UNIVERSITÀ DI PISA

CHIMICA GENERALE

CHRISTIAN SILVIO POMELLI

Anno accademico	2022/23
CdS	CHIMICA E TECNOLOGIA FARMACEUTICHE
Codice	016CC
CFU	12

Moduli	Settore/i	Tipo	Ore	Docente/i
CHIMICA GENERALE	CHIM/03	LEZIONI	114	GABRIELLA MARIA PIA ORTORE CHRISTIAN SILVIO POMELLI

Obiettivi di apprendimento

Conoscenze
Conoscenze propedeutiche di base di chimica:

- struttura dell'atomo e delle molecole
- reazioni chimiche e rapporti quantitativi
- stati della materia
- reazioni chimiche ed energia

Modalità di verifica delle conoscenze
Colloqui con gli studenti durante le esercitazioni e il ricevimento

Capacità
Lo studente acquisirà gli strumenti che gli permetteranno di seguire con profitto gli insegnamenti di chimica organica, chimica farmaceutica ed, in generale, i corsi avanzati con contenuti di chimica.

Modalità di verifica delle capacità
Durante le esercitazioni ed i ricevimenti gli studenti sarranno invitati a risolvere problemi ed esercizi mirati a valutare il loro grado di apprendimento.

Comportamenti
Lo studente acquisirà capacità di utilizzare le conoscenze di base (leggi, formule, principi) per risolvere problemi complessi.

Modalità di verifica dei comportamenti
Durante le esercitazioni ed i ricevimenti gli studenti sarranno invitati a risolvere problemi ed esercizi mirati a valutare il loro grado di apprendimento.

Prerequisiti (conoscenze iniziali)

Conoscenze elementari sulla struttura della materia. Conoscenze elementari sul concetto di mole e sui rapporti quantitativi di una reazione chimica. Conoscenza delle unità di misura più importanti.
Notazione scientifica dei numeri. Logartimi naturali e decimali. Principali manipolazioni dei logartimi (cambio base, logaritmo del prodotto e del quoziente). Uso di una calcolatrice scientifica. Nozioni base di analisi matematica (semplici derivate ed integrali) che nel caso saranno affinate nel corso di matematica.
Le parti del programma sottolineate dovrebbero essere già familiari allo studente dalle scuole superiori. Qualora non lo fossero lo studente è invitato a seguire gli incontri di tutorato.

Indicazioni metodologiche

Lezioni frontali con l'utilizzo di slide a disposizione degli studenti.
Esercitazioni con lo svolgimento di esercizi alla lavagna da parte del docente o da parte degli studenti.
I docenti organizzeranno alcuni incontri informali e facoltativi per favorire la formazione di gruppi di studio.

Programma (contenuti dell'insegnamento)

Il metodo scientifico. L'inizio della chimica come scienza moderna. Le leggi fondamentali della chimica. Conservazione della massa e rapporti ponderali nelle reazioni chimiche. Rapporti volumetrici tra reagenti gassosi in una reazione chimica. Teoria atomica di Dalton. Principio di Avogadro. Gli atomi e le molecole. La massa atomica e la massa molecolare. La mole. La composizione percentuale di una sostanza. La formula minima. La formula molecolare.
La natura elettrica della materia. Numero di ossidazione. Reazioni che mettono in gioco variazioni di numero di ossidazione delle specie implicate (reazioni redox). Bilanciamento di reazioni in genere. Calcoli stechiometrici.
Proprietà degli elementi. La tavola periodica. Gli elementi rappresentativi. Gli elementi di transizione. La serie dei lantanidi. Metalli e non metalli. Variazioni delle proprietà chimico fisiche lungo i periodi e lungo i gruppi: dimensioni atomiche, energia di ionizzazione e affinità elettroniche; proprietà chimiche di ossidi ed idruri.
Natura elettrica dell'atomo. Leggi di Faraday. Esperimenti con i tubi di scarica, determinazione del rapporto carica/massa dell'elettrone. Esperimento di Millikan; carica dell'elettrone. Esperimento di Rutherford. Modello atomico di Rutherford. Struttura del nucleo. Numero atomico e numero di massa; isotopi. Radioattività.
Struttura elettronica dell'atomo. Natura ondulatoria e corpuscolare della luce. Teoria quantistica di Planck. Effetto fotoelettrico. Spettri di emissione e assorbimento. Spettro dell'atomo di idrogeno. Teoria di Bohr per l'atomo di idrogeno; spiegazione dello spettro dell'idrogeno. Natura ondulatoria dell'elettrone. Ipotesi di De Broglie. Equazione di Shrodinger. Numero quantico principale, secondario e magnetico. Livelli energetici. Principio di indeterminazione di Heisenberg. Distribuzione di probabilità. Definizione di orbitale; orbitali s, p, d ed f. Distribuzione di probabilità radiale. Riempimento degli orbitali. Principio di esclusione di Pauli. Numero quantico di spin. Principio di Aufbau. Orbitali degeneri; regola di Hund. Energie relative degli orbitali. Struttura elettronica degli atomi. Spiegazione delle proprietà chimico fisiche degli elementi mediante la struttura elettronica. Elettroni del guscio di valenza; carica efficace del nucleo. Legame chimico. Proprietà macroscopiche e struttura dei composti.
Teoria di Lewis del legame; regola dell'ottetto. Rappresentazione delle strutture delle molecole mediante la simbologia di Lewis.
Legame ionico. Energetica della formazione del legarne ionico; energia di reticolo. Fattori che favoriscono la formazione del legame ionico.
Legame covalente. Completamento dell'ottetto; doppietti di legame e doppietti liberi; covalenza comune e carica formale. Legami multipli; ordine di legame. Polarità dei legame; elettronegatività; calcolo del numero di ossidazione; carica parziale effettiva. Differenza di elettronegatività e carattere ionico del legame. Proprietà dei legami covalenti; lunghezza di legame ed energia di legame. Determinazione del 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. Radicali liberi; proprietà dei radicali liberi; diamagnetismo e paramagnetismo; ferromagnetismo. L'ossigeno molecolare. Espansione dell'ottetto; utilizzo degli orbitali d per gli elementi dal terzo periodo in poi. Ioni dei metalli di transizione. Ioni di elementi rappresentativi ad elevato numero atomico. Composti dei gas nobili. Formazione di legami multipli negli elementi che espandono l'ottetto; differenze tra elementi del secondo periodo ed elementi dei periodi successivi.
Costruzione di strutture di Lewis a partire da formule molecolari.
Ibridi di risonanza; strutture di risonanza. Valutazione della stabilità relativa delle strutture di risonanza.
Forma e geometria delle molecole. Forme possibili 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; legami pigreco estesi. Energia di legame e sovrapposizione di orbitali atomici.
Teoria degli orbitali molecolari. Molecole biatomiche omo- ed eteronucleari.
Il legame metallico. Il modello del mare di elettroni. La teoria delle bande di orbitali molecolari.
Gli stati di aggregazione della materia: interazioni intramolecolari e intermolecolari. Interazioni dipolari, legame ad idrogeno, forze di Van der Waals. Liquidi, solidi e transizioni di fase.
Lo stato gassoso. Le leggi dei gas. La pressione. La temperatura. Relazione tra pressione e volume di un gas a temperatura costante. Relazione tra temperatura e volume di un gas a pressione costante. L'equazione di stato dei gas ideali. Discussione sulle unità di misura usate e sul valore della costante universale R.
La teoria cinetica dei gas; relazione tra energia cinetica media delle particelle che compongono il sistema e temperatura del sistema. Grafico della distribuzione dell'energia molecolare.
Gas ideali e gas reali. Interpretazione microscopica dei comportamento reale. L'equazione di Van der Waals ed i parametri empirici in essa contenuti. L'espansione di un gas e il suo raffreddamento. La condensazione di un gas.
Termodinamica. Energia e scambi di energia. Sistemi e ambiente. Sistemi aperti, chiusi, isolati. Funzioni di stato. Il primo principio della termodinamica o principio di conservazione dell'energia: l'energia funzione di stato. Misura della variazione di energia di un sistema durante un processo.
La funzione di stato entalpia. Misura della variazione di entalpia di un sistema durante un processo. Definizione di variazione di entalpia (o di energia) standard. Convenzioni usate. Entalpia standard di formazione di una specie chimica. Entalpia di legame. Ricavo di entalpie di legame da cicli termodinamici. Reazioni esotermiche e reazioni endotermiche. Previsione della spontaneità di un processo. Flussi di materia e flussi di calore: considerazioni sui dati sperimentali.
Cinetica chimica. I fattori che influenzano la velocità di una reazione. Espressione della velocità di reazione. Ordine di reazione. Equazione di Arrhenius: energia di attivazione. Teoria degli urti, stato attivato. Meccanismi di reazione. 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. Gli stati di aggregazione della materia. Lo stato liquido e lo stato solido.
Diagrammi di stato di sostanze pure (in particolare di H2O e CO2). Passaggi di stato. Fusione (e solidificazione) , ebollizione (e liquefazione) e sublimazione (e brinamento).
Le soluzioni. Le soluzioni ideali. La legge di Raoult. Deviazioni dalla legge di Raoult. Proprietà colligative delle soluzioni. Determinazione di masse molecolari con metodi crioscopici o ebullioscopici. Pressione osmotica. Determinazioni di masse molecolari da misure di pressione osmotica. Definizione di solubilità. Fattori che influenzano la solubilità. La legge di Henry.
Equilibri in soluzione. Soluzioni acquose e elettroliti. L'equilibrio di dissociazione dell'acqua. Elettroliti forti e deboli. Sali poco solubili e equilibri eterogenei implicati. Solubilità di un sale poco solubile in presenza di un sale avente uno ione in comune. Equilibri multipli: cenni sulla loro trattazione. Concetto di ioni complessi. Concetto di K instabilità (Kinst).
Gli acidi e le basi: definizioni di Arrehnius, di Bronsted-Lowry e di Lewis. Acidi e basi coniugati. Acidi e basi forti e deboli. Reazioni di neutralizzazione acido-base. La concentrazione degli ioni H+ in soluzione acquosa e il pH. Calcolo del pH in varie soluzioni. Sali che danno idrolisi e il pH delle loro soluzioni . Le soluzioni tampone. Le titolazioni acido base. Curve di titolazione. Gli indicatori acido base e le loro caratteristiche. Acidi e basi poliprotici.
Termodinamica: entropia ed energia libera. Previsione della spontaneità di un processo. Flussi di materia e flussi di calore: considerazioni sui dati sperimentali.
Reazioni redox e elettrochimica. L'equazione di Nerst. Condizioni standard. ?E°, ?G° e costante di equilibrio. Lavoro elettrico. Elettrodo standard a idrogeno. Scala dei potenziali di riduzione standard. Celle galvaniche. Pile a concentrazione. Elettrolisi. Leggi di Faraday. Celle elettrolitiche. Elettrolisi dell'acqua. Elettrolisi di soluzioni acquose di NaCl. Elettrolisi di sali fusi.
Proprietà chimiche dei composti più semplici. Idruri, ossidi, ossiacidi, alogenuri.
Stechiometria e calcoli numerici. (36 ore di esercitazioni).
Unità di misura. Misure e precisione sperimentale. Errori e cifre significative
Atomi e molecole. Atomi e massa atomica. Molecole e massa molecolare. La mole. Simboli e formule. Formule minime e formule molecolari. Percentuale degli elementi presenti nei composti
Equazioni chimiche. Bilanciamento delle equazioni chimiche. Equazioni non di ossido-riduzione. Equazioni di ossidoriduzione (redox). Numero di ossidazione. Vari metodi di bilanciamento delle redox Calcoli stechiometrici. Reazioni ponderali tra reagenti e prodotti. Calcoli sulle quantità delle sostanze che reagiscono nei processi chimici. Il concetto di equivalente sia in reazioni acido-base che in reazioni redox. Il reagente limitante. Processi non quantitativi e rese.
Sistemi gassosi. Leggi dei gas. Equazione di stato dei gas. Miscele di gas: pressioni parziali, volumi parziali, frazione molare. Reazioni con gas. Densità Gas. Densità sperimentale e teorica, ed applicazione a calcoli stechiometrici.
Soluzioni. Definizione di soluzione. Concentrazione delle soluzioni. Molarità, Normalità, Molalità, Percentuale in peso. Miscelazione e diluizione delle soluzioni. Reazioni in soluzione
Proprietà colligative. Abbassamento della tensione di vapore. Innalzamento ebulloscopico e abbassamento crioscopico. Pressione osmotica. Effetto della dissociazione dei soluti sulle proprietà colligative. Calcolo del peso molecolare mediante le proprietà colligative.
Termochimica. Applicazione della legge di Hess, calcolo di ?E e ?U.
Equilibri. Concetto di equilibrio chimico e legge di azione di massa. Keq: definizione e modi per esprimerla (Kc, Kp, Kx, Kn). Calcoli con Keq (concetto di approssimazione). Grado di dissociazione a: concetto e sua applicazione a reazioni di equilibrio in fase gassosa.
Acidi, Basi e pH . Costante di autoprotonazione dell'acqua (Kw). pH di soluzioni acquose di acidi e basi forti. pH di soluzioni di acidi e basi deboli: concetto ed applicazione a calcoli stechiometrici. Grado di dissociazione (?) di acidi e basi deboli. pH di soluzioni di sali, idrolisi acida e basica.. Soluzioni tampone.
Titolazioni acido base: titolazione di acido forte con base forte, base debole con acido forte, acido debole con base forte. Indicatori acido-base. Solubilità. Calcolo di solubilità e del KPS di sali poco solubili.
Elettrochimica. Elettrolisi: determinazione quali e quantitative dei processi che avvengono agli elettrodi. Celle galvaniche: determinazione della forza elettromotrice e dell'energia prodotta. Equilibri di ossidoriduzione.

Bibliografia e materiale didattico

Silberberg, Chimica, McGraw-Hill.
Kotz e Treichel, Chimica, EdiSES.
Giomini, Balestrieri, Giustini, Fondamenti di Stechiometria, Edises
Nobile e Mastrorilli, Esercizi di Chimica (vol.1 e Vol. 2), Casa Editrice Ambrosiana.
Goldberg Schaum's 3000 solved problems in Chemistry, McGraw-Hill (in lingua inglese)
Indicazioni per la consultazione di altri testi verranno forniti durante il corso.
Testi di esercizi proposti durante le esercitazioni.
Testi delle prove di esame con la soluzione.
Copia delle slide utilizzate durante le lezioni.

Indicazioni per non frequentanti

L'insegnamento prevede l'obbligo di frequenza. Nel caso di studenti esonerati dall'obbligo di frequenza (lavoratori, etc.) si valuterà ogni caso separatamente.

Modalità d'esame

L'esame consiste in una prova scritta, della durata di 2 o 2,5 ore, con 8-10 esercizi sia numerici che con domande a risposta aperta e/o chiusa. Due prove in itinere (una all'inizio della sessione di gennaio, la seconda all'inizio della sessione di giugno), della durata di 1,5 o 2 ore con 6-8 esercizi che permettono il superamento dell'esame scritto.
Il superamento della prova dipende, oltre che dall'ottenere un punteggio sufficiente, anche dal corretto svolgimento di alcuni esercizi obbligatori che saranno eventualmente segnalati sul testo della prova, e da un breve colloquio relativo all'andamento della prova scritta.