



CHIMICA Ps - Z

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, qualitative e quantitative, della chimica generale, indispensabili per affrontare l'interpretazione dei fenomeni chimici e chimico-fisici in ambito ingegneristico, nonché la capacità di imparare ad utilizzare il metodo scientifico per la risoluzione di problemi reali.

Conoscenza e comprensione

Lo studente conoscerà i principali fenomeni della chimica di base e sarà in grado di comprenderne le applicazioni in campo ingegneristico. Lo studente apprenderà, inoltre, la capacità di comprendere un testo scientifico, di rielaborare, anche in modo originale, quanto studiato e di trasformare e riflettere sulle conoscenze apprese.

Capacità di applicare conoscenza e comprensione

Lo studente sarà in grado di applicare le conoscenze acquisite per riconoscere le leggi che governano i fenomeni chimici e chimico-fisici, di risolvere autonomamente problemi ed esercizi di diversa complessità, anche in ambiti diversi dalla chimica.

Autonomia di giudizio

Lo studente, utilizzando le conoscenze dei fenomeni chimici e chimico-fisici acquisiti durante il corso, sarà in grado di giudicare autonomamente l'importanza dei risultati ottenuti, nonché il significato delle unità di misura e dell'ordine di grandezza delle variabili che descrivono i fenomeni.

Abilità comunicative

Lo studente che ha superato con profitto il corso, sarà in grado di esporre le conoscenze acquisite in modo chiaro ed accurato.

Capacità di apprendimento

Lo studente che ha superato con profitto il corso, avrà acquisito la capacità di studiare in modo autonomo e di approfondire i concetti studiati in piena indipendenza.

MODALITÀ DI SVOLGIMENTO DELL'INSEGNAMENTO

Lezioni frontali ed esercitazioni sugli argomenti svolti in aula.

Qualora l'insegnamento venisse impartito in modalità mista o a distanza potranno essere introdotte le necessarie variazioni rispetto a quanto dichiarato in precedenza, al fine di rispettare il programma previsto e riportato nel syllabus.

PREREQUISITI RICHIESTI

Capacità di calcolo con notazione esponenziale e scientifica, arrotondamento dei valori numerici, operazioni con numeri reali, potenze e logaritmi.

FREQUENZA LEZIONI

Non obbligatoria ma fortemente consigliata.

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.

ALTRO MATERIALE DIDATTICO

Tutto il materiale didattico, inclusa una raccolta di esercizi proposti negli anni precedenti, è disponibile sulla piattaforma Studium (<http://studium.unict.it>) nella sezione documenti.

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, se necessario, è composto da una prova scritta.

La verifica dell'apprendimento potrà essere effettuata anche per via telematica, qualora le condizioni lo dovessero richiedere.

PROVE IN ITINERE

È prevista una prova in itinere (durata 90 minuti) a fine corso. La prova in itinere è composta da una prova scritta, contenente quesiti di teoria ed esercitazioni numeriche con calcoli stechiometrici. Ad ogni quesito verrà attribuito un punteggio indicato di volta in volta accanto allo stesso. La prova in itinere si intende superata se il punteggio ottenuto è compreso tra 18 e 30 (espresso in trentesimi), altrimenti lo studente dovrà ripetere l'intera prova in una delle date previste. Il successo della prova in itinere, con un voto di almeno 18/30, dà diritto all'esonero dalla prova finale. Prima dell'inizio della prova il docente darà tutte le spiegazioni per svolgere al meglio l'esame. La prenotazione alla prova in itinere è obbligatoria e deve essere fatta esclusivamente sulla piattaforma Studium (<http://studium.unict.it>) entro la scadenza indicata.

PROVE DI FINE CORSO

La prova di fine corso (durata 90 minuti) è composta da una prova scritta, contenente domande di teoria ed esercitazioni numeriche con calcoli stechiometrici. Ad ogni quesito verrà attribuito un punteggio indicato di volta in volta accanto allo stesso. La prova si intende superata se il punteggio ottenuto è compreso tra 18 e 30 (espresso in trentesimi), altrimenti lo studente dovrà ripetere l'intera prova in una delle date previste. Prima dell'inizio della prova il docente darà tutte le spiegazioni per svolgere al meglio l'esame. La prenotazione alla prova d'esame, per ogni appello, è obbligatoria e deve essere fatta esclusivamente sul portale studenti (<https://studenti.smartedu.unict.it/>) entro la scadenza indicata.

ESEMPI DI DOMANDE E/O ESERCIZI FREQUENTI

Esempi e modelli sono disponibili sul portale Studium (<http://studium.unict.it>).
