



UNIVERSITÀ DI PISA

CHIMICA GENERALE E CHIMICA FISICA

CHRISTIAN SILVIO POMELLI

Academic year **2023/24**
Course **CHIMICA E TECNOLOGIA
FARMACEUTICHE**
Code **405CC**
Credits **15**

Modules	Area	Type	Hours	Teacher(s)
CHIMICA GENERALE I	CHIM/03	LEZIONI	52	GABRIELLA MARIA PIA ORTORE
CHIMICA GENERALE II E CHIMICA FISICA	CHIM/03	LEZIONI	83	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 saranno invitati a risolvere problemi ed esercizi mirati a valutare il loro grado di apprendimento.

Comportamenti

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 saranno invitati a risolvere problemi ed esercizi mirati a valutare il loro grado di apprendimento.

Prerequisiti (conoscenze iniziali)



UNIVERSITÀ DI PISA

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. Logaritmi naturali e decimali. Principali manipolazioni dei logaritmi (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.

Programma (contenuti dell'insegnamento)

Il corso si propone di fornire i concetti fondamentali della chimica, che includono la stechiometria, le proprietà dei gas, liquidi e solidi, le soluzioni, l'equilibrio chimico, la struttura atomica e molecolare, introducendo lo studente alla razionalizzazione e comprensione delle attività di analisi e riconoscimento dei composti previste nei successivi anni del corso di studio. Il corso si propone inoltre di fornire una solida preparazione in termodinamica e cinetica chimica e una introduzione alla teoria degli orbitali molecolari e alla chimica dei composti di coordinazione. Obiettivo del corso è quello di raggiungere una adeguata comprensione e competenza da parte degli studenti nel trattare argomenti di carattere chimico. Particolare attenzione verrà posta sia agli aspetti sperimentali che alla formulazione matematica dei principi e ai calcoli numerici.

PROGRAMMA

Chimica Generale I

Principi generali: elementi, molecole, composti, miscele. Trasformazioni chimiche e fisiche. Reversibilità ed irreversibilità. Stati di aggregazione. Principi del metodo scientifico. Metodo deduttivo. Ipotesi e loro verifica sperimentale. Sistema internazionale di unità di misura: unità fondamentali multipli e sottomultipli.

Scale di temperatura e temperatura assoluta. Cifre significative e loro gestione in addizioni e moltiplicazioni. Arrotondamenti. Precisione ed accuratezza. Errori casuali ed errori sistematici.

Teoria atomica. Evidenze macroscopiche dell'esistenza degli atomi: legge delle proporzioni definite e delle proporzioni multiple. Legge di conservazione della massa. Teoria atomica di Dalton. Esperimenti di Crookes, Thomson e Millikan. L'elettrone e il suo rapporto massa/carica. Radioattività. Raggi alfa, beta e gamma. Raggi anodici e scoperta del protone. Atomo second Thomson. Esperimento di Rutherford e nucleo atomico. Il concetto di isotopo. Carta dei nuclidi e composizione.

La radiazione elettromagnetica: frequenza, lunghezza d'onda e intensità. Effetto fotoelettrico e quantizzazione della luce. Schema di uno spettrometro. Spettri di assorbimento e di emissione di atomi. Lo spettro dell'atomo di idrogeno e la sua razionalizzazione secondo Rydberg. La teoria atomica di Bohr. Livelli energetici e numero quantico principale. Raggio delle orbite e livelli energetici per idrogeno ed atomi idrogenoidi. Principio di Aufbau per la costruzione degli atomi. Principio di esclusione di Pauli ed di Hund. Configurazione elettronica degli atomi. Concetto di guscio elettronico. Dimensioni di atomi e ioni.

Orbitali: ordine energetico e relazione con i nodi della funzione d'onda. Ordine energetico degli orbitali.

Configurazione elettronica degli atomi. Relazione con le zone della tavola periodica. Proprietà atomiche e loro periodicità: energia di ionizzazione, affinità elettronica, raggio atomico. Raggio ionico.

Metalli, non metalli e metalloidi. Chimica degli elementi dei gruppi IA, IIA, VIA, VIIA, VIIIA.

Teoria del legame di Lewis. Regola dell'ottetto. Legame ionico. Energetica del legame ionico. Legame covalente. Covalenza comune. Polarità di legame. Elettronegatività.

Costruzione di strutture di Lewis. Previsione dello scheletro molecolare. Risonanza. Strutture di risonanza. Eccezioni alla regola dell'ottetto.

Geometria molecolare: principio VSEPR. Orbitali ibridi sp sp² sp³ sp³s e sp³d². Vari casi possibili nei composti più comuni. Il dipolo molecolare. Costruzioni di strutture con il legame di valenza.

Interazioni intermolecolari. Dipolo molecolare, polarizzabilità, legame ad idrogeno e vari tipi di interazione.

Formula molecolare e minima. Composti chimici e nomenclatura. Calcolo del numero di ossidazione. Mole e calcolo stechiometrico. Esempi di reazioni chimiche: precipitazione, sviluppo di gas, acido-base, ossidoriduzioni. Bilanciamento.

Determinazione della formula tramite combustione. Determinazione formula di ossidi. Percentuale degli elementi presenti nei composti o della purezza dei campioni.

Numero di ossidazione. Vari metodi di bilanciamento delle ossidoriduzioni. 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.

Soluzioni e concentrazioni: percentuale, molarità, molalità e normalità. Comportamento dei sali in acqua: regole empiriche di solubilità e dissoluzione in elettroliti.

Acidità e basicità secondo Arrhenius e Brønsted. Effetto livellante del solvente. Acidi e basi coniugati. Previsione della forza acida di idracidi e ossiacidi e della forza basica delle loro rispettive basi coniugate.

Legge di Raoult: abbassamento della tensione di vapore del solvente con l'aggiunta di un soluto. Proprietà colligative: aumento punto di ebollizione e abbassamento crioscopico. Pressione osmotica. Uso delle proprietà colligative nella determinazione della massa molecolare o della concentrazione della soluzione.

Chimica Generale II e Chimica Fisica

Lo stato gassoso. Pressione, Volume e Temperatura: unità di misura e conversione. Esperimento di Torricelli e calcolo della conversione atm/Pa. Esempio di sostituzione Hg/acqua e sue conseguenze. Leggi empiriche sui gas. Variabili ed equazione di stato.

Trasformazioni dei gas: isobara, isocora e isoterma. Uso dell'equazione di stato dei gas perfetti per descrivere queste trasformazioni. Confronto fra densità di gas e di liquidi. Moto microscopico delle molecole di un gas. Teoria cinetica dei gas. Velocità delle molecole dei gas. Energia cinetica di un gas. Legge di diffusione dei gas.

Capacità termica dei gas perfetti. Gradi di libertà. Principio di equipartizione dell'energia. Capacità termica di diversi tipi di gas. Energia interna ed entalpia. Calore e lavoro. Esempio di calore, lavoro, energia interna ed entalpia nella trasformazione di un gas. Concetto di funzione di stato. Capacità termica a volume e pressione costante. Primo principio della termodinamica. Diversi tipi di lavoro di interesse in ambito chimico.

La legge di Hess. Definizione di Entalpie di legame e di entalpie di formazione. Esempio di esercizi sulla legge di Hess. Le legge di Kirchoff e il calcolo dell'entalpia a differenti temperature. Misurazione del calore: Bomba di Mahler.



UNIVERSITÀ DI PISA

Il secondo principio della termodinamica. La funzione di stato entropia. Definizione classica e statistica di entropia. Esempi sui gas perfetti. Trasformazione dei gas perfetti a entropia costante. Macchine termiche ideali: rendimento. Ciclo di Carnot. Sistema ed ambiente. Entropia di una reazione chimica che si svolge nell'ambiente. Il concetto di energia libera.

Un esempio di sistema complesso: i gas di van der Waals. Complementi di matematica per una visione più generale della termodinamica. Processi reversibili ed irreversibili. Variazione infinitesima delle grandezze termodinamiche. Le funzioni di stato viste come differenziali. Energia interna, entalpia ed energia libera. Relazioni fra le funzioni termodinamiche. Trasformate di Legendre. Relazione di Gibbs-Duhem e potenziale chimico. Forma del potenziale chimico per un gas ideale e per una soluzione diluita. Il potenziale chimico alla base dell'equilibrio chimico. Esempio su reazioni chimiche e transizioni di stato.

Equilibri in fase gassosa. K_p e K_c e loro relazione. Costruzione della costante di equilibrio a partire dalla reazione. Il caso dei solidi e dei liquidi. Bilancio di massa e calcolo delle concentrazioni all'equilibrio.

Effetti della variazione di varie condizioni sull'equilibrio. Dipendenza della costante di equilibrio dalla temperatura: equazione di van't Hoff. Grafici di van't Hoff ed analisi della variazione dell'equilibrio con la temperatura.

Diagrammi di stato. Equazione di Clausius-Clapeyron. Diagrammi di stato di H_2O e CO_2 . illustrazione di diagrammi di stato più complessi. Alcuni esempi di termodinamica applicata al campo delle scienze della vita: Termodinamica della respirazione. Distribuzione delle specie in soluzioni tampone e stati standard biochimici. Entalpia ed entropia nelle interazioni farmaco-recettore.

Cinetica chimica: reazioni di ordine zero, uno e due e relativi grafici ed esempi. il tempo di dimezzamento. Equazione di Arrhenius e parametri in essa contenuti. Profilo di reazione. Stato di transizione, intermedio di reazione e stadio lento. Cinetica enzimatica. Equazione di Michaelis-Menten. Diagramma dei doppi reciproci. Concetto di stato stazionario.

Teoria acido base secondo Lewis. Esempi di acidi e basi di Lewis e relative reazioni. Introduzione alla chimica degli elementi di transizione: legame di coordinazione e principali geometrie dei composti di coordinazione. Ioni idratati e complessi di interesse biologico.

Equilibrio in soluzione. Principio di Le Chatelier, costante di equilibrio e risposta a variazioni di pressione, concentrazione, temperatura. Equilibri omogenei ed eterogenei. Equilibrio acido. K_a , K_w e K idrolisi. Costanti di acidi poliprotici. Misurazione del pH. Indicatori. Soluzioni tampone e titolazioni acido base.

Miscelamento di soluzioni contenenti acidi e basi: reazioni soggette a equilibri e reazioni che vanno a completezza, calcolo del pH in soluzioni con più componenti, effetto dello ione a comune. Miscelazione di acidi deboli e calcolo del pH finale. Calcolo dell'acidità di acidi poliprotici.

Equilibri eterogenei in soluzione. K_{ps} , effetto dello ione a comune, del pH e della formazione di complessi.

Elettrochimica: celle galvaniche, forza elettromotrice e potenziale. Potenziali standard di riduzione. Andamento del potere riducente nelle tabelle dei potenziali. Relazione fra fem, capacità intrinseca ossidoriduttiva e concentrazione delle specie presenti. Equazione di Nernst. Calcolo del potenziale nelle due semicelle con elettrodi inerti. Calcolo della differenza di potenziale utilizzando la reazione di cella completa. Relazione fra costante di equilibrio e potenziale.

Pile a concentrazione. Relazione fra massa consumata e prodotta agli elettrodi e quantità di corrente, intensità di corrente. Reazioni alla base del funzionamento delle più comuni pile: a piombo acido, zinco-carbone o alcaline, argento, litio, cadmio. Cenni di elettrolisi.

Bibliografia e materiale didattico

Bibliografia e materiale didattico
Silberberg, Chimica, McGraw-Hill.
Kotz e Treichel, Chimica, EdiSES.
Giomini, Balestrieri, Giustini, Fondamenti di Stechiometria, Edises
Nobile e Mastroianni, 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.
Disoende disponibili sulla pagina moodle del corso.

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

Modalità di esame:

1. Primo modulo: prova scritta con esercizi e definizioni. Breve orale sulle lacune dello scritto.
2. Secondo modulo: prova scritta con esercizi e definizioni. Orale sulle lacune dello scritto e sulla parte teorica. Sarà garantito un intervallo di circa due settimane fra lo scritto e l'orale.

Ogni modulo verrà sostenuto in modo indipendente.

È possibile, ma è sconsigliato, sostenere entrambi i moduli nello stesso appello.



UNIVERSITÀ DI PISA

Stage e tirocini
Non previsti.

Ultimo aggiornamento 19/09/2023 10:55