

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 fu</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 β Thomson. Curva de inversión del fenómeno de Joule β Thomson.</p> <p>3. 1.3. Ecuación de Clapeyron. Integración: la ecuación de Clausius β 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 MULTICOMPONENTES. 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 vs 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. SOLUCIÓN 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, ebulloscopia, crioscopia, presión osmótica. 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 vs 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 vs vapor para soluciones ideales. 2. 4.2. Cálculo de equilibrio líquido vs 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 vs vapor con exceso. 3. 4.3. Equilibrio Gas vs Líquido. Solubilidad de gases en líquidos, análisis del efecto de la presión y de la temperatura. Equilibrio líquido vs líquido. Sistemas binarios con miscibilidad parcial. Ley de Nernst. Coeficiente de reparto. Equilibrio líquido vs líquido. 4. 4.4. Sistemas ternarios. Extracción por solvente. Equilibrio sólido líquido. Soluciones ideales. Soluciones no ideales. Miscibilidad total, parcial o inmiscibilidad. Diagramas sólido vs líquido. Cristalización fraccionada. Actividad y fugacidad del componente.