

STRUTTURA	Scuola Politecnica - DICGIM - Ingegneria Chimica Gestionale Informatica Meccanica
ANNO ACCADEMICO	2015-16
CORSO DI LAUREA	Ingegneria Chimica
INSEGNAMENTO	Termodinamica Applicata
TIPO DI ATTIVITÀ	Caratterizzante
AMBITO DISCIPLINARE	Ingegneria Chimica
CODICE INSEGNAMENTO	16983
ARTICOLAZIONE IN MODULI	NO
NUMERO MODULI	
SETTORI SCIENTIFICO DISCIPLINARI	ING-IND/23
DOCENTE RESPONSABILE	Carmelo SUNSERI Professore Ordinario Università di Palermo
CFU	12
NUMERO DI ORE RISERVATE ALLO STUDIO PERSONALE	191
NUMERO DI ORE RISERVATE ALLE ATTIVITÀ DIDATTICHE ASSISTITE	109 (Lezioni 72h + Esercitazioni 37h)
PROPEDEUTICITÀ	Calcolo I, Calcolo II, Chimica, Fisica I
ANNO DI CORSO	II
SEDE DI SVOLGIMENTO DELLE LEZIONI	Consultare il sito politecnica.unipa.it
ORGANIZZAZIONE DELLA DIDATTICA	Lezioni frontali, Esercitazioni in aula,
MODALITÀ DI FREQUENZA	Facoltativa
METODI DI VALUTAZIONE	Prova scritta selettiva per la prova orale
TIPO DI VALUTAZIONE	Voto in trentesimi
PERIODO DELLE LEZIONI	Consultare il sito politecnica.unipa.it
CALENDARIO DELLE ATTIVITÀ DIDATTICHE	Consultare il sito politecnica.unipa.it
ORARIO DI RICEVIMENTO DEGLI STUDENTI	Tutti i giorni dalle 13 alle 14

RISULTATI DI APPRENDIMENTO ATTESI

Conoscenza e capacità di comprensione

Lo studente al termine del Corso avrà conoscenza delle problematiche inerenti lo studio termodinamico di sistemi differenti, siano essi chimicamente invariabili o sede di reazione chimica. In particolare lo studente sarà in grado di comprendere la fenomenologia inerente lo scambio di lavoro e calore attraverso l'uso delle funzioni di stato, quali energia interna ed entalpia, per valutare gli scambi di calore, ed energia libera ed entalpia libera per gli scambi di lavoro. Sarà in grado, altresì di comprendere i bilanci di energia in sistemi chiusi ed aperti, il comportamento volumetrico di gas reali, e di miscele condensate ideali e reali, l'evoluzione spontanea dei sistemi e le condizioni di equilibrio, i modelli fondamentali di cinetica chimica.

Capacità di applicare conoscenza e comprensione

Lo studente sarà in grado di utilizzare strumenti di analisi matematica per valutare gli equilibri chimico-fisici; saprà impostare e risolvere problemi di bilanci di energia; saprà caratterizzare termodinamicamente sistemi chimicamente invariabili o sede di reazione chimica.

Autonomia di giudizio

Lo studente sarà in grado di valutare la natura dei sistemi in esame (reali o ideali) identificando gli strumenti analitici più idonei per la loro descrizione. Sarà altresì in grado di valutare la direzione di evoluzione dei sistemi di valutare i parametri da variare per massimizzare le conversioni..

Abilità comunicative

Lo studente acquisirà la capacità di comunicare ed esprimere problematiche inerenti l'oggetto del corso. Sarà in grado di sostenere conversazioni su tematiche termodinamiche, e di evidenziare problemi relativi agli equilibri chimico-fisici ed all'evoluzione dei sistemi.

Capacità d'apprendimento

Lo studente avrà appreso l'estensione dei concetti fondamentali della Termodinamica macroscopica allo studio energetico dei sistemi chimici, tappa fondamentale per la prosecuzione degli studi di Ingegneria Chimica

OBIETTIVI FORMATIVI

Obiettivo del corso è di presentare la termodinamica dal punto di vista dell'Ingegneria Chimica. Sebbene le leggi della termodinamica siano universali, esse vengono insegnate sia dal punto di vista teorico che applicativo in un contesto più vicino al percorso formativo dello studente in modo da fornirgli gli strumenti conoscitivi e di analisi di sistemi e processi tipici dell'Ingegneria Chimica. Pertanto partendo dalla descrizione delle interazioni a livello molecolare si ricavano le equazioni che descrivono il comportamento termodinamico dei gas puri ed in miscela, e delle fasi condensate, anch'esse pure o in miscela, per giungere alle relazioni che descrivono l'evoluzione del sistema in termini di trasferimento di materia e di energia, in assenza di attriti, fino al raggiungimento delle condizioni di equilibrio. Pertanto il corsivo propone di fornire gli strumenti per valutare energeticamente i sistemi siano essi sede o meno di reazioni chimiche.

ORE FRONTALI	LEZIONI FRONTALI
2	Introduzione alla Termodinamica Presentazione del corso - Proprietà del sistema – Classificazione delle proprietà – Variabili di stato
3	Il Primo Principio della Termodinamica ed altri concetti base Scambi di calore e lavoro – Energia – Energia interna – Energia Totale - Primo Principio quale principio di conservazione – Entalpia – Capacità Termica
2	Energetica delle trasformazioni dei gas – Espansione di gas Effetto Joule-Thompson
2	Sistemi aperti Equazione di continuità – Bilanci di energia e di materia in condizioni stazionarie
5	Termochimica 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 Trasformazioni reversibili ed irreversibili – Ciclo di Carnot – Entropia – Creazione di Entropia – Entropia come disordine
1	Il Terzo Principio della Termodinamica Entropia dallo zero assoluto a T – Estrapolazione di Debye - Teorema di Nernst
2	Proprietà Termodinamiche dei Fluidi Proprietà residue - Proprietà residue dalle equazioni di stato
4	Evoluzione ed Equilibrio Energia libera – Entalpia libera – Effetti energetici di reazione – Condizione di equilibrio e di riposo - Funzioni caratteristiche - Equazioni di Gibbs ed Helmholtz – Equazioni di Maxwell
8	Termodinamica delle soluzioni 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
8	Potenziali chimici di componenti in fase gas

	Gas perfetto puro - Miscele gassose perfette- Effetti di miscela – Equilibrio di membrana – Gas reale puro: Fugacità – Dipendenza della fugacità dalla pressione - Calcolo della fugacità: correlazioni generalizzate – Coefficienti di temperatura della fugacità – miscele gassose ideali: Legge di Lewis e Randall – Effetti di miscela
9	Potenziali chimici di componenti in fasi condensate Soluzioni ideali – Soluzioni reali: attività e coefficiente di attività – Sistemi solvente/solvente e soluto/solvente – Coefficienti di temperatura e di pressione del coefficiente di attività – Fugacità in sistemi condensati puri e misti – Effetti di miscela – Funzioni in eccesso - Equazioni di van Laar, Margules, Wilson, NRTL – UNIQUAC - Coefficienti di attività nelle diverse scale di concentrazione - Coefficienti di attività in soluzioni elettrolitiche: Teoria Debye Huckel -
8	Equilibri fisici: Regola delle fasi - Equazione di Clausius Clapeyron e sua integrazione – Equazione di Raoult – Equazione di Henry – Solubilità di un gas in una fase condensata -Equilibrio liquido/vapore a bassa ed ad alta pressione per sistemi reali – Coefficienti di attività da curve tensione di vapore vs concentrazione – Separazioni flash – Equilibrio liquido/vapore di liquidi immiscibili – Equilibrio di ripartizione liquido/liquido - Solubilità di un solido in un liquido – Abbassamento crioscopico ed innalzamento ebullioscopico – Pressione osmotica
3	Diagrammi di stato di sistemi a due componenti indipendenti Curve G vs composizione – Metodi di costruzione dei diagrammi di stato - Sistemi con azeotropo: Teorema di Gibbs-Konowalow – Coefficiente di attività nella lacuna di miscibilità – Formazione di composti intermedi – Diagrammi entalpici
2	Diagrammi di stato di sistemi a tre componenti indipendenti Diagrammi triangolari – Processo di cristallizzazione
4	Equilibri Chimici Equilibri omogenei in fase gas – Equilibri in fase condensata – Equilibri misti – Reazioni eterogenee – Stabilità degli equilibri chimici – Spostamenti di equilibrio chimico
6	Cinetica: Velocità di reazione – Classificazione cinetica delle reazioni – Reazioni del primo ordine – Reazioni simultanee del primo ordine – Reazioni del secondo ordine – Reazioni di pseudo-ordine – Reazioni a catena – Reazioni del 1° ordine limitate dalla reazione inversa - Teoria di Arrhenius – Teoria delle reazioni bimolecolari – Attivazione per urto in reazioni del 1° ordine – Teoria di Eyring
72	
ORE FRONTALI	ESERCITAZIONI
1	Grandezze fisiche ed unità 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 comprimibilità isoterma. Proprietà del gas ideale. Miscele perfette: leggi di Dalton e di Amagat.
2	Esempio sulle miscele perfette. Gas reali: isoterme di Amagat. EOS dei gas reali: equazione di Van der Waals, EOS cubiche . Equazione generalizzata, fattore di comprimibilità: teorema degli stati corrispondenti. Esercizio sul comportamento volumetrico di un gas reale
2	Esercizio sul comportamento volumetrico di un gas reale. Teorema degli stati corrispondenti a 3 parametri: correlazioni di Pitzer per il calcolo di Z. Esempio. Miscele di gas reali: regole di combinazione delle costanti delle EOS. Miscele gassose perfette, ideali e reali
1	Esercizio 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.
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. Esempio. Bilancio integrale di energia in sistemi aperti
1	Esempio di bilancio termico in un sistema sede di reazione. 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.
1	Esercizi sui bilanci termici in sistemi sedi di una o più 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
2	Effetto della pressione sulle proprietà termodinamiche di solidi, liquidi e gas. Tabelle e diagrammi termodinamici: descrizione. Analisi termodinamica dei processi continui: apparecchiature. Strozzature: equazioni di progetto. Turbine isoentropiche e reali. Efficienza. Esempio di studio termodinamico di una turbina a vapore. Compressori
3	Studio termodinamico di pompe: esempio. Cicli di potenza con turbina a vapore (descrizione). Processi di refrigerazione: cicli termodinamici, coefficiente di prestazione. Caratteristiche dei fluidi refrigeranti. Processi di liquefazione di gas. Processo Linde: descrizione e bilancio di energia. Esercizio sulla liquefazione del metano. Proprietà termodinamiche residue.
1	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	Esercizio sui cicli frigoriferi. Grandezze parziali molari: proprietà e relazioni principali. Potenziale chimico: definizione e significato fisico. Espressioni del potenziale chimico per gas puri perfetti e reali. Fugacità: dipendenza da T e P. Calcolo del coefficiente di fugacità 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 fugacità per gas puri. Fugacità 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 fugacità 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 attività 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. Solubilità dei gas in liquidi. Esempi sulla determinazione sperimentale dei coefficienti di attività del solvente e del soluto e loro significato fisico.
2	Dipendenza della solubilità dalla temperatura. Esercizio sulla costruzione del diagramma di equilibrio per liquidi immiscibili. Andamenti dei coefficienti di attività con la concentrazione; equazione di Gibbs-Duhem. Equilibri di distillazione: azeotropo, lacuna di miscibilità. Equazioni di Van Laar, Margules e simmetrica.
2	Esempio di una torre di assorbimento. Loops di calcolo sugli equilibri di distillazione a bassa P e calcolo delle coordinate azeotropiche. 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.
2	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.
2	Esercizio su una reazione in fase gas ad alta P. Esempio di calcolo dell'equilibrio e dell'evoluzione per una reazione eterogenea. Sistemi sedi di più reazioni chimiche: esempio di calcolo per sistemi con 2 reazioni omogenee. Esercizio su un sistema a varianza 3. Reazioni complete.
37	
TESTI CONSIGLIATI	<p>Introduction to Chemical Engineering Thermodynamics (7th edition) J. M. Smith, H. C. Van Ness, and M. M. Abbott, McGraw-Hill (2004)</p> <p>I Principi dell'Equilibrio Chimico K. Denbigh, Casa Editrice Ambrosiana – Milano (1977)</p> <p>R. Piontelli, Chimica Fisica, Dispense Problemi di Termodinamica con soluzione Bettoli, e Mastragostino, Corso Editore-Bologna (1990)</p> <p>Chemical Engineer's Handbook 8th ed.</p>

