



CHIMICA Cp - I

CHIM/07 - 9 CFU - 1° semestre

Docente titolare dell'insegnamento

GIUSEPPE CONSIGLIO

Email: gconsiglio@dii.unict.it

Edificio / Indirizzo: Dipartimento di Scienze Chimiche, edificio 10

Telefono: 0957382828

Orario ricevimento: Lunedì 8-10, mercoledì 8-10. Il docente è disponibile anche a incontri di ricevimento in modalità telematica, previo appuntamento.

OBIETTIVI FORMATIVI

Il corso ha l'obiettivo di fornire le conoscenze di chimica di base, indispensabili per affrontare l'interpretazione dei fenomeni chimici e chimico-fisici in ambito ingegneristico. E' altresì obiettivo del corso lo sviluppo da parte dello studente di metodologie di apprendimento e di studio che lo rendano idoneo ad affrontare le problematiche incontrate durante il proseguio degli studi. Alla fine del corso lo studente deve possedere le conoscenze di base di chimica generale, come il concetto di mole, molecola e di legame chimico; conoscere le basi del funzionamento dei metalli, semiconduttori ed isolanti e le basi del funzionamento delle pile e degli accumulatori. Inoltre, lo studente deve essere in grado di comprendere il testo di un esercizio ed essere in grado di risolverlo autonomamente, nonché la capacità di esporre in maniera chiara l'approccio utilizzato per risolvere il problema.

MODALITÀ DI SVOLGIMENTO DELL'INSEGNAMENTO

Lezioni frontali.

PREREQUISITI RICHIESTI

Conoscenze di chimica di base quali: nomenclatura, struttura dell'atomo, formule chimiche e reazione chimiche, stati fisici della materia, unità di misura. Capacità di calcolo con notazione esponenziale o scientifica, arrotondamento dei valori numerici, operazioni con numeri reali, potenze e logaritmi.

FREQUENZA LEZIONI

Facoltativa

CONTENUTI DEL CORSO

1. *Natura della materia. La materia e gli stati di aggregazione. Sistemi omogenei ed eterogenei. Fasi e loro separazioni. Elementi e composti chimici. Atomi e molecole. Leggi ponderali (Lavoisier, Proust, Dalton). Leggi volumetriche (Gay-Lussac, Avogadro). Determinazione del peso atomico (regola di Cannizzaro) e molecolare (densità gassose). Numero di Avogadro. Mole.

2. *Struttura della materia. Descrizione dell'atomo. Protoni, neutroni ed elettroni. Numero atomico e numero di massa. Unità di massa atomica. Isotopi. Difetto di massa. Esperimento di Thomson. Modello atomico di Thomson. Esperimento di Millikan. Esperimento di Rutherford. Modello atomico di Rutherford. Radiazioni elettromagnetiche. Spettro di emissione del corpo nero. Effetto fotoelettrico. Spettro di emissione dell'atomo di idrogeno. Teoria di Bohr. Relazione di De Broglie. Principio di indeterminazione di Heisenberg. Meccanica ondulatoria. Equazione di Schrödinger. Numeri quantici e livelli energetici. Orbitali. Atomi polielettronici. Principio di Pauli. Regola di Hund. Principio dell'Aufbau. Tavola periodica. Proprietà periodiche (energia di ionizzazione, affinità elettronica, raggio atomico, elettronegatività, carattere metallico).

3. *Legame chimico. Condivisione di elettroni. Legame covalente. Regola dell'ottetto. Distanza ed energia di legame. Legame omeopolare ed eteropolare. Legame dativo. Dipoli. Legami s e p. Ibridazione. Angoli di legame. VSEPR. Geometria molecolare. Risonanza. Legame ionico. Teoria MO-LCAO. Orbitali molecolari di molecole biatomiche del secondo periodo. Legame metallico. Orbitali di Bloch. Legami deboli. Legame a idrogeno.

4. *Composti chimici e nomenclatura. Valenza e numero di ossidazione. Ossidazione e riduzione. Idruri. Idracidi. Ossidi. Perossidi. Idrossidi. Ossiacidi. Sali. Equazione chimica. Reazioni. Reazioni di ossidoriduzione. Reazioni di dismutazione. Reazioni di combustione. Relazioni ponderali. Regola del reagente limitante. Esempi di calcolo. Tipi di formule (formula minima, bruta, di struttura e sterica). Analisi elementare. Esempi di calcolo.

5. *Termodinamica. Sistema termodinamico. Tipi di sistemi. Variabili estensive ed intensive. Funzioni di stato. Lavoro. Calore. Energia. Capacità termica. Lavoro. Primo principio della termodinamica. Energia interna ed entalpia. Termochimica. Legge di Hess. Secondo principio della termodinamica. Conversione di calore in lavoro. Entropia. Energia libera. Spontaneità delle reazioni chimiche. Terzo principio della termodinamica.

6. *Stati di aggregazione della materia. Lo stato gassoso. Gas ideale e gas perfetto. Legge di Boyle. Legge di Gay Lussac. Legge di Charles. Legge di Avogadro. Equazioni di stato dei gas ideali. Determinazione del peso molecolare di un gas. Diffusione gassosa. Pressioni parziali. Calori molari dei gas. Distribuzione delle velocità di Maxwell-Boltzmann. Gas reali. Equazione di Van der Waals. Liquefazione dei gas. Diagramma di Andrews. Esercitazioni numeriche. Lo stato liquido. Tensione superficiale. Tensione di vapore. Equazione di Clausius-Clapeyron. Lo stato solido. Solidi cristallini ed amorfi. Isotropia e anisotropia. Celle primitive. Reticoli di Bravais. Diffrazione dei raggi X ed equazione di Bragg. Polimorfismo. Solidi ionici. Solidi covalenti. Solidi molecolari. Solidi metallici.

7. *Passaggi di stato ed equilibri eterogenei. Passaggi di stato: fusione, evaporazione, sublimazione. Equazione di Clausius-Clapeyron. Varianza. Regola delle fasi. Diagrammi di stato. Sistemi ad un componente: acqua, zolfo, anidride carbonica. Sistemi con punto eutettico.

8. *Stato di soluzione. Tipi di soluzione. Solubilità di una specie. Concentrazione e modo di esprimerla. Interazione soluto-solvente: soluzioni ideali e reali. Legge di Raoult. Relazioni tra la composizione di una

miscela di due liquidi e quella del suo vapore. Sistemi con azeotropo di massimo e di minimo. Soluzioni diluite di soluti non volatili. Proprietà colligative. Abbassamento della tensione di vapore. Abbassamento crioscopico. Innalzamento ebullioscopico. Pressione osmotica. Esercizi numerici.

9. *Equilibri chimici. Legge dell'equilibrio chimico. Principio di Le Chatelier. Relazione tra energia libera e costante di equilibrio. Costante di equilibrio (K_p e K_c). Relazioni tra le costanti di equilibrio. Equilibri omogenei ed eterogenei. Equilibri gassosi. Influenza della pressione, temperatura e concentrazione sulle condizioni di equilibrio.

10. *Soluzioni elettrolitiche. Dissociazione elettrolitica. Elettroliti forti e deboli. Grado di dissociazione. Coefficiente di Van't Hoff. Conduttanza. Conduttanza equivalente. Legge della migrazione indipendente degli ioni. Acidi e basi. Teorie di Arrhenius, Bronsted-Lowry e Lewis. Forza di acidi e basi. Prodotto ionico dell'acqua. Relazione tra K_a e K_b . Definizione di pH. Calcolo del pH di soluzione di acidi, basi e sali. Soluzioni tampone. Indicatori di pH. Titolazioni acido-base. Anfoliti. Equilibri di solubilità. Prodotto di solubilità. Ione a comune.

11. *Elettrochimica. Reazioni di ossido-riduzione: metodo ionico elettronico. Potenziali elettrodi. Equazione di Nernst. Potenziale standard e sua misura. Pile galvaniche. Pile a concentrazione. Serie elettrochimica degli elementi. Pile chimiche. Previsioni di reazioni redox. Costante di equilibrio. Determinazione del pH, K_{ps} e grado di dissociazione. Energia libera di reazione. Esercitazioni numeriche.

12. *Elettrolisi. Tensione di decomposizione. Sovratensione. Leggi di Faraday ed esercizi numerici. Legge degli equivalenti elettrochimici. Elettrolisi di sali fusi. Elettrolisi dell'acqua. Elettrolisi di soluzioni acquose. Processi elettrolitici industriali. Accumulatori. Corrosione. Passivazione.

13. *Cinetica chimica. Velocità di reazione. Legge cinetica. Molecolarità. Ordine di reazione: reazioni del 1° e 2° ordine. Equazione di Arrhenius. Influenza della temperatura. Energia di attivazione. Catalizzatori. Derivazione cinetica della costante di equilibrio. Reazioni a catena.

TESTI DI RIFERIMENTO

1. Pietro Tagliatesta, CHIMICA GENERALE E INORGANICA, edi-ermes.
2. Maurizio Speranza; CHIMICA GENERALE E INORGANICA, edi-ermes.
3. P. Michelin Lausarot, G. A. Vaglio, STECHIOMETRIA, Piccin.

ALTRO MATERIALE DIDATTICO

Tutto il materiale didattico è disponibile su studium.unict.it.

PROGRAMMAZIONE DEL CORSO

Argomenti	Riferimenti testi
1 * Natura della materia.	Capitolo 1 del testo 1. Appunti di lezione.

2	* Struttura della materia.	Capitolo 1 e 2 del testo 1. Appunti di lezione.
3	* Legame chimico.	Capitolo 3 e 4 del testo 1. Capitolo 6 del testo 2. Appunti di lezione.
4	* Composti chimici e nomenclatura.	Capitolo 7 del testo 1. Capitolo 4 del testo 2. Appunti di lezione.
5	* Termodinamica.	Capitolo 8 del testo 2. Appunti di lezione.
6	* Stati di aggregazione della materia.	Capitolo 5 e 6 del testo 1. Appunti di lezione.
7	* Passaggi di stato ed equilibri eterogenei.	Capitolo 9 del testo 1. Appunti di lezione.
8	* Stato di soluzione.	Capitolo 10 del testo 1. Appunti di lezione.
9	* Equilibri chimici.	Capitolo 11 del testo 1. Appunti di lezione.
10	* Soluzioni elettrolitiche.	Capitolo 12, 13 e 15 del testo 1. Appunti di lezione.
11	* Elettrochimica.	Capitolo 16 del testo 1. Appunti di lezione.
12	* Elettrolisi.	Capitolo 17 del testo 1. Appunti di lezione.
13	* Cinetica chimica.	Capitolo 14 del testo 1. Appunti di lezione.

VERIFICA DELL'APPRENDIMENTO

MODALITÀ DI VERIFICA DELL'APPRENDIMENTO

Sono previste prove in itinere che permettono il superamento dell'esame.

L'esame finale è composto da una prova scritta e da una prova orale.

PROVE IN ITINERE

E' prevista una prova in itinere (durata 90 minuti) a fine corso.

La prima prova in itinere è composta da 5 esercizi (6/30 per ogni esercizio corretto). Il superamento della prova in itinere dà diritto all'esonero dalla prova scritta e permette l'accesso alla prova orale.

PROVE DI FINE CORSO

La prova d'esame è composta da una prova scritta e una prova orale.

La prova scritta è composta da 5 esercizi (6/30 per ogni esercizio corretto). La durata della prova scritta è di 90 minuti. Gli studenti che superano la prova scritta (voto minimo 15/30) possono sostenere la prova orale della durata di circa 20 minuti.

ESEMPI DI DOMANDE E/O ESERCIZI FREQUENTI

Esempi e modelli sono disponibili sul sito studium.unict.it

