# UNIVERSITÀ DEGLI STUDI DI PALERMO

| | |
|---|---|
| **DIPARTIMENTO** | Ingegneria |
| **ANNO ACCADEMICO OFFERTA** | 2018/2019 |
| **ANNO ACCADEMICO EROGAZIONE** | 2019/2020 |
| **CORSO DILAUREA** | INGEGNERIA CHIMICA E BIOCHIMICA |
| **INSEGNAMENTO** | TERMODINAMICA DEI PROCESSI CHIMICI E BIOCHIMICI |
| **TIPO DI ATTIVITA'** | B |
| **AMBITO** | 50297-Ingegneria chimica |
| **CODICE INSEGNAMENTO** | 19578 |
| **SETTORI SCIENTIFICO-DISCIPLINARI** | ING-IND/23 |
| **DOCENTE RESPONSABILE** | INGUANTA ROSALINDA Professore Associato Univ. di PALERMO |
| **ALTRI DOCENTI** | |
| **CFU** | 12 |
| **NUMERO DI ORE RISERVATE ALLO STUDIO PERSONALE** | 192 |
| **NUMERO DI ORE RISERVATE ALLA DIDATTICA ASSISTITA** | 108 |
| **PROPEDEUTICITA'** | |
| **MUTUAZIONI** | |
| **ANNO DI CORSO** | 2 |
| **PERIODO DELLE LEZIONI** | 1° semestre |
| **MODALITA' DI FREQUENZA** | Facoltativa |
| **TIPO DI VALUTAZIONE** | Voto in trentesimi |
| **ORARIO DI RICEVIMENTO DEGLI STUDENTI** | **INGUANTA ROSALINDA**<br>Martedì 15:00 18:00 Studio Secondo Piano ed. 6<br>Giovedì 15:00 18:00 Studio Secondo Piano ed. 6 |

**DOCENTE:** Prof.ssa ROSALINDA INGUANTA

| | |
|---|---|
| **PREREQUISITI** | Conoscenze di Chimica Generale:<br>Lettura del sistema periodico degli elementi, gas perfetti, legame chimico, chimica delle soluzioni, reazioni acido/base e di ossido-riduzione, diagrammi di stato binari .<br>-Conoscenze di Fisica:<br>1° e 2° Principio della Termodinamica, ciclo di Carnot, modello statistico del gas perfetto<br>- Conoscenze di Analisi Matematica<br>Derivate, Integrali, Studio di funzioni, Calcolo differenziale, Equazioni differenziali, Teoremi fondamentali, Sviluppo in serie |
| **RISULTATI DI APPRENDIMENTO ATTESI** | Conoscenza e capacita' di comprensione<br>Acquisizione degli strumenti per la conoscenza dei fondamenti della Termodinamica Chimica in termini di scambi di energia e materia fino al raggiungimento dell'equilibrio.<br>Capacita' di applicare conoscenza e comprensione<br>Capacita' di potere determinare le relazioni fra scambi di energia e di materia e condizioni di equilibrio, al fine di eseguire bilanci di energia e di materia.<br>Autonomia di giudizio<br>Essere in grado di valutare le migliori procedure di calcolo per studiare gli equilibri chimici e fisici.<br>Abilita' comunicative<br>Capacita' di esporre i motivi dell'uso di determinate procedure di calcolo e di metodologie di indagine per la determinazione dei parametri di calcolo.<br>Capacita' d'apprendimento<br>Capacita' di aggiornamento con la consultazione delle pubblicazioni scientifiche proprie del settore. Capacita' di seguire, utilizzando le conoscenze acquisite nel corso, insegnamenti concernenti sia i processi chimici che la progettazione di apparecchiature . |
| **VALUTAZIONE DELL'APPRENDIMENTO** | La prova finale di esame consiste di una prova scritta ed un'eventuale prova orale. La prova scritta, della durata non inferiore alle 4 ore, riguarda la risoluzione di 2 esercizi di tipo numerico e di dieci quesiti che richiedono una trattazione esclusivamente teorica. La valutazione finale, opportunamente graduata, sara' formulata sulla base delle seguenti condizioni: a) Conoscenza sufficiente degli argomenti e delle teorie affrontati nell'insegnamento; sufficiente grado di consapevolezza e di autonomia nell'applicazione delle teorie per la risoluzione di problemi (voto 18-21); b) Conoscenza discreta degli argomenti e delle teorie affrontati nell'insegnamento; discreto grado di consapevolezza e di autonomia nell'applicazione delle teorie per la risoluzione di problemi (voto 22-25); c) Buona conoscenza degli argomenti e delle teorie affrontati nell'insegnamento; buon grado di consapevolezza e di autonomia nell'applicazione delle teorie per la risoluzione di problemi (voto 26-28); d) Ottima conoscenza degli argomenti e delle teorie affrontati nell'insegnamento; eccellente grado di consapevolezza e di autonomia nell'applicazione delle teorie per la risoluzione di problemi (voto 29-30L). |
| **OBIETTIVI FORMATIVI** | La conoscenza adeguata degli aspetti metodologici-opertativi relativi agli argomenti oggetto del corso e la capacita' di utilizzare tale conoscenza per interpretare e descrivere i problemi dell'ingegneria. |
| **ORGANIZZAZIONE DELLA DIDATTICA** | L'insegnamento si svolge nel primo semestre del II anno e consiste di lezioni frontali ed esercitazioni numeriche in aula. Gli esercizi svolti in aula mirano a simulare la prova finale di esame. |
| **TESTI CONSIGLIATI** | Introduction to Chemical Engineering Thermodynamics (7th edition)<br>J. M. Smith, H. C. Van Ness, and M. M. Abbott, McGraw-Hill (2004)<br><br>I Principi dell'Equilibrio Chimico<br>K. Denbigh, Casa Editrice Ambrosiana – Milano (1977)<br><br>Chemical, Biochemical, and Engineering Thermodynamics<br>S. I. Sandler, Wiley - 2006<br><br>R. Piontelli, Chimica Fisica, Dispense<br>Problemi di Termodinamica con soluzione<br>Bettoli,e Mastragostino, Corso Editore-Bologna (1990)<br><br>Chemical Engineer's Handbook 8th ed.<br>Perry, Green, McGraw-Hill, Inc (2007) |

## PROGRAMMA

| ORE | Lezioni |
|---|---|
| 2 | Introduzione alla Termodinamica<br>Presentazione del corso - Proprieta' del sistema – Classificazione delle proprieta' – Variabili di stato - Analisi dimensionale |

# PROGRAMMA

| ORE | Lezioni |
|---|---|
| 3 | Il Primo Principio della Termodinamica ed altri concetti base<br>Scambi di calore e lavoro – Energia – Energia interna – Energia Totale - Primo Principio quale principio di conservazione – Entalpia – Capacita' Termica |
| 2 | Energetica delle trasformazioni dei gas –<br>Espansione di gas Effetto Joule-Thompson |
| 2 | Sistemi aperti<br>Equazione di continuita' – Bilanci di energia e di materia in condizioni stazionarie |
| 3 | Termochimica<br>Variabili chimiche evolutive – Reazioni indipendenti - Effetti di energia interna ed entalpici di reazione – Legge di Hess generalizzata – Calori standard di formazione e di combustione – Equazione di Kirchoff – Bilanci macroscopici di calore e materia in sistemi chiusi – Reazioni adiabatiche |
| 3 | Il Secondo Principio della Termodinamica<br>Trasformazioni reversibili ed irreversibili – Ciclo di Carnot – Entropia – Creazione di Entropia – Entropia come disordine |
| 4 | Il Terzo Principio della Termodinamica<br>Entropia dallo zero assoluto a T – Estrapolazione di Debye - Teorema di Nernst<br>Proprieta' Termodinamiche dei Fluidi<br>Proprieta' residue - Proprieta' residue dalle equazioni di stato |
| 4 | Evoluzione ed Equilibrio<br>Energia libera – Entalpia libera – Effetti energetici di reazione – Condizione di equilibrio e di riposo - Funzioni caratteristiche - Equazioni di Gibbs ed Helmholtz – Equazioni di Maxwell |
| 7 | Termodinamica delle soluzioni<br>Definizione generalizzata di classe di sistemi, Componenti, Costituenti, Componenti indipendenti - Grandezze parziali molari – Equazione di Gibbs-Duhem – Effetti entalpici di miscela – Determinazione grafica delle grandezze parziali molari - Potenziali chimici |
| 9 | Potenziali chimici di componenti in fase gas<br>Gas perfetto puro - Miscele gassose perfette- Effetti di miscela – Equilibrio di membrana – Gas reale puro: Fugacita' – Dipendenza della fugacita' dalla pressione - Calcolo della fugacita: correlazioni generalizzate – Coefficienti di temperatura della fugacita' – miscele gassose ideali: Legge di Lewis e Randall – Effetti di miscela |
| 9 | Potenziali chimici di componenti in fasi condensate<br>Soluzioni ideali – Soluzioni reali: attivita' e coefficiente di attivita' – Sistemi solvente/solvente e soluto/solvente – Coefficienti di temperatura e di pressione del coefficiente di attivita' – Fugacita' in sistemi condensati puri e misti – Effetti di miscela – Funzioni in eccesso - Equazioni di van Laar, Margules, Wilson, NRTL – UNIQUAC - Coefficienti di attivita' nelle diverse scale di concentrazione |
| 9 | Equilibri fisici:<br>Regola delle fasi - Equazione di Clausius Clapeyron e sua integrazione – Equazione di Raoult – Equazione di Henry – Solubilita' di un gas in una fase condensata -Equilibrio liquido/vapore a bassa ed ad alta pressione per sistemi reali – Coefficienti di attivita' da curve tensione di vapore vs concentrazione – Separazioni flash – Equilibrio liquido/vapore di liquidi immiscibili – Equilibrio di ripartizione liquido/liquido - Solubilita' di un solido in un liquido – Abbassamento crioscopico ed innalzamento ebullioscopico – Pressione osmotica. Pressione osmotica attraverso le pareti di membrane cellulari |
| 4 | Diagrammi di stato di sistemi a uno e due componenti indipendenti<br>Metodi di costruzione dei diagrammi di stato - Curve G vs composizione - Sistemi con azeotropo: Teorema di Gibbs-Konowalow – Coefficiente di attivita' nella lacuna di miscibilita' – Formazione di composti intermedi – Diagrammi entalpici |
| 4 | Diagrammi di stato di sistemi a tre componenti indipendenti<br>Diagrammi triangolari – Processo di cristallizzazione |
| 4 | Equilibri Chimici<br>Equilibri omogenei in fase gas – Equilibri in fase condensata – Equilibri misti – Reazioni eterogenee – Stabilita' degli equilibri chimici – Spostamenti di equilibrio chimico |

| ORE | Esercitazioni |
|---|---|
| 1 | Grandezze fisiche ed unita' di misura |
| 2 | Stati della materia. Diagrammi P-T: regione supercritica. Diagrammi di Andrews. Comportamento volumetrico di un fluido reale: effetto di riscaldamento isocoro. Equazione di stato. Coefficienti di espansione isobara e di comprimibilita' isoterma. Proprieta' del gas ideale. Miscele perfette: leggi di Dalton e di Amagat. |
| 2 | Esempi sulle miscele perfette. Gas reali: isoterme di Amagat. EOS dei gas reali: equazione di Van der Waals, EOS cubiche . Equazione generalizzata, fattore di comprimibilita: teorema degli stati corrispondenti. Esercizi sul comportamento volumetrico di un gas reale |
| 2 | Esercizi sul comportamento volumetrico di un gas reale. Teorema degli stati corrispondenti a 3 parametri: correlazioni di Pitzer per il calcolo di Z. Esempi. Miscele di gas reali: regole di combinazione delle costanti delle EOS. Miscele gassose perfette, ideali e reali |
| 1 | Esercizi sul comportamento volumetrico di un gas reale. Miscele ideali: approssimazione di Amagat per il calcolo di Zm. Bilanci macroscopici di materia in sistemi chiusi ed aperti. Base di calcolo, forme semplificate del bilancio. Esempio di bilancio in assenza di reazioni chimiche. Bilanci di massa in sistemi sedi di reazioni. Grado di avanzamento di una reazione. |

| ORE | Esercitazioni |
|---|---|
| 3 | Esercizi sul comportamento volumetrico di miscele ideali di gas e sui bilanci di materia in assenza di reazioni. Bilanci di massa in sistemi sedi di reazioni: reagente limitante, conversione e resa. Esempio di bilancio di materia in presenza di reazioni chimiche. Bilanci di massa atomici. Applicazione dei bilanci atomi per il calcolo della composizione media delle biomasse. Bilancio integrale di energia in sistemi aperti |
| 2 | Esempio di bilancio termico in un sistema sede di reazione chimica. Calcolo dei calori di combustione delle biomasse. Temperatura teorica di fiamma. Temperatura adiabatica di reazione. Esercizio sul calcolo della temperatura adiabatica di reazione. Reazioni con cambio della configurazione fasica. Entropia e 2° principio della Termodinamica. Equazioni caratteristiche. Calcolo delle variazioni di S per varie trasformazioni. Esempio. |
| 2 | Esercizi sui bilanci termici in sistemi sedi di una o piu' reazioni. Esercizio sul calcolo della variazione di entropia in un sistema isolato. Effetto entropico standard di reazione. Energia libera ed entalpia libera. Significato di potenziale termodinamico per F e G. Entalpia libera standard di reazione: esempio di calcolo. Calcolo dell'energia libera di Gibbs per la dissociazione dell'ATP a ADP. Effetto della pressione sulle proprieta' termodinamiche di solidi, liquidi e gas. Tabelle e diagrammi termodinamici: descrizione. |
| 5 | Proprieta' termodinamiche residue. Correlazioni di Pitzer per il calcolo di entalpia ed entropia residua. Influenza della pressione sul calore specifico dei gas reali. Calcolo di un processo di laminazione mediante l'uso dell'entalpia residua. |
| 2 | Grandezze parziali molari: proprieta' e relazioni principali. Potenziale chimico: definizione e significato fisico. Espressioni del potenziale chimico per gas puri perfetti e reali. Fugacita: dipendenza da T e P. Calcolo del coefficiente di fugacita' mediante le correlazioni di Pitzer. Esempio. Potenziale chimico di una miscela perfetta. |
| 2 | Esercizi sul calcolo di H, S ed U per un gas reale ad alta P. Esercizio sul calcolo della fugacita' per gas puri. Fugacita' di un gas in miscela: dipendenze da T, P e composizione. Miscele ideali: legge di Lewis-Randall. Effetti di miscelamento per miscele reali ed ideali. Miscele liquide: diagrammi entalpia-concentrazione. Esempi di utilizzo. |
| 2 | Esercizi sulla fugacita' di gas in miscela e sull'uso dei diagrammi entalpia-concentrazione. Equazione di Clausius-Clapeyron e sua applicazione agli equilibri S-L ed S-S. Esempi. Integrazioni dell'equazione di Clausius-Clapeyron per gli equilibri L-V: dipendenza del calore latente da T. Equazione di Antoine. Esempio |
| 2 | Esercizi sugli equilibri in sistemi ad un componente. Fasi condensate miste: comportamento da solvente e da soluto. Potenziale chimico in fasi condensate miste: coefficiente di attivita' per i solventi. Equilibri L-V in sistemi a 2 componenti: legge di Raoult generalizzata. |
| 2 | Esercizi sull'uso delle equazioni di Raoult e sugli equilibri L-V in sistemi ideali. Liquidi immiscibili: distillazione in corrente di vapore. Esercizio. Legge di Henry generalizzata: esempio. Solubilita' dei gas in liquidi. Esempi sulla determinazione sperimentale dei coefficienti di attivita' del solvente e del soluto e loro significato fisico. |
| 3 | Dipendenza della solubilita' dalla temperatura. Esercizio sulla costruzione del diagramma di equilibrio per liquidi immiscibili. Andamenti dei coefficienti di attivita' con la concentrazione; equazione di Gibbs-Duhem. Equilibri di distillazione: azeotropo, lacuna di miscibilita. Equazioni di Van Laar, Margules e simmetrica. Esempio di una torre di assorbimento. Loops di calcolo sugli equilibri di distillazione a bassa P e calcolo delle coordinate azeotropiche. |
| 2 | Equilibri chimici: DG, DG° e costante di equilibrio di una reazione; legge di azione di massa. Espressione della Keq per reazione in fase gas. Calcolo di DG° e Keq in funzione di T. Esempio. |
| 4 | Esercizio sul calcolo della composizione di equilibrio per reazione omogenea in fase gas a bassa P. Analisi del grado di varianza per reazioni miste. Reazioni di decomposizione: esempio di calcolo. Espressioni della Keq per vari tipi di reazione e per reazioni miste. Esempi. Criterio evolutivo di una reazione. Influenza di T, P e composizione iniziale sulla resa all'equilibrio. Analisi termodinamica di fermentatori ed altri bireattori. |