UNIVERSITÀ DI PISA

CHIMICA GENERALE ED ELEMENTI DI STECHIOMETRIA

DIEGO LA MENDOLA

Anno accademico	2022/23
CdS	SCIENZE DEI PRODOTTI ERBORISTICI E DELLA SALUTE
Codice	308CC
CFU	12

Moduli	Settore/i	Tipo	Ore	Docente/i
CHIMICA GENERALE ED ELEMENTI DI STECHIOMETRIA	CHIM/03	LEZIONI	92	DIEGO LA MENDOLA TIZIANO MARZO

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
Durante il corso sono previste due prove scritte in itinere per verificare il grado di conoscenza raggiunto dagli studenti. Lo scritto consiste di 10 domande (una aperta) da terminare entro 3 ore

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 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.
Nella parte del Corso di esercitazione pratica, verranno proposti agli studenti esercizi sugli argomenti oggetto delle lezioni teoriche. Tali esercizi verranno svolti sotto la guida del del docente con la partecipazione degli studenti. Inoltre, per favorire e supportare lo studente nella preparazione all'esame, verranno proposte simulazione di esame da svolgere in aula.

Programma (contenuti dell'insegnamento)
IL CORSO CONSTA DI DUE PARTI: TEORICA (LEZIONI FRONTALI, Prof. Diego La Mendola) E PRATICA (ESERCITAZIONI IN AULA **Dr. Tiziano Marzo**).
N.B. LE ESERCITAZIONI VERRANNO SVOLTE PARALLELAMENTE ALLE LEZIONI FRONTALI E PERMETTERANNO DI VERIFICARE L'ACQUISIZIONE DEI CONCETTI BASE DEL CORSO DURANTE IL SUO SVOLGIMENTO. ALL'OCCORRENZA, BREVE RIPASSO DEI CONCETTI TEORICI UTILI ALLO SVOLGIMENTO DEGLI ESERCIZI POTRA' ESSERE INOLTRE EFFETTUATO.

UNIVERSITÀ DI PISA

PARTE TEORICA (Prof. Diego La Mendola)

Introduzione - Il metodo scientifico. Grandezze estensive ed intensive. Sistemi di unità di misura. Misure e precisione sperimentale. Errori e cifre significative.

Formule e nomenclatura dei composti. – Atomi e molecole. Atomi e massa atomica. Molecole e massa molecolare. La mole. Simboli e formule chimiche (minima, molecolare e di struttura). Valenza degli elementi e numero di ossidazione. Regole generali per l'attribuzione del numero di ossidazione ed esempi di calcolo. Formalismo nella scrittura di composti binari. Classificazione e nomenclatura (IUPAC e classica) di cationi mono- e poliatomici, anioni mono- e poliatomici, di composti binari con ossigeno (ossidi, perossidi e anidridi) di composti binari con idrogeno (idracidi e idruri); dei composti ternari (idrossidi e ossoacidi). Classificazione e nomenclatura (IUPAC e classica) di sali binari e ternari. Percentuale degli elementi presenti nei composti.

Reazioni chimiche – Equazioni chimiche e loro significato. Impostazione e bilanciamento delle reazioni chimiche. Classificazione delle reazioni chimiche (di composizione o sintesi, decomposizione, spostamento, combustione e di doppio scambio). Concetti di equazione molecolare ed equazione ionica. Definizione di reazioni di precipitazione, neutralizzazione e formazione di gas. Reazioni di ossidoriduzione (redox): concetti di riduzione ed ossidazione. Bilanciamento delle reazioni di ossido-riduzione: metodo delle semireazioni e metodo del numero di ossidazione. Significato di una reazione chimica e sua interpretazione: calcoli stechiometrici con determinazioni delle quantità di prodotti e/o reagenti responsabili delle reazioni chimiche. Calcoli sulle quantità delle sostanze che reagiscono nei processi chimici. Definizione di equivalenti e peso equivalente. Calcolo del peso equivalente e degli equivalenti in considerazione del tipo di reagente: acido, idrossido, sale, ossidante o riducente. Concetto di resa in una reazione chimiche. Reagente limitante.

Struttura atomica della materia – Proprietà dell'atomo e struttura nucleare. Particelle subatomiche. Numero atomico e di massa, gli isotopi, l'unità di massa atomica, pesi atomici e molecolari. La teoria atomica. Cenni dei principi di meccanica quantistica. Livelli energetici e orbitali atomici. Definizione di orbitali s, p, d ed f.

Configurazione elettronica degli elementi e tavola periodica - Struttura elettronica degli atomi e riempimento degli orbitali (Principio di esclusione di Pauli, Principio di Aufbau. regola di Hund). Dipendenza delle proprietà degli elementi dalla struttura elettronica. Elettroni del guscio di valenza (o elettroni di valenza); carica efficace del nucleo. Sistema periodico o tavola periodica: relazione fra configurazione elettronica, posizione nella tavola periodica e proprietà degli elementi. Gruppi e periodi. Variazioni delle proprietà chimico fisiche degli elementi lungo i periodi e i gruppi: raggio atomico, raggio ionico, energia di ionizzazione, affinità elettronica. Le proprietà generali degli elementi.

Legame Chimico – Definizione di legame chimico. Simbologia di Lewis e regola dell'ottetto. Classificazione dei legami chimici: legami ionici, legami covalenti, legami metallici. Teoria di Lewis del legame e costruzione delle strutture molecolari mediante la simbologia di Lewis. Legame ionico. Le interazioni tra ioni. Energia reticolare. Legame covalente. Completamento dell'ottetto. Doppietti di legame e doppietti liberi. Covalenza comune e carica formale. Legami multipli e ordine di legame. Polarità dei legame. Il concetto di elettronegatività. Calcolo del numero di ossidazione e carica parziale effettiva. Differenza di elettronegatività e carattere ionico del legame. Polarità della molecola. Eccezioni alla regola dell'ottetto. Lunghezza, angoli e energia di legame. Forma e struttura delle molecole. Il modello VSEPR. Teoria del legame di valenza. Legami di tipo sigma e di tipo pi greco. Orbitali ibridi e ibridazione sp , sp2 sp3, sp3d, sp3d2.

Interazioni intermolecolari - Momento dipolare di un legame. Dipendenza del momento dipolare molecolare dalla geometria molecolare. Previsione del momento dipolare di una molecola. Forze intermolecolari: interazioni ione-dipolo, dipolo-dipolo, dipolo-dipolo indotto, dipolo-indotto- dipolo-indotto, legame a idrogeno.

Stati di aggregazione della materia. - Lo stato solido: proprietà generali in dipendenza delle interazioni intermolecolari: strutture cristalline e amorfe.
Lo stato gassoso e proprietà generali in dipendenza delle interazioni intermolecolari.
Concetto di pressione e temperatura. Definizione di gas ideali e gas reali. Leggi empiriche dei gas: legge di Boyle; legge di Charles; legge di Guy-Lussac; legge di Avogadro; equazione di stato 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.
Solubilità di un gas in un liquido e dipendenza della solubilità dalla pressione (leggi di Henry) e dalla temperatura.
Lo stato liquido e proprietà generali in dipendenza delle interazioni intermolecolari. Cenni alla tensione superficiale, viscosità e tensione di vapore. Cambiamenti di stato di aggregazione (fusione e solidificazione; ebollizione e liquefazione; sublimazione e brinamento).
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.
Le soluzioni – Definizione di soluzione: concetto di solvente e soluto. Tipi di soluzioni. Concentrazione delle soluzioni, sue unità di misura e calcoli relativi: densità, percentuale in peso; percentuale in volume; percentuale in massa/volume; parti per milioni; molarità; molalità; normalità; frazione molare. Conversioni fra unità di concentrazione. Concetto di diluizione delle soluzioni. Concetto di mescolamento di due soluzioni a concentrazioni diverse contenenti lo stesso soluto. Mescolamento di due soluzioni contenenti soluti che reagiscono: reazioni in soluzione. Calcoli stechiometrici relativi alle proprietà colligative delle soluzioni (abbassamento tensione di vapore, innalzamento ebullioscopico, abbassamento crioscopico e pressione osmotica). Calcolo del peso molecolare mediante le proprietà colligative. Grado di dissociazione.
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. Costante di equilibrio Kp e Kc. Equilibri in fase gassosa, equilibri eterogenei. Fattori che influenzano l'equilibrio; il principio di Le Chatelier.

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.

UNIVERSITÀ DI PISA

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.
PARTE PRATICA, ESERCITAZIONI (Dr. Tiziano Marzo)
Questa parte del corso proporrà esercitazioni pratiche relative agli argomenti oggetto delle lezioni frontali.

- Breve ripasso di matematica: proprietà delle potenze, logaritmi e loro proprietà, risoluzione di equazioni di 2° grado.
- Calcoli su rapporti stechiometrici e ponderali. Determinazioni delle quantità di prodotti e/o reagenti responsabili delle reazioni chimiche. Calcoli sulle quantità delle sostanze che reagiscono nei processi chimici. Definizione di equivalenti e peso equivalente. Analisi elementale.
- Soluto e solvente, soluzioni sature e solubilità. Modalità di misura della concentrazione, molarità, molalità, frazione molare, percentuale in massa, percento in volume, normalità e definizione di equivalente. Formule utili ai calcoli. Esercizi numerici su concentrazione e soluzioni.
- Formule per il calcolo del pH di acidi/basi forti, acidi/basi deboli, soluzioni tampone, pH di soluzioni di sali. Esercizi numerici sul calcolo del pH nei casi sopraccitati. Esercizi in più punti che prevedono addizioni successive di acidi/basi a soluzioni di acidi, basi o soluzioni tampone.
- Equazione termochimica e ciclo di Hess, esercizi numerici sul calcolo di entalpie standard di processi chimici.
- Grado di dissociazione, variabilità in funzione delle condizioni al contorno e risoluzione di esercizi numerici.
- Proprietà colligative. Pressione di vapore, innalzamento Eb. ed Abbassamento Cr., osmosi e pressione osmotica. Esercizi numerici su proprietà colligative.
- Concetto di solubilità, prodotto di solubilità (Kps). Definizione dei concetti fondamentali per la risoluzione di esercizi numerici sulla solubilità. Solubilità molare, effetto dello ione a comune, effetto del pH, complessazione. Esercizi numerici sulla solubilità.

Bibliografia e materiale didattico

- Peter Atkins, Loretta Jones, Leroy Laverman: Fondamenti di Chimica Generale, II edizione 2018, Zanichelli.
- G. Bandoli, A. Dolmella, G. Natile: La Chimica di base, Edises Editore
- Giannoccaro-Doronzo: Elementi di Stechiometria, Edises Editore

Modalità d'esame

Prova scritta che consiste in più esercizi e problemi da risolvere.
Esame orale finale.

Ultimo aggiornamento 24/08/2022 10:55