



UNIVERSITÀ DI PISA

CHIMICA GENERALE

DIEGO LA MENDOLA

Anno accademico 2019/20
CdS SCIENZE NATURALI ED AMBIENTALI
Codice 263CC
CFU 6

Moduli	Settore/i	Tipo	Ore	Docente/i
CHIMICA GENERALE	CHIM/03	LEZIONI	48	DIEGO LA MENDOLA

Obiettivi di apprendimento

Conoscenze

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

Modalità di verifica delle conoscenze

La verifica delle conoscenze sarà oggetto della valutazione dell'elaborato scritto previsto all'inizio di ogni sessione d'esame.

Capacità

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

Modalità di verifica delle capacità

Durante il corso saranno svolte brevi esercitazioni scritte per verificare il grado di apprendimento raggiunto sui singoli argomenti.

Comportamenti

Lo studente sarà in grado di affrontare problemi di chimica con accuratezza e precisione.

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 slides. Le slides di tutte le lezioni saranno messe a disposizione degli studenti. Durante il corso verranno proposti agli studenti esercizi sugli argomenti oggetto delle lezioni teoriche. Tali esercizi verranno svolti sotto la guida del docente con la partecipazione degli studenti. Inoltre, per favorire e supportare lo studente nella preparazione all'esame, verranno proposte simulazioni di esame da svolgere in aula.

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. Il modello nucleare dell'atomo. Particelle subatomiche. Numero atomico e di massa, gli isotopi, l'unità di massa atomica, pesi atomici e molecolari. La composizione percentuale di una sostanza. La formula minima. La formula molecolare. Percentuale degli elementi presenti nei composti. Nomenclatura Chimica.



UNIVERSITÀ DI PISA

Equazioni chimiche. Bilanciamento delle equazioni chimiche. Numero di ossidazione. Equazioni di ossidoriduzione. Calcoli stechiometrici.

La teoria atomica e la meccanica quantistica – 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. Il dualismo onda-particella della materia. La funzione d'onda e la sua interpretazione. 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. 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. Proprietà generali dei composti ionici.

Legame covalente. Regola 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. Costruzione di strutture di Lewis a partire da formule molecolari. Ibridi di risonanza; strutture di risonanza.

Forma e geometria delle molecole. Teoria VSEPR.

Teoria del legame di valenza. Orbitali ibridi sp, sp², sp³. Legami sigma e legami pi greco. Cenni alla Teoria degli orbitali molecolari. Il legame metallico.

Gli stati di aggregazione della materia: interazioni intramolecolari e intermolecolari. Interazioni dipolari, legame ad idrogeno, forze di Van der Waals.

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. Miscele di gas e legge di Dalton: definizione di pressioni parziali e frazione molare.

Termodinamica e termochimica – Sistema e ambiente. 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. Cinetica Chimica – Concetto di Velocità di una reazione e ordine di reazione. Equazione di Arrhenius e concetto di energia di attivazione.

L'equilibrio chimico. Natura dinamica dell'equilibrio. Legge di azione di massa. Equilibri in fase gassosa, equilibri eterogenei. Fattori che influenzano l'equilibrio: il principio di Le Chatelier.

Le soluzioni. Concentrazione di una soluzione. La legge di Raoult. Le proprietà colligative: abbassamento della tensione di vapore; innalzamento ebullioscopico e abbassamento crioscopico; pressione osmotica. Effetto della dissociazione dei soluti sulle proprietà colligative.

Equilibri in soluzione. Soluzioni acquose e elettroliti. L'equilibrio di dissociazione dell'acqua. Gli acidi e le basi: definizioni di Arrhenius, 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 (K_{ps}). Fattori che influenzano la solubilità. L'effetto dello ione comune. Prevedere la precipitazione. La precipitazione selettiva.

Elettrochimica - Convenzione sulle semireazioni redox. Lavoro elettrico e celle galvaniche. Elettrodo standard a idrogeno. Scala dei potenziali standard di riduzione. Equazione di Nernst.

Bibliografia e materiale didattico

Teoria

-Bandoli, A. Dolmella, G. Natile: Chimica di Base, Edises Editore

-Peter Atkins, Loretta Jones, Leroy Laverman: Fondamenti di Chimica, quarta edizione italiana, Zanichelli.

Modalità d'esame

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 16/06/2020 16:41