. Principio di esclusione di Pauli. Principio di Aufbau. Orbitali degeneri; regola di Hund. Energie relative degli orbitali. Struttura elettronica degli atomi.

La struttura elettronica e la tavola periodica. Gli elementi rappresentativi. Gli elementi di transizione. Variazioni delle proprietà chimico fisiche lungo i periodi e lungo i gruppi: dimensioni atomiche, energia di ionizzazione e affinità elettroniche. Le proprietà generali degli elementi.

Concetto generale di legame chimico. Energia di legame. Teoria di Lewis del legame; regola dell'ottetto. Rappresentazione delle strutture delle molecole mediante la simbologia di Lewis.

Legame ionico. Energia reticolare. Geometria e tipi di reticoli ionici. Fattori che favoriscono la formazione del legame ionico. Proprietà generali dei composti ionici.
Legame covalente. Completamento dell'ottetto; doppietti di legame e doppietti liberi; covalenza comune e carica formale. Legami multipli. Ordine di legame. Polarità del legame. Elettronegatività. Calcolo del numero di ossidazione; carica parziale effettiva. Raggio covalente. Angolo di legame. Angolo di legame e polarità della molecola.
Eccezioni alla regola dell'ottetto. Atomi legati con meno di otto elettroni; elementi del secondo e terzo gruppo. Espansione dell'ottetto. Radicali liberi. Diamagnetismo e paramagnetismo. Costruzione di strutture di Lewis a partire da formule molecolari.
Ibridi di risonanza; strutture di risonanza.

Forma e geometria delle molecole. Teoria VSEPR. Numero sterico. Determinazione della forma dal numero sterico. Isomeria e geometrie molecolari. Forma molecolare e momento dipolare della molecola.

Teoria del legame di valenza. Orbitali ibridi sp, sp2, sp3, sp3d, sp3d2. Legami sigma e legami pi greco. Teoria degli orbitali molecolari. Molecole biatomiche omo- ed eteronucleari. La molecola di ossigeno.

Il legame metallico. La teoria delle bande di orbitali molecolari. Le proprietà dei metalli.

Gli stati di aggregazione della materia: interazioni intramolecolari e intermolecolari. Interazioni dipolari, legame ad idrogeno, forze di Van der Waals. Lo stato solido. Strutture cristalline e amorfe. I materiali inorganici. Lo stato liquido.

Lo stato gassoso. Concetto di pressione e temperatura. Leggi empiriche dei gas: legge di Boyle; legge di Charles; legge di Guy-Lussac. L'equazione di stato del gas ideale. Applicazioni delle leggi dei gas. Densità dei gas e relazione con il peso molecolare del gas. Miscele di gas e legge di Dalton: definizione di pressioni parziali e frazione molare. La legge di Graham. Solubilità di un gas in un liquido e dipendenza della solubilità dalla pressione e dalla temperatura. La teoria cinetica dei gas.

Termodinamica e termochimica – Sistemi e ambiente. Sistemi aperti, chiusi, isolati. Lavoro, Energia e calore. Scambi di energia. Funzioni di sato. Il primo principio della termodinamica. Entalpia. Reazioni esotermiche ed endotermiche. La legge di Hess. Il secondo ed il terzo principio della termodinamica. L'entropia. Energia libera di Gibbs e spontaneità di una reazione: previsione della spontaneità di un processo attraverso il calcolo della variazione di energia libera.

Cinetica Chimica – Concetto di Velocità di una reazione e ordine di reazione. Dipendenza della velocità di reazione dalla natura dei reagenti, dalla concentrazione, dalla temperatura. Equazione di Arrhenius e concetto di energia di attivazione. La catalisi.

L'equilibrio chimico. Natura dinamica dell'equilibrio. Legge di azione di massa. Quoziente di reazione. Costante di equilibrio Kp e Kc. Dipendenza del valore della costante di equilibrio dalla temperatura, equazione di van't Hoff. Equilibri in fase gassosa, equilibri eterogenei. Fattori che influenzano l'equilibrio; il principio di Le Chatelier.

Equilibri di fase. Cambiamenti di stato di aggregazione (fusione e solidificazione; ebollizione e liquefazione; sublimazione e brinamento). Diagrammi di stato.

Le soluzioni. Concentrazione di una soluzione. La legge di Raoult. Deviazioni dalla legge di Raoult. Proprietà colligative. Abbassamento della tensione di vapore. Innalzamento ebullioscopico e abbassamento crioscopico. Pressione osmotica. Effetto della dissociazione dei soluti sulle proprietà colligative. Calcolo del peso molecolare mediante le proprietà colligative. Dispersioni colloidali; colloidi liofili e liofobi.

Equilibri in soluzione. Soluzioni acquose e elettroliti. L'equilibrio di dissociazione
dell'acqua. Gli acidi e le basi: definizioni di Arrehnius, di Bronsted-Lowry e di Lewis. Acidi e basi forti e deboli. Relazione tra forza di un acido e di una base e sua struttura molecolare. Reazioni di neutralizzazione acido-base. La scala del pH. Calcolo del pH. Il pH di soluzioni saline. Le soluzioni tampone. Le titolazioni acido base. Gli indicatori acido base. Acidi e basi poliprotici.

Equilibri di solubilità – Sali poco solubili e equilibri eterogenei. Definizione di solubilità e prodotto di solubilità (Kps). Fattori che influenzano la solubilità. L'effetto dello ione comune. Prevedere la precipitazione. La precipitazione selettiva. La disssoluzione dei precipitati. La formazione di ioni complessi.

Elettrochimica - Convenzione sulle semireazioni redox. Lavoro elettrico e celle galvaniche. Elettrodo standard a idrogeno. Scala dei potenziali standard di riduzione. Equazione di Nernst. Pile a concentrazione. Elettrolisi. Leggi di Faraday. Celle elettrolitiche. Elettrolisi dell'acqua.

Chimica Inorganica: posizione nella Tavola Periodica, configurazione elettronica, principali stati di ossidazione, proprietà acido-base e redox di: H, Li, Na, K, Be, Mg, Ca, Ba, B, Al, C, Si, Sn, Pb, N, P, As, Sb, Bi, O, S, F, Cl, Br, I.

UNIVERSITÀ DI PISA

Bibliografia e materiale didattico

Peter Atkins, Loretta Jones, Leroy Laverman: Principi di Chimica, quarta edizione italiana, Zanichelli.
Giannoccaro-Doronzo: Elementi di Stechiometria, Edises Editore

Indicazioni per non frequentanti

La frequenza è obbligatoria come da regolamento didattico.

Modalità d'esame

Prova scritta e orale.
La prova scritta consiste in più esercizi e problemi da risolvere.
La prova orale si svolge solo se è stata superata la prova scritta e consiste in un colloquio che può prevedere lo svolgimento di esercizi davanti al docente.

Ultimo aggiornamento 24/08/2022 10:55