

Información de la Asignatura

Nombre de la Asignatura
Termodinámica química
Código de la Asignatura
2015740
Número de Créditos
3
Descripción
El estudiante estará en capacidad de elaborar relaciones entre propiedades termodinámicas de sistemas mono y multicomponentes. Empleará ecuaciones de estado en el cálculo de propiedades termodinámicas. Comprenderá y aplicará los criterios de equilibrio.
Contenido
<p>1. RELACIONES ENTRE PROPIEDADES TERMODINÁMICAS</p> <p>1. 1.1. Fundamentos matemáticos: derivadas parciales y jacobianos. Ecuaciones diferenciales de las variables que tiene que ver con energía: u, h, a, g. Relaciones de Maxwell. Propiedades susceptibles de ser medidas. Expresión de propiedades no medibles en función de propiedades medibles.</p> <p>2. 1.2. Ecuaciones generales para evaluar cambios de energía interna, entalpía y entropía de sustancias puras. Relaciones generales en que intervienen calores específicos. Coeficiente de Joule y Thomson. Curva de inversión del fenómeno de Joule y Thomson.</p> <p>3. 1.3. Ecuación de Clapeyron. Integración: la ecuación de Clausius y Clapeyron. Algunas correlaciones para la presión de líquidos y sólidos. Evaluación de calores latentes. Elaboración de tablas de propiedades termodinámicas a partir de información experimental.</p> <p>4. 1.4. Utilización de ecuaciones de estado en el cálculo de las propiedades energía interna, entalpía, entropía y energía libre de sustancias puras mediante ecuaciones generales de variación. Uso de metodologías de estados correspondientes</p>

2. MEZCLAS DE GASES

1. 2.1. Medidas de composición. Mezclas gaseosas ideales: Modelos de Dalton y Amagat; volúmenes parciales. 2. 2.2. Energía interna, entalpía, entropía y calores específicos de mezclas de gases ideales. Paradoja de Gibbs.

3. EQUILIBRIO TERMODINÁMICO

1. 3.1. Entropía y equilibrio. Las funciones de Gibbs y Helmholtz. Potencial químico. Ecuación fundamental. Criterios intensivos y extensivos de equilibrio y de estabilidad de fases. Regla de las fases para sistemas sin reacción química. 2. 3.2. EQUILIBRIO TERMODINÁMICO DE MULTI-COMPONENTES. Propiedades de la mezcla. Propiedades molares parciales. Ecuación de Gibbs y Duhem. Métodos para la determinación de propiedades molares parciales. 3. Calores integrales y diferenciales de solución. Calorimetría de solución. Diagrama entalpía y composición. Regla de la palanca. Fugacidad de un componente en solución: fugacidad como criterio de equilibrio, $f_i = f_i(T,P)$. Coeficiente de fugacidad f_i . 4. 3.3. SOLUCION IDEAL. Punto de vista molecular. Regla de Lewis y Randall. Leyes de Raoult y de Henry. DVM, DHM, DSM, DGM. Solubilidad ideal en fase líquida. Solución diluida. Propiedades coligativas: presión de vapor, ebulloscopía, crioscopía, presión osm 5. 3.4. SOLUCIONES NO IDEALES. Mezclas gaseosas: Estados de referencia, cálculo de G , m , y la fugacidad de componente. Soluciones líquidas. Propiedades en exceso. Actividad y coeficientes de actividad. Dependencia de los coeficientes de actividad con T y P .

4. EQUILIBRIO DE FASES

1. 4.1. Equilibrio líquido y vapor. Diagramas T vs x,y ; P vs x,y ; diagrama x vs y . Punto de rocío. Punto de burbuja. Azeotropía. Sistemas con miscibilidad parcial e inmiscibilidad. Cálculo de equilibrio líquido y vapor para soluciones ideales. 2. 4.2. Cálculo de equilibrio líquido y vapor para soluciones no ideales a presiones bajas, a presiones moderadas y a presiones altas. Vaporización instantánea y destilación fraccionada. Nomogramas de De Priester. Cálculo de equilibrio líquido y vapor con e 3. 4.3. Equilibrio Gas y Líquido. Solubilidad de gases en líquidos, análisis del efecto de la presión y de la temperatura. Equilibrio líquido y líquido. Sistemas binarios con miscibilidad parcial. Ley de Nernst. Coeficiente de reparto. Equilibrio líquido y l 4. 4.4. Sistemas ternarios. Extracción por solvente. Equilibrio sólido líquido. Soluciones ideales. Soluciones no ideales. Miscibilidad total, parcial o inmiscibilidad. Diagramas sólido y líquido. Cristalización fraccionada. Actividad y fugacidad del componente.