



**UNIVERSIDAD CENTROCCIDENTAL
LISANDRO ALVARADO
SISTEMA DE EDUCACION A DISTANCIA
DECANATO DE CIENCIAS Y TECNOLOGIA**



GUIA DIDACTICA



Principios de Ingeniería

**Ing. MSc. Roxana Martínez
Barquisimeto, Marzo 2012**



UNIVERSIDAD CENTROCCIDENTAL
LISANDRO ALVARAD
SISTEMA DE EDUCACION A DISTANCIA
DECANATO DE CIENCIAS Y TECNOLOGIA



GUÍA DIDACTICA



Principios de Ingeniería

Elaborado por: **Roxana Martínez**
Correo-e: roxanamartinez@ucla.edu.ve
Fecha Elaboración: **29/03/2012**

Revisado y Aprobado por:
Prof. Roxana Martínez
Fecha Ultima Revisión: **29/03/2012**

Tabla de Contenidos

Datos Generales de la Asignatura y del Profesor	2
Justificación de la Asignatura.....	3
Objetivos	4
Conocimientos Previos.....	4
Contenidos	4
Referencias.....	6
Orientaciones Generales Para el Estudio.....	7
Evaluación de los Aprendizajes.....	9
Proceso del Aprendizaje.....	10
Soluciones de las Autoevaluaciones.....	72

Datos Generales de la Asignatura y del Profesor

Principios de Ingeniería

Código:	INP 633
Carga Horaria	3
Semestre	VI
Programa	Ingeniería de Producción
Departamento	Manufactura y Producción
Pre-requisitos	INP414
Prelaciones	Ninguna
Profesor de la Asignatura	Ing.(MSc) Roxana Martinez 0424-5055252 roxanamartinez@ucla.edu.ve
Coordinador de la Asignatura	Prof. Gianella Polleri 0251-2591614 gianellapolleri@ucla.edu.ve

Autor de la Guía Didáctica		
Nombre y Apellido	Teléfonos	Correo Electrónico
Ing. (MSc) Roxana Martínez	0424-5055252	roxanamartinez@ucla.edu.ve

Justificación de la Asignatura

Para un Ingeniero de Producción es importante el conocimiento que tenga el mismo sobre los principios básicos empleados en el campo de la ingeniería que le permitan comprender los procesos industriales. Entre estos principios se encuentran una serie de cálculos que los ingenieros deben realizar en su trabajo cotidiano, con el fin de resolver problemas en cualquier proceso de producción.

El curso *“Principios de Ingeniería”* te proporciona los conceptos básicos y herramientas necesarias para comprender los sistemas de procesos químicos a escala industrial, facultándote para resolver problemas simples de balance de masa y/o energía relacionados con el proceso productivo, con énfasis en procesos industriales químicos.

Esta Guía Didáctica es una herramienta valiosa que complementa y dinamiza los textos guías; con el fin de orientar tu estudio y permitir que trabajes de forma autónoma. Es una manera de reemplazar la presencia del profesor, acercándote al conocimiento y facilitando tu comprensión de la asignatura.

La guía esta constituida por cinco unidades. La Unidad 1 - Introducción a los Cálculos en Ingeniería, te muestra los cálculos bases que son utilizados en ingeniería para realizar balances de materia y energía en los sistemas productivos. La Unidad 2 - Balance de Materia, te introduce en los balances de materia en una sola fase desde menor a mayor complejidad. La Unidad 3 - Gases, Vapores, Líquidos y Sólidos, te muestra cómo resolver problemas de balance de materia en fase gaseosa y con más de una fase. La Unidad 4 - Balance de Energía, te muestra la manera de realizar balances de energía en sistemas, utilizando correlaciones, tablas y figuras. Finalmente, en la Unidad 5 - Balance de Materia y Energía Combinados, podrás aplicar los conocimientos aprendidos en conjunto dentro de una aplicación práctica.

Con el fin de permitirte una evaluación formativa, al finalizar cada unidad se te presentan una recopilación de ejercicios resueltos que podrás usar como guía para tu estudio y se te proponen algunos ejercicios que puedes resolver para tu preparación.

Objetivos

Una vez que hayas finalizado la lectura de los contenidos y realizado las actividades incluidas dentro de cada sesión de estudio, estarás en condiciones de:

- DESCRIBIR un proceso de producción determinado de acuerdo a las operaciones que lo forman
- FORMULAR balances de materia y de energía de un Proceso de Producción determinado
- RESOLVER los balances de materia y energía formulados con el fin de obtener los datos faltantes.
- DESARROLLAR la habilidad para resolver problemas y familiarizarse con el uso de unidades físicas y comportamiento de gases y líquidos.

Conocimientos Previos

Para conocer tus saberes previos, intereses, preferencias y expectativas, se requiere que realices la Prueba Diagnostica Interactiva, con retroalimentación automática, presentada en el Curso *“Principios de Ingeniería”* en SEDUCLA. Mediante esta Prueba Diagnóstica realizada antes de iniciar la fase de aprendizaje, se podrá orientar la planificación del proceso de inter-aprendizaje y de esta manera encarar con éxito el estudio de la asignatura.

Contenidos

Unidad I

Introducción a los Cálculos en Ingeniería

- 1.1. Unidades y dimensiones
- 1.2. La unidad mol
- 1.3. Convenciones para los métodos de análisis y medición

- 1.4. Elección de la base de cálculo
- 1.5. Temperatura
- 1.6. Presión
- 1.7. Ecuación Química y Estequiometría

Unidad II

Balance de Materia

- 2.1. Principio de Conservación de la Materia: el balance de materia
- 2.2. Análisis de problemas de balance de materia
- 2.3. Balance de Materia en los que no intervienen reacciones químicas
- 2.4. Balance de Materia con reacciones químicas
- 2.5. Balance de Materia con múltiples subsistemas
- 2.6. Procesos con corrientes de recicló, derivación y purga

Unidad III

Gases, Vapores, Líquidos y Sólidos

- 3.1. Cálculos de la ley de los gases ideales
- 3.2. Relaciones de Gases Reales.
- 3.3. Presión de vapor y Líquidos.
- 3.4. Saturación.
- 3.5. Equilibrio líquido-vapor para sistemas multicomponentes.
- 3.6. Saturación parcial y humedad.
- 3.7. Balances de materia que implican Condensación y Vaporización.

Unidad IV

Balances de Energía

- 4.1. Conceptos y unidades
- 4.2. Cálculo de cambios de entalpía
- 4.3. Aplicaciones del balance general de energía sin ocurrencia de reacciones

4.4. Diagramas de humedad y su uso

Unidad V

Balance de Materia y Energía Combinados

- 5.1. Análisis de los Grados de Libertad en un proceso de estado estacionario
- 5.2. Resolución de balances de materia y energía

Referencias

- Para el desarrollo de la guía didáctica se ha considerado como libro base:

Himmelblau, David (1997). Principios Básicos y Cálculos en Ingeniería Química. Prentice-Hall Hispanoamericana, S.A. Sexta Edición. México. Ejemplares de este texto se encuentra en la Biblioteca del Decanato de Ciencias y Tecnología.

Los capítulos del libro a consultar son: 1, 3, 4 y 5

- Como libro de consulta puedes revisar:

Felder, Richard y Rousseau, Ronald (2004). Principios Elementales de los Procesos Químicos. Editorial Limusa, S.A. de C.V., Tercera Edición. México

- Adicionalmente se presentan Guías de Estudio y recursos adicionales por unidad incluidos en la sección de RECURSOS del Curso *Principios Ingeniería* en:

<http://sed.ucla.edu.ve>

Orientaciones Generales Para el Estudio

Para el buen cumplimiento de las actividades del curso y lograr un aprendizaje efectivo y un buen rendimiento académico, te recomiendo seguir estas orientaciones:

Te invito a que dediques por lo menos 5 horas semanales al estudio.



Te recomiendo revisar los MENSAJES y la sección de RECURSOS al menos dos veces por semana, en el Curso “Principios de Ingeniería” en:

<http://sed.ucla.edu.ve>

Toma nota de los puntos que consideres importancia, haz resúmenes de la recuerda que estos te pueden ayudar en el desarrollo del proyecto a distancia preparación para tus pruebas



de información, mucho tanto como en la



Esta Guía Didáctica, es una herramienta valiosa que complementa y dinamiza los textos guías; con el fin de orientar tu estudio y permitir que trabajes de forma autónoma. Es una manera de reemplazar la presencia del profesor, acercándote al conocimiento y facilitando tu comprensión de la asignatura.

Dentro de la evaluación sumativa de la asignatura, realizarás un Proyecto “en Equipo”, en el cual aplicarás los conocimientos que vas adquiriendo a lo largo del proceso de enseñanza-aprendizaje. Trata de reunirte con los demás miembros del equipo por lo menos 2 horas semanales para cumplir con las asignaciones. De la coordinación del trabajo en equipo dependerá el éxito del proyecto.





En la sección de **RECURSOS** de cada tema, mostrada en el curso "Principios de Ingeniería" en **SEDUCLA** se encuentran las presentaciones y material requerido para complementar la asignatura.

Al finalizar cada unidad encontrarás las "**Autoevaluaciones**" y "**Actividades**" que debes realizar, que te permitirán revelar los avances y dificultades que presentas en el proceso de enseñanza-aprendizaje.



Cada unidad correspondiente al curso irá acompañado de referencias para consulta, tanto bibliográficas como infográficas, que te ofrecerán elementos adicionales para tu formación personal.

Cualquier información importante que se requiera de tu conocimiento será mostrada en:

<http://sed.ucla.edu.ve>.

El curso cuenta con los siguientes FOROS para interacción:



Información de Interés

Creado para colocar toda la información de interés sobre el curso para que no te pierdas ninguna de las actividades a desarrollar en el mismo.



Foro de Consultas

Cualquier duda, comentario o sugerencia la puedes realizar en este foro



Foro para Compartir

Este foro te permitirá interactuar de manera social con todos los participantes de éste curso, con el fin de hacer el proceso de aprendizaje más cálido y llevadero.

Recuerda que ante cualquier pregunta o sugerencia no vaciles en dirigirte al tutor a través de éstos FOROS. No te sientas sólo. Cualquier consulta o inquietud será atendida en un plazo máximo de 24 horas en horario laborable.

¡¡¡SIGAMOS APRENDIENDO JUNTOS!!!

Evaluación de los Aprendizajes

La estrategia utilizada para la evaluación del curso básicamente constará de los siguientes tipos de evaluación:

- Evaluación Formativa: mediante las autoevaluaciones y actividades colocadas al final de cada unidad. Permite revelar los avances y dificultades que presentas en el proceso de enseñanza-aprendizaje.
- Evaluación Sumativa: mediante pruebas presenciales, las cuales serán: escritas, periódicas, largas, y a través de la realización de un proyecto grupal.

Las Fechas y tipos de evaluación a utilizar durante el presente curso serán mostradas en el curso "*Principios de Ingeniería*" en <http://sed.ucla.edu.ve>

Proceso del Aprendizaje

UNIDAD I

INTRODUCCIÓN A LOS CÁLCULOS EN INGENIERÍA

Esta unidad te permite entrar en los cálculos utilizados para resolver problemas en ingeniería, incluyendo un repaso de conocimientos que debes haber adquirido en las asignaturas Química General y Química Industrial, tales como unidades de medida, mol, presión y temperatura entre otros, que son la base para resolver dichos problemas.

Objetivos Específicos:

1. ANALIZAR el concepto de consistencia dimensional para realizar conversiones de unidades de manera eficiente
2. DISTINGUIR las definiciones usadas para informar las propiedades físicas de una corriente de proceso
3. APLICAR el procedimiento para escoger una base de cálculo para la resolución de problemas.
4. APLICAR los cálculos estequiométricos para resolver ecuaciones químicas

1. Unidades y dimensiones

Una dimensión que se mide o se cuenta tiene un valor numérico y una unidad. Es fundamental en la mayoría de los cálculos de ingeniería que aparezcan ambos en cada cantidad en cualquier ecuación.

Pero, ¿Qué es una dimensión?



Una **dimensión** es aquella propiedad que puede medirse, por ejemplo: longitud, tiempo, masa o temperatura; o calcularse multiplicando o dividiendo otras dimensiones como volumen (longitud^3), densidad ($\text{masa}/\text{longitud}^3$), velocidad ($\text{longitud}/\text{tiempo}$). (R. Felder y R. Rousseau, Principios Elementales de los Procesos Químicos, 2004)

Las **unidades** son las formas de expresar la dimensión, como gramos para masa, segundos para tiempo, entre otros.

Las mediciones en el mundo científico habitualmente se expresan en el sistema métrico, o su sucesor modernizado, el Sistema Internacional de Medidas (SI).

Este sistema se basa en siete unidades fundamentales que se enumeran en la Tabla 1 siguiente.

Tabla 1: Unidades Básicas del Sistema Internacional de Medidas

Propiedad física	Nombre de la unidad	Símbolo
Longitud	Metro	m
Masa	Kilogramo	kg
Tiempo	Segundo	s
Corriente eléctrica	Amperio	A
Temperatura	Kelvin	K
Intensidad luminosa	Candela	cd
Cantidad de sustancia	Mol	mol

- Unidad de longitud: *metro (m)*: El metro es la longitud de trayecto recorrido en el vacío por la luz durante un tiempo de $1/299.792.458$ de segundo.
- Unidad de masa: *kilogramo (kg)*: es igual a la masa del prototipo internacional del kilogramo.
- Unidad de tiempo: *segundo (s)*: es la duración de $9.192.631.770$ periodos de la radiación correspondiente a la transición entre los dos niveles hiperfinos del estado fundamental del átomo de cesio 133.
- Unidad de intensidad de corriente eléctrica: *ampere (A)*: es la intensidad de una corriente constante que manteniéndose en dos conductores paralelos, rectilíneos, de longitud infinita, de sección circular despreciable y situados a una distancia de un metro uno de

otro en el vacío, produciría una fuerza igual a 2×10^7 newton por metro de longitud.

- Unidad de temperatura termodinámica: Kelvin (K): unidad de temperatura termodinámica, es la fracción $1/273,16$ de la temperatura termodinámica del punto triple del agua.

Observación: Además de la temperatura termodinámica (T) expresada en Kelvin, se utiliza también la temperatura Celsius (t) definida por la ecuación $t = T - T_0$ donde $T_0 = 273,15$ K por definición.

- Unidad de cantidad de sustancia: mol (mol): es la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales como átomos hay en 0,012 kilogramos de carbono 12.

Cuando se emplee el mol, deben especificarse las unidades elementales, que pueden ser átomos, moléculas, iones, electrones u otras partículas o grupos especificados de tales partículas.

- Unidad de intensidad luminosa: candela (cd): es la unidad luminosa, en una dirección dada, de una fuente que emite una radiación monocromática de frecuencia 540×10^{12} Hertz y cuya intensidad energética en dicha dirección es $1/683$ watt por estereorradián.

Todas las demás unidades de medida derivan de ellas. Por ejemplo:

Tabla 2. Unidades derivadas

Propiedad física	Nombre de la unidad	Símbolo
Área	Metro cuadrado	m^2
Volumen	Metro cúbico	m^3
Densidad	Kilogramo por metro cúbico	kg/m^3 .
Fuerza	Newton	N ($kg \cdot m/s^2$)
Presión	Pascal	Pa ($N \cdot m^{-2}$)
Energía	Joules	J ($kg \cdot m^2/s^2$)
Carga eléctrica	Coulombio	C (A.s)
Diferencia de potencial	Voltio	V ($J \cdot C^{-1}$)
Resistencia	Ohmio	Ω ($V \cdot A^{-1}$)

Las unidades de medida pueden tratarse como variables algebraicas al sumar, restar, multiplicar o dividir. Los valores numéricos de dos cantidades pueden sumarse o restarse sólo si sus unidades son iguales.

$$3 \text{ cm} - 1 \text{ cm} = 2 \text{ cm} \quad (3x - x = 2x)$$

pero

$$3 \text{ cm} - 1 \text{ mm} = ? \quad (3x - y = ?)$$

Por otra parte, los valores numéricos y sus unidades correspondientes siempre se pueden combinar al multiplicar o dividir, obteniéndose unidades derivadas.

$$3 \text{ N} \times 4 \text{ m} = 12 \text{ N.m} \quad \text{ó} \quad \frac{5,0 \text{ km}}{2,0 \text{ h}} = 2,5 \text{ km/h}$$

Una cantidad medida puede expresarse en cualquier unidad que tenga la dimensión, por lo que antes de realizar cualquier operación con dimensiones, es necesario que las dimensiones equivalente usadas dentro del cálculo tengan las mismas unidades. Para convertir una cantidad expresada en términos de una unidad a su equivalente en términos de otra unidad, se multiplica la cantidad dada por el factor de conversión (unidad nueva/unidad anterior).

Es importante resaltar, que un principio básico es que las ecuaciones deben ser dimensionalmente consistentes; es decir, que cada uno de los términos de una ecuación tenga las mismas dimensiones y unidades netas que todos los demás términos con los que se suma, resta o iguala.

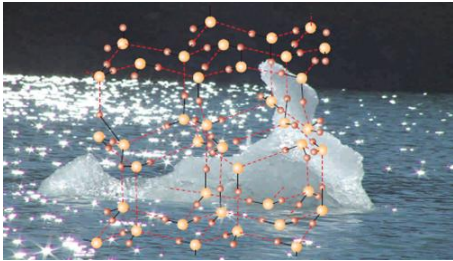


Para ampliar un poco más sobre las unidades de medida, los factores de conversión y la consistencia dimensional revisa el Capítulo 1 del Texto Guía "Principios Básico y Cálculos en Ingeniería Química" de Himmelblau (páginas 7 a 14)

2. La unidad mol

El término mol que viene de la palabra latina "mole", que significa "pila" (de montón), "lote", "masa", fue utilizado por primera vez en 1896 por el químico alemán Wilhelm Ostwald (1853-1932), pero con un significado totalmente diferente al actual. En 1900 Blanchard y Wade

relacionaron el vocablo mol con la Ley de Avogadro. Molécula es un diminutivo de “mole”.



Los átomos tienen masas muy pequeñas que no son fáciles de determinar directamente. Además, no todos los átomos de un mismo elemento tienen la misma masa. Lo que se ha hecho es asignar un valor promedio a los átomos pertenecientes a un elemento, escogido como patrón, y la masa promedio de los átomos de otro elemento se determina con relación a la del patrón. El patrón es el isótopo C^{12} de masa 12,00 u. Así, la unidad de masa atómica (u) es un doceavo (1/12) de la masa de un átomo del isótopo C^{12} .

El mol (n) es la cantidad de materia de un sistema con un número de entidades elementales igual a los átomos contenidos en 0.012 Kg de C^{12} .

La cantidad de sustancia (n) en mol es distinta a la cantidad de materia o masa (m) que se expresa utilizando unidades como gramo (g), kilogramo (kg) o miligramo (mg). A esa cantidad de sustancia (n) se le puede medir su masa (m) en una balanza. Si bien n y m son distintas, están directamente relacionadas por una constante denominada *masa molar* (M) que tiene un valor característico para cada entidad:

$$m(\text{entidad}) = M(\text{entidad}) \times n(\text{entidad}) \quad (1)$$

Para determinar la masa molar de una sustancia o compuesto se requiere conocer la fórmula molecular de dicha sustancia o compuesto. La masa molar del mismo no es más que la suma de las masas de los átomos que lo componen.

De esta manera, la masa molar del Ácido Sulfúrico (H_2SO_4) es:

Elemento	Masa Atómica	Cantidad de Átomos	Masa Total por Elemento
H	1,01	2	2,02
S	32,06	1	32,06
O	16,00	4	64,00
Masa Molar			98,08

Cuando se requiere determinar la masa molar (M) de una mezcla de composición definida se realiza la siguiente operación:

Si se conoce la fracción molar (x_i) y se determina la Masa Molar de cada compuesto que forma la mezcla (M_i), entonces:

$$M = \sum x_i M_i \quad (2)$$

Si se conoce la fracción másica (x_i):

$$\frac{1}{M} = \sum \frac{x_i}{M_i} \quad (3)$$

3. Convenciones para los métodos de análisis y medición

Existen ciertas definiciones y convenciones que se usarán constantemente en la mayoría de los cálculos. A continuación se expresan cada una de ellas.

3.1. Densidad:

La densidad de una sustancia es su masa por unidad de volumen. Para determinar la densidad de una sustancia, es preciso conocer tanto su volumen como su masa.

$$\rho = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} \quad (4)$$

Las densidades de los sólidos y líquidos puros son básicamente independientes de la presión y varían relativamente poco con la temperatura.

3.2. Peso o densidad específica relativa:

Es el cociente de dos densidades, la de la sustancia de interés y la de la sustancia de referencia. Para líquidos y sólidos, la sustancia de referencia es el agua y para gases, la sustancia de referencia es el aire.

$$p.e.r = \frac{\rho(\text{sustancia de interés})}{\rho(\text{sustancia de referencia})} \quad (5)$$

Para ser precisos al referirse al peso específico relativo, se debe indicar la temperatura a la que se mide cada densidad, la de la sustancia de interés y la de referencia.

Así, $p.e.r = 0.73 \frac{20^\circ}{4^\circ}$, indica que la temperatura de la sustancia de interés es 20° y la de referencia (agua) es 4° .

En la industria petrolera el peso específico relativo de los productos del petróleo suele informarse en términos de una escala de hidrómetro llamada $^\circ API$. La ecuación de la escala API es:

$$^\circ API = \frac{141.5}{\frac{p.e.r}{60^\circ}} - 131.5 \Rightarrow p.e.r \frac{60^\circ}{60^\circ} = \frac{141.5}{^\circ API + 131.5} \quad (6)$$

3.3. Volumen específico:

El volumen específico de un compuesto es el recíproco de la densidad, es decir el volumen por unidad de masa o cantidad unitaria de material (mol).

$$v = \frac{\text{volumen}}{\text{masa o mol}} \quad (7)$$

3.4. Medidas de concentración

La fracción molar es simplemente la cantidad de moles de una sustancia específica divididos entre el número total de moles presentes. Esta definición se cumple para los gases, líquidos y sólidos. De manera similar, la fracción en masa no es más que la masa (m) de la sustancia dividida entre la masa total de todas las sustancias presentes.

$$\text{Fracción molar} = x_A = \frac{\text{moles A}}{\text{moles totales}} \quad (8)$$

$$\text{Fracción masa} = x_A = \frac{\text{masa A}}{\text{masa total todas sustancias}} \quad (9)$$

El porcentaje molar y el porcentaje en peso se determina multiplicando las fracciones respectivas por cien.

3.5. Inflamabilidad:

El punto de inflamación de una sustancia es la temperatura del aire a la que el vapor que está sobre una sustancia producirá un destello o explotará en presencia de una llama. Es importante al manejar líquidos.

El grado de inflamabilidad se utiliza cuando se van a clasificar y manejar sustancias. De aquí que:

- 0 No combustible
- 2 Se deben someter a altas temperaturas para encenderse
- 3 Se pueden encender a temperatura ambiente
- 4 Forma mezclas explosivas en aire con polvos, aerosoles

3.6. Toxicidad:

El grado de toxicidad indica el nivel en que una sustancia es peligrosa para la salud y se basan en exposición de personas por cualquier vía.

- 0 No hay efecto tóxico a menos que la dosis sea muy alta
- 1 Lesión menor, fácilmente reversible
- 2 Lesión menor temporal o permanente
- 3 Lesión mayor temporal o permanente que puede poner en peligro la vida
- 4 Muerte

4. Temperatura:

La temperatura de una sustancia en determinado estado de agregación (sólido, líquido o gas) es una medida de la energía cinética promedio de sus moléculas. Esta energía es imposible medir, por lo que la temperatura se mide de forma indirecta midiendo alguna propiedad física, como resistencia eléctrica de un conductor (termómetro de resistencia), voltaje de la unión de dos metales

distintos (termopar) y el volumen de una masa fija de fluido (termómetro).

Las escalas de temperatura pueden definirse en términos de cualquiera de estas propiedades, o con base en fenómenos físicos como la congelación o la fusión.

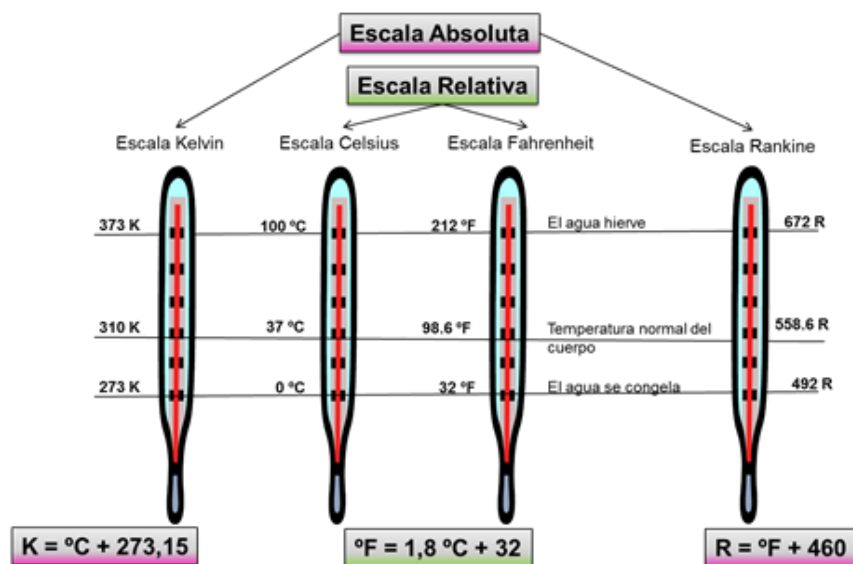
Las dos escalas más comunes de temperatura se definen utilizando el punto de congelación (T_f) y el punto de ebullición (T_b) del agua a una presión de 1 atm.

Escala Celsius (o centígrada): A T_f se le asigna 0°C y a T_b se le asigna 100°C . En esta escala, el cero absoluto (temperatura más baja de la naturaleza) es -273.15°C

Escala Fahrenheit: A T_f se le asigna 32°F y a T_b se le asigna 212°F . En esta escala, el cero absoluto (temperatura más baja de la naturaleza) es -459.67°F

Las escalas *Kelvin* y *Rankine* se definen de manera tal, que el cero absoluto tiene un valor de 0 y el tamaño de un grado es el mismo que el de Celsius y Fahrenheit, respectivamente; es decir, $\Delta^\circ\text{C} = \Delta\text{K}$ y $\Delta^\circ\text{F} = \Delta\text{R}$.

Figura 1: Escalas de medición de Temperatura



Fuente: Elaboración propia

5. Presión

La presión se define como “fuerza normal por unidad de área”. En la figura 2, la atmósfera ejerce una presión sobre la superficie del líquido y hace que el líquido ascienda por el tubo capilar. La altura que sube el líquido en el tubo nos muestra la presión de la atmósfera.

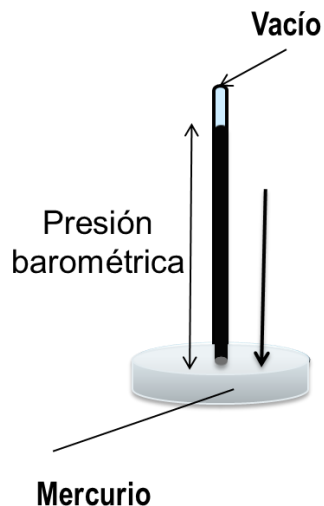


Figura 2: Medición de Presión Barométrica
(Fuente: elaboración propia)

En ingeniería, a una columna de líquido suele llamársele cabeza del líquido, y la cabeza se refiere a la altura de la columna.

Las presiones, al igual que las temperaturas, se pueden expresar en escalas tanto absolutas como relativas. El hecho de que un dispositivo para medir la presión mida la presión absoluta o la relativa depende de la naturaleza del instrumento medidor. El dispositivo usado para medir la presión es el manómetro, el cual es generalmente un tubo en forma de U parcialmente lleno con un fluido de densidad conocida (fluido manométrico). Al exponer los extremos del tubo a distintas presiones, el nivel de campo desciende en el brazo de alta presión y aumenta en el de baja presión. La diferencia entre las presiones puede calcularse midiendo la diferencia entre los niveles de líquido en cada brazo.

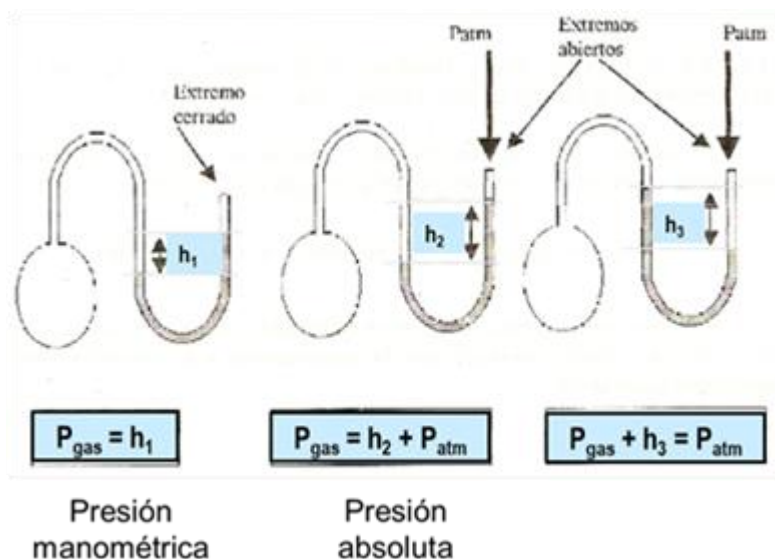
Por ejemplo, un manómetro de extremo cerrado, conectado a un recipiente (Figura 3) mediría la presión del gas que se encuentra dentro del recipiente (presión manométrica). Sí el manómetro de la figura trabajara con uno de los extremos abiertos, el mismo mediría una presión relativa ya que la presión del recipiente estaría influenciada por la presión de la atmósfera sobre el extremo abierto del manómetro, creando una contrapresión. Por otro lado, si creamos un vacío en el

recipiente estaremos midiendo contra un vacío perfecto, o contra “ausencia de presión”.

En este sentido, tenemos:

$$P_{absoluta} = P_{manométrica} + P_{atmósfera} \quad (10)$$

Figura 3: Medición de Presión mediante Manómetro



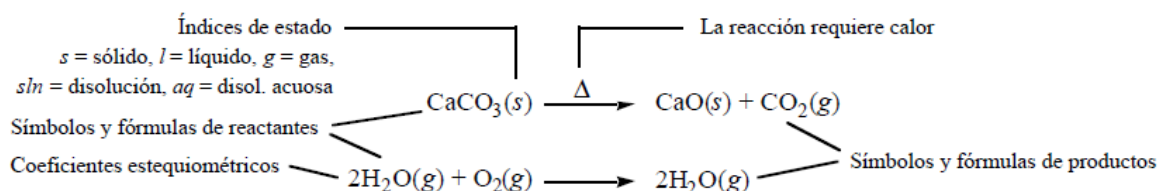
Revisa información adicional sobre la medida de presión y la conversión de unidades de presión, en el Capítulo 1 del Texto Guía "Principios Básico y Cálculos en Ingeniería Química" de Himmelblau (páginas 49 a 60)

6. Ecuación Química y Estequiometría

La ecuación química proporciona información tanto cuantitativa como cualitativa indispensable para calcular las cantidades de sustancias que se combinan en un proceso químico. La ecuación química se emplea para describir las reacciones químicas. Una ecuación química está ajustada cuando el número de átomos de cada elemento que aparece a cada lado de la flecha es el mismo.

En la Figura 4 se muestran los elementos que forman una ecuación química.

Figura 4: Elementos de una Ecuación Química



(Fuente: Curso Química General Universidad Alcalá)

La *estequiometría* se ocupa de la combinación de elementos y compuestos. Las relaciones que se obtienen de los coeficientes numéricos de la ecuación química son los coeficientes estequiométricos que nos permiten calcular los moles de una sustancia en relación con los moles de otra sustancia que interviene en la ecuación química.

Algunos conceptos importantes en los cálculos estequiométricos se muestran a continuación:

- Reactivo Limitante:** reactivo que está presente en la cantidad estequiométrica más pequeña.
- Reactivo en Exceso:** reactivo que está presente en exceso del reactivo limitante.
- Conversión:** es la fracción de la alimentación o de algún material clave de la alimentación que se convierte en producto.
- Selectividad:** es el cociente de moles obtenidos de un producto determinado (usualmente el deseado) entre los moles de otro producto (por lo general indeseable o secundario) obtenido.
- Rendimiento:** son la masa o moles obtenidos del producto final dividido entre la masa o moles del reactivo inicial o clave.



Para ampliar un poco más sobre ecuaciones químicas y estequiometría, revisa el Capítulo 1 del Texto Guía "Principios Básico y Cálculos en Ingeniería Química" de Himmelblau (páginas 63 a 72)



Es buen momento, si lo deseas, para hacer una pausa en la lectura. Una caminata, algo de actividad física, escuchar música, pueden ayudarte a fijar mejor los conocimientos. Luego puedes revisar el “Unidad 1 Ejercicio 1 Resuelto”, incluido en la sección RECURSOS del Bloque 1 del Curso *Principios de Ingeniería* en <http://sed.ucla.edu.ve>

7. Elección de la base de cálculo

Una *base de cálculo* es la referencia que usted elige para los cálculos que planea efectuar para resolver un problema, y la selección de la misma se hace para facilitar la resolución del problema.

Para escoger una base de cálculo debemos hacernos las siguientes preguntas:

¿De qué se va a partir?

¿Qué respuesta se requiere?

¿Cuál es la base de cálculo conveniente?

En los casos en que al parecer hay más de una base de cálculo apropiada, lo mejor puede ser usar una base de cálculo unitaria de 1 o 100 de algo: kilogramos, horas, moles, pies cúbicos, entre otros.

La base de cálculo debe ser indicada al principio del problema.

Es importante tener en cuenta que la habilidad para escoger la base de cálculo que requiere el mínimo de pasos para resolver un problema sólo se adquiere con la práctica.



Para afianzar los conocimientos con respecto a la elección de la base de cálculo revisa los ejemplos 1.15, 1.16 y 1.17 en el Capítulo 1 del Texto Guía “*Principios Básico y Cálculos en Ingeniería Química*” de Himmelblau (páginas 38 a 41).



Al finalizar la Unidad 1 y con la finalidad de verificar los conocimientos que adquiriste en esta sesión de estudios, realiza la autoevaluación N° 1 presentada a continuación.

Autoevaluación N° 1:

Instrucciones: A continuación se presentan varios planteamientos, de los cuales unos son verdaderos y otros falsos. Marca una X en el cuadro que corresponda dependiendo si la respuesta es verdadera o falsa.

Pregunta 1: La densidad y el peso específico relativo del mercurio son diferentes en el Sistema Internacional de medidas (SI).

Verdadero Falso

Pregunta 2: El recíproco de la densidad es el volumen específico.

Verdadero Falso

Pregunta 3: En el análisis de seguridad, las medidas clave de propiedades peligrosas son toxicidad, inflamabilidad, reactividad, punto de inflamación y la temperatura de autoignición.

Verdadero Falso

Pregunta 4: Hay pocas formas de expresar la concentración.

Verdadero Falso

Instrucciones: A continuación aparecen varios planteamientos con tres opciones de respuestas probables. Selecciona la respuesta correcta a cada enunciado encerrando en un círculo la letra correspondiente a la opción obtenida, luego de haber realizado los cálculos necesarios.

Pregunta 5: ¿Cuál es el peso molecular del ácido acético (CH_3COOH)?:

- a. 80
- b. 60
- c. 75

Pregunta 6: El peso específico relativo del acero es 7.9 (sustancia de referencia agua con una densidad de 62,4 lb/ft³). ¿Qué volumen en pies cúbicos (ft³) tiene un lingote de acero que pesa 4000 lb?

- a. 9,8 ft³
- b. 10,5 ft³
- c. 8,1 ft³

Resumen

En la Unidad 1 se te introdujo en los cálculos básicos requeridos para desarrollar los cálculos en ingeniería, estos conceptos serán utilizados para resolver muchos de los problemas cotidianos en tu vida profesional como Ingeniero de Producción.

UNIDAD II

BALANCES DE MATERIA

En este tema te daremos las herramientas requeridas para resolver balances de materia en estado estacionario, con o sin reacción, desde procesos simples hasta múltiples operaciones.

Objetivos Específicos:

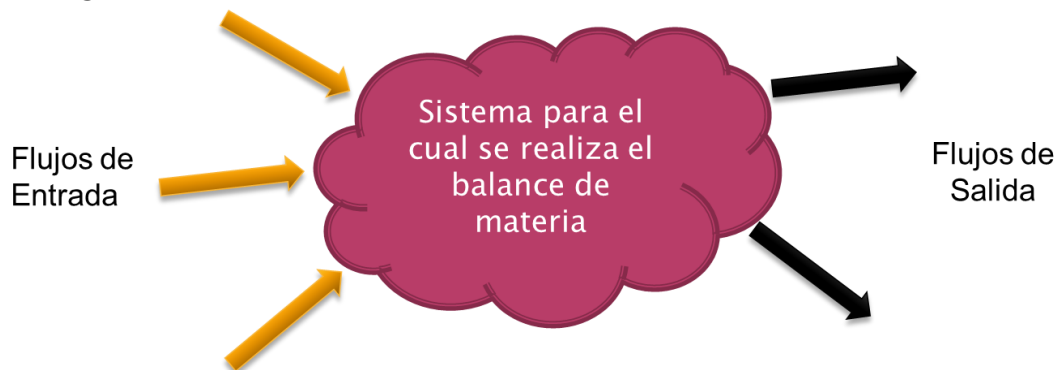
1. DEFINIR el sistema y fronteras para la resolución de un balance de materia.
2. COMPRENDER los pasos a seguir para el análisis de problemas de balance de materia
3. RESOLVER balances de materia de sistemas sin y con reacción química
4. RESOLVER balances de materia con corrientes de reciclo, derivación y purga.

1. Principio de Conservación de la Materia: el balance de materia

Los cálculos de balances de materia se fundamentan en el Principio de Conservación de la Materia, el cual menciona que *la materia no se crea ni se destruye*. Un balance de materia no es más que una contabilización de materia; lo que entra y lo que sale de materia. Se puede hacer balance de materia en masa o en moles, pero no en volumen, ya que el volumen varía con la presión y la temperatura, por lo que no se mantiene en un proceso.

En la Figura 5 puedes observar un sistema general para el cual se debe realizar un balance de materia.

Figura 5: Sistema al cual se le realizará el balance de materia



(Fuente: elaboración propia basada en Himmelblau, 1997)

A continuación expresamos con palabras lo que significa el balance de materia.

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{Acumulación} \\ \text{dentro del} \\ \text{sistema} \end{array} \right\} = \left\{ \begin{array}{l} \text{Entrada por} \\ \text{las fronteras} \\ \text{del sistema} \end{array} \right\} - \left\{ \begin{array}{l} \text{Salida por} \\ \text{las} \\ \text{fronteras} \\ \text{del sistema} \end{array} \right\} + \left\{ \begin{array}{l} \text{Generación} \\ \text{dentro del} \\ \text{sistema} \end{array} \right\} - \left\{ \begin{array}{l} \text{Consumo} \\ \text{dentro del} \\ \text{sistema} \end{array} \right\}$$

El término acumulación refiere a un cambio de masa o moles (positivo o negativo) dentro del sistema respecto al tiempo, como por ejemplo el incremento o descenso del nivel de un recipiente.

La transferencia de materia a través de las fronteras del sistema se refiere a las entradas y salidas.

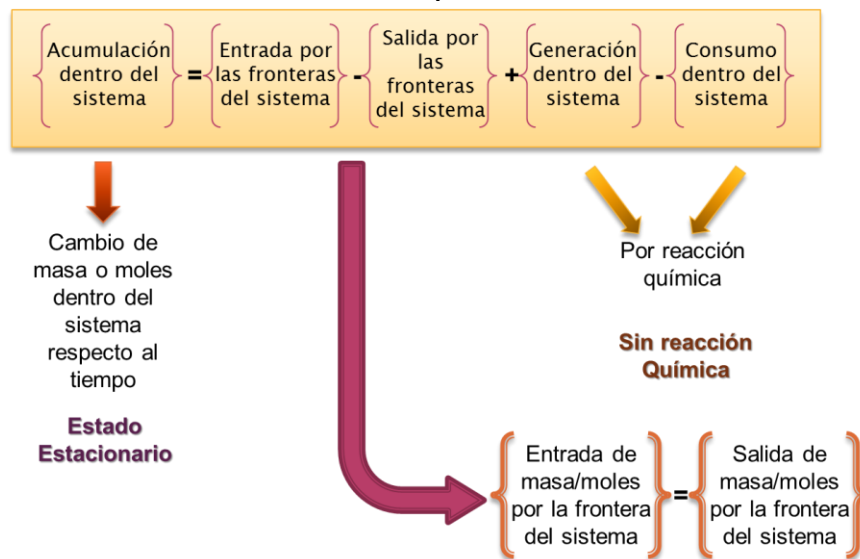
Los términos de Generación y Consumo dentro del sistema se refieren a la transformación de materia, lo cual ocurre cuando hay reacciones dentro del mismo. Se generan los productos de la reacción y se consumen los reactivos.

Los sistemas productivos o procesos pueden clasificarse como:

- Proceso Intermitente: Se carga la alimentación a un sistema al inicio del proceso, retirando los productos de una sola vez algún tiempo después
- Proceso Continuo: Las entradas y salidas fluyen continuamente durante toda la duración del proceso
- Proceso semi-intermitente: Las entradas son casi instantáneas, mientras que las salidas son continuas, o viceversa.

Cuando trabajamos con sistemas continuos en estado estacionario, el término acumulación de la ecuación general del balance es igual a cero. Si en el proceso no se producen reacciones químicas, los términos generación y consumo no se toman en cuenta. En la Figura 6 se muestra la ecuación general de balance de materia sin los términos mencionados.

Figura 6: Ecuación general de balance de materia en estado estacionario y sin reacción



(Fuente: elaboración propia)



Es momento que analices el Ejemplo 3.1 en el Capítulo 3 del Texto Guía “*Principios Básico y Cálculos en Ingeniería Química*” de Himmelblau (páginas 147 y 148) para que comprendas el concepto de balance de materia antes de continuar.

2. Análisis de problemas de balance de materia

Para resolver los problemas de balance de materia se utiliza un método ordenado para su análisis.

El principio esencial para formular un conjunto de ecuaciones lineales de balance de materia es asegurar que se satisfaga la siguiente condición necesaria:

El número de variables cuyo valor se desconoce es igual al número de ecuaciones independientes.

Si no se cumple con esta condición, el sistema es indeterminado.

En general, si el sistema tiene N especies o compuestos, la ley de la conservación de la masa dará $N+1$ ecuaciones, una para cada una de las especies o balance por componentes y una para la masa total o balance general. De estas $N+1$ ecuaciones sólo N serán linealmente independientes.

Las ecuaciones de balance envuelven siempre dos tipos de variables, composición y flujos.

Para determinar si un balance de materia de un sistema es determinado o tiene solución se debe determinar el grado de libertad, el cual se define por:

Grado de libertad = N° total variables independientes - N° total ecuaciones balance linealmente independientes - N° total variables independientes especificadas - N° total relaciones subsidiarias

De esta manera, si el grado de libertad es:

positivo	problema está subestimado y no es posible solucionarlo para todas las variables
----------	---

negativo	Problema sobreespecificado y hay que descartar la información adicional antes de hallar una respuesta única
cero	Problema correctamente especificado, es decir, el número de incógnitas igual el número de ecuaciones disponibles

El procedimiento para resolver un balance de materia de un sistema se muestra a continuación:

- 1) Leer el problema y aclarar lo que se desea lograr
- 2) Representar el diagrama de flujo y colocarle todos los valores de las variables conocidas
- 3) Elegir como base de cálculo una cantidad o flujo de una de las corrientes de proceso
- 4) Rotular las variables desconocidas en el diagrama
- 5) Convertir volúmenes o flujos volumétricos conocidos a cantidades másicas o molares, empleando densidades tabuladas
- 6) Si el problema mezcla unidades másicas y molares en una corriente, convertir todas las cantidades a una base u otra
- 7) Si en el texto del problema se da alguna información que no se haya empleado en la rotulación del diagrama de flujo, traducirla a ecuaciones en las variables definidas en el paso 4
- 8) Formular ecuaciones de balance de materia (N ecuaciones para N incógnitas):
 - a. Balance de materia total
 - b. Una ecuación de Balance de materia para (N-1) compuesto
- 9) Resolver las ecuaciones formuladas en los pasos 7 y 8, para determinar las incógnitas. Cuando se ha calculado una incógnita, colocar el valor en el diagrama de flujo
- 10) Verifique sus respuestas sustituyendo algunas de ellas, o todas, en los balances de materia redundantes que haya. ¿Se satisfacen las ecuaciones?, ¿Son razonables las respuestas?



Ahora puedes revisar el material de la sección 3.2 del Capítulo 3 del Texto Guía “Principios Básico y Cálculos en Ingeniería Química” de Himmelblau para aclarar cualquier duda que tengas (páginas 151 a 162). Además puedes revisar el material de apoyo “Presentación Unidad 2 Balance de Materia” y los “Videos sobre Procesos de Producción” que se encuentran en la sección RECURSOS del Bloque 2 del Curso Principios de Ingeniería en <http://sed.ucla.edu.ve>.

3. Balance de materia en los que no intervienen reacciones químicas

En procesos continuos en estado estacionario donde no hay reacciones químicas, la ecuación de balance de materia se reduce a:

$$\sum \text{entradas} = \sum \text{salidas} \quad (11)$$

La dificultad principal en estos problemas de balance de materia no radica en la resolución de los balances sino en su formulación, sobre todo en la determinación de los valores de las composiciones de los flujos.



Revisa los ejercicios 1 y 2 en “Ejercicios Resueltos Unidad 2 Parte 1” en la sección RECURSOS del Bloque 2 del Curso *Principios de Ingeniería* en <http://sed.ucla.edu.ve> y los Ejemplos 3.5, 3.6, 3.7 y 3.8 en el Capítulo 3 del Texto Guía “*Principios Básico y Cálculos en Ingeniería Química*” de Himmelblau (páginas 164 a 170) para que comprendas la manera de realizar los balances de materia sin reacción química.

4. Balance de materia con reacciones químicas

En la ecuación de balance de materia de procesos continuos en estado estacionario con reacción química los términos generación y consumo de la ecuación general no se eliminan. Por lo tanto, la ecuación de balance de materia se representa así:

$$\text{Entradas} - \text{Salidas} + \text{Generación} - \text{Consumo} = 0 \quad (12)$$

En esta sección analizaremos algunos ejemplos de balances con reacción comúnmente usados, como lo son los problemas de combustión, pero antes es preciso subrayar algunos términos especiales que se usan al enfrentar este tipo de problemas:

- 1) Gases de Chimenea: gases residuales de la combustión (vapor de agua, CO_2 , CO , O_2 , entre otros.)
- 2) Análisis ORSAT Base Seca: Todos los gases que resultan de un proceso de combustión pero sin incluir el vapor de agua. Generalmente se refiere a el aparato para análisis de gases sin incluir el agua, cuyo volumen se mide sobre agua, todos los gases están saturados de agua
- 3) Aire Teórico (u oxígeno teórico): cantidad de aire (u oxígeno) necesario que se debe introducir al proceso para lograr la combustión completa. Esta cantidad también se conoce como aire (u oxígeno) requerido.
- 4) Aire en Exceso (u oxígeno en exceso): cantidad de aire (u oxígeno) en exceso de la requerida para la combustión completa según lo calculado en 3.

$$\% \text{ Aire Exceso} = 100 * \frac{\text{Aire Alimentado} - \text{Aire Teórico}}{\text{Aire Teórico}} \quad (13)$$

Un proceso alcanza combustión completa cuando se obtiene Dióxido de Carbono (CO_2) como producto y combustión incompleta si el producto es Monóxido de Carbono (CO). Entonces, las reacciones que se llevan a cabo en un proceso de combustión son:



La principal fuente de oxígeno para un proceso de combustión se es el aire. El aire esta formado principalmente por Oxígeno (O_2) y Nitrógeno (N_2). Su composición es 21 %mol de O_2 y 79 %mol de N_2 .



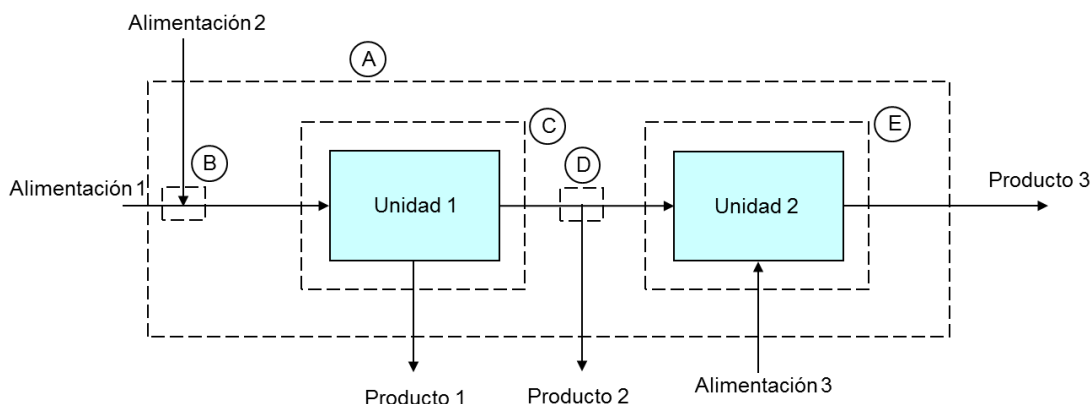
Revisa el ejercicio 6 en “*Ejercicios Resueltos Unidad 2 parte 1*” en la sección RECURSOS del Bloque 2 del Curso *Principios de Ingeniería* en <http://sed.ucla.edu.ve> y los Ejemplos 3.10 y 3.12 en el Capítulo 3 del Texto Guía “*Principios Básico y Cálculos en Ingeniería Química*” de *Himmelblau* (páginas 179 y 181-184) para que explores los conceptos mencionados.

5. Balance de materia con múltiples subsistemas

Los procesos en las plantas industriales se componen de muchas unidades interconectadas. Para resolver los balances de materia de múltiples unidades se utiliza el mismo procedimiento anterior, considerando balances de materia para uno o más subsistemas. Sin embargo, puesto que el balance global no es más que la suma de los balances de los subsistemas, es posible que no todos los balances que podríamos escribir sean independientes.

En la Figura 7 se presenta un sistema de múltiples unidades indicando las fronteras que pueden delimitarse para resolver el balance de materia.

Figura 7: Proceso de Múltiples Unidades



(Fuente: elaboración propia)

En el sistema de la Figura 7, se pueden definir balances de materia para los subsistemas (B, C, D y E) y para el sistema completo (A). El punto B se conoce como punto de mezcla (unión de tuberías) y el punto

D es un punto de separación. En el punto de separación, todos los flujos tienen la misma composición, a diferencia de en el punto de mezcla, donde los flujos tienen composiciones diferentes.



Para completar el aprendizaje, revisa el ejercicio 4 en "*Ejercicios Resueltos Unidad 2 parte 1*" en la sección RECURSOS del Bloque 2 del Curso *Principios de Ingeniería* en <http://sed.ucla.edu.ve> y Ejemplos 3.16 y 3.17 del Capítulo 3 del Texto "*Principios Básico y Cálculos en Ingeniería Química*" de Himmelblau (páginas 199 a 203)

Procesos con Múltiples Reacciones

En la mayoría de los procesos, los reactivos se combinan para generar determinados productos en una sola reacción. Pero no siempre ocurre esto, sino que casi siempre se combinan en más de una forma, y el producto una vez formado, puede reaccionar para dar algo menos deseable.

Los términos Rendimiento y Selectividad se usan para describir en qué grado predomina la reacción deseada sobre las reacciones secundarias:

$$\text{Rendimiento} = \frac{\text{moles formados del producto deseado}}{\text{moles que se hubieran formado si no existieran reacciones secundarias y todo el reactivo limitante reaccionara}} \quad (16)$$

$$\text{Selectividad} = \frac{\text{moles formados del producto deseado}}{\text{moles formados del producto no deseado}} \quad (17)$$

Ambos términos se definen para el reactivo limitante.



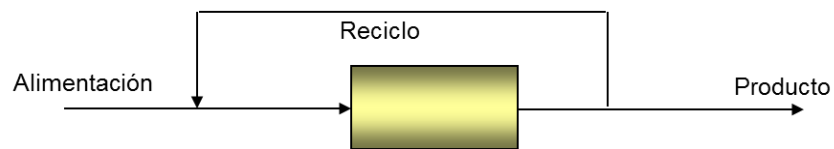
Con el fin de practicar los conceptos dados, revisa el ejercicio 1 en "*Ejercicios Resueltos Unidad 2 parte 2*" en la sección RECURSOS del Bloque 2 del Curso *Principios de Ingeniería* en <http://sed.ucla.edu.ve>

6. Procesos con corrientes de reciclo, derivación y purga

En muchos procesos industriales se emplean flujos de corrientes que salen de una unidad y van a otra unidad del mismo proceso de producción. Estas corrientes pueden ser de tres tipos:

- a. Reciclo o Recirculación: denota un flujo de proceso que devuelve material desde un punto corriente abajo de la unidad de proceso a dicha unidad (o a una unidad situada corriente arriba de esa unidad). Es parte de la corriente de un producto que se regresa a la alimentación de una etapa anterior.

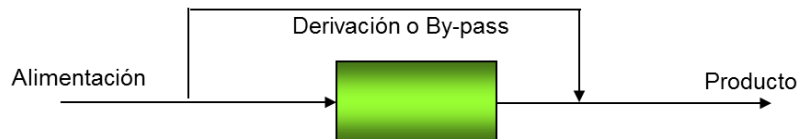
Figura 8: Proceso con Reciclo



(Fuente: elaboración propia)

- b. Derivación: desvío de una porción de la alimentación de una unidad de proceso, combinándola con la corriente de salida. Es un flujo que pasa por alto una o más etapas del proceso y llega directamente a otra etapa posterior.

Figura 9: Proceso con Derivación



(Fuente: elaboración propia)

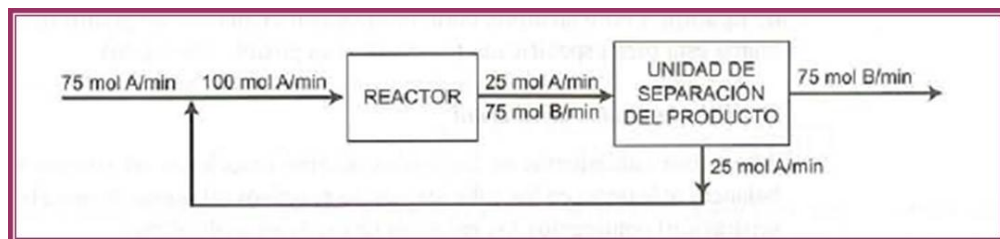
- c. Purga: flujo que se utiliza para eliminar una acumulación de sustancias inertes o indeseables que de otra manera se acumularían en el reciclo.

Hay razones para usar una recirculación en un proceso, las cuales enunciamos a continuación:

- a. *Recuperación y utilización de reactivos no consumidos*: para disminuir los costos de operación
- b. *Recuperación del catalizador*: se recupera con los reactivos no consumidos u otras instalaciones
- c. *Dilución de una corriente de proceso*: para diluir corrientes con muchos sólidos
- d. *Control de una variable de proceso*: para reacciones que liberan mucho calor, se puede reducir el mismo recirculando producto, disminuyendo la concentración de reactivos
- e. *Circulación de un fluido de trabajo*: sistemas de refrigeración, solventes, entre otros.

Cuando se usan corrientes de recirculación en procesos con reacción química se usan dos diferentes bases de conversión en relación con las reacciones que ocurren en un proceso, debido a que generalmente la corriente de reciclo posee los reactivos que no reaccionaron en el reactor para que sean regresados nuevamente a la alimentación del mismo. De esta manera se incrementa la conversión de todo el proceso.

Figura 10: Proceso con Recirculación y reacción química



(Fuente: Felder, 2004)

De aquí, que se puede calcular una conversión global del proceso y una conversión por paso en el reactor.

$$\text{Conversión global} = \frac{\text{entrada reactivos proceso} - \text{salida reactivos proceso}}{\text{entrada reactivos proceso}} \quad (18)$$

$$\text{Conversión por Paso} = \frac{\text{entrada reactivos reactor} - \text{salida reactivos reactor}}{\text{entrada de reactivos al reactor}} \quad (19)$$

En algunos casos, cuando se recirculan reactivos a la alimentación de un reactor, existe un compuesto inerte que se alimenta al proceso y podría quedarse en la corriente de recirculación, lo que ocasionaría un incremento de éste componente en el proceso. Para evitar la acumulación de sustancias inertes en el proceso se utiliza una corriente de purga, por la cual se eliminan los inertes del reciclo.



Es momento para que complementes la información sobre reciclo, derivación y purga con el material de la sección 3.6 del Capítulo 3 del Texto Guía “Principios Básico y Cálculos en Ingeniería Química” de Himmelblau para aclarar cualquier duda que tengas (páginas 206 a 224).



Con el fin de practicar los conceptos dados, revisa los ejercicios 2 y 3 en “*Ejercicios Resueltos Unidad 2 parte 2*” en la sección RECURSOS del Bloque 2 del Curso *Principios de Ingeniería* en <http://sed.ucla.edu.ve>

Resumen

En la Unidad 2 te mostramos el procedimiento para realizar balances de materia para procesos en estado estacionario, con o sin reacción, con una y múltiples unidades.



Al finalizar la Unidad II y con la finalidad de verificar los conocimientos que adquiriste en esta sesión de estudios, realiza la autoevaluación N° 2 presentada a continuación.

Autoevaluación N° 2:

Instrucciones: A continuación se presentan varios planteamientos, de los cuales unos son verdaderos y otros falsos. Marca una X en el cuadro que corresponda dependiendo si la respuesta es verdadera o falsa.

Pregunta 1: Si ocurre una reacción química, las masas totales que entran al sistema y salen de él en un proceso en estado estacionario son iguales

Verdadero Falso

Pregunta 2: En la combustión, todos los moles de carbono que entran en un proceso en estado estacionario salen del proceso.

Verdadero Falso

Pregunta 3: El número de moles de un compuesto químico que entran en un proceso en estado estacionario en el que ocurre una reacción en la que interviene ese compuesto es igual al número de moles del mismo compuesto que salen del proceso.

Verdadero Falso

Instrucciones: A continuación aparecen varios planteamientos con cuatro opciones de respuestas probables. Seleccione la respuesta correcta a cada enunciado encerrando en un círculo la letra correspondiente a la opción, luego de realizar los cálculos, sí es requerido.

Pregunta 4: En un proceso en estado estacionario ¿Cuál de los términos de la ecuación general del balance de materia tiene un valor de cero?

- Generación
- Consumo
- Acumulación

Pregunta 5: En un proceso semi-intermitente:

- Las entradas y salidas fluyen continuamente
- Las entradas son casi instantáneas, mientras que las salidas son continuas, o viceversa
- Se carga la alimentación a un sistema al inicio del proceso, retirando los productos de una sola vez algún tiempo después

Pregunta 6: En un proceso de combustión completa, los productos obtenidos son:

- CO_2 y H_2O
- CO y H_2O
- CO_2 y CO

Pregunta 7: En un horno de combustión se quema de forma completa 100 moles de metano (CH_4), con una conversión de 80 %. El aire teórico requerido es:

- 762 moles de aire
- 952 moles de aire
- 160 moles de aire

Pregunta 8: Una corriente de purga se utiliza cuando:

- Se requiere aprovechar un compuesto inerte reciclándolo a la entrada del reactor
- Se requiere eliminar compuestos inertes en un proceso con reacción y reciclo para evitar su acumulación
- Se requiere que el compuesto inerte pase por alto una o más etapas del proceso y llegue directamente a otra etapa posterior

UNIDAD III

GASES, VAPORES, LÍQUIDOS Y SÓLIDOS

A cualquier temperatura y presión, un compuesto puro puede existir como gas, líquido o sólido. En este tema te daremos las herramientas requeridas

para resolver balances de materia en estado estacionario, cuando se tienen corrientes de flujo en fase gaseosa o más de una fase.

Objetivos Específicos:

1. RESOLVER balances de Materia en los que intervienen gases
2. COMPRENDER los términos de presión de vapor, saturación y humedad
3. APLICAR los términos de Presión de Vapor, saturación y humedad en los cálculos de ingeniería
4. RESOLVER problemas de balances de materia en los que intervienen la vaporización y la condensación.

1. Cálculos de la ley de los gases ideales

Cuando la distancia media entre las moléculas de una sustancia es lo bastante grande como para ignorar los efectos de las fuerzas intermoleculares y el volumen de las moléculas mismas, un gas se puede considerar como gas ideal. En términos más correctos, un gas ideal es un gas imaginario que obedece exactamente la siguiente relación:

$$PV = nRT \quad (20)$$

donde: P = Presión absoluta del gas
 V = Volumen total ocupado por el gas
 n = número de moles del gas
 R = constante de los gases ideales en las unidades apropiadas
 T = temperatura absoluta del gas

También se puede expresar como:

$$P\hat{V} = RT \quad (21)$$

donde: \hat{V} es el volumen específico (volumen por mol)

En procesos que pasan de un estado inicial (estado 1) a uno final (estado 2), se puede usar la relación de gases ideales en los estados respectivos y eliminar R .

$$\frac{P_1}{P_2} \frac{V_1}{V_2} = \frac{n_1}{n_2} \frac{T_1}{T_2} \quad (22)$$

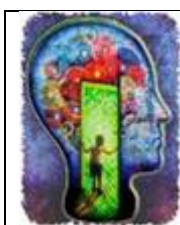
Se acostumbra escoger varios estados estándar de temperatura y presión arbitrariamente especificados (denominados condiciones estándar o CE.) como uno de los estados, inicial o final, en caso de no tener el valor de la constante de los gases y aplicar la ecuación (2). Los valores de las condiciones estándar comunes para gas ideal se muestran en la Tabla 3.

Tabla 3: Condiciones Estándar de un Gas Ideal

Sistema	T	P	V
SI	273,15 K	101,325 kPa	22,415 m ³ /kg mol
Científico universal	0,0 °C	760 mm Hg	22,415 L/g mol
Industria gas natural	60,0 °C	14,696 psia	379,4 ft ³ /lb mol
Estados Unidos	32 °F	1 atm	359,05 ft ³ /lb mol

(Fuente: Himmelblau, 1997)

La ecuación de gas ideal es útil para determinar la densidad y el peso específico relativo de un gas a unas condiciones dadas de temperatura y presión.

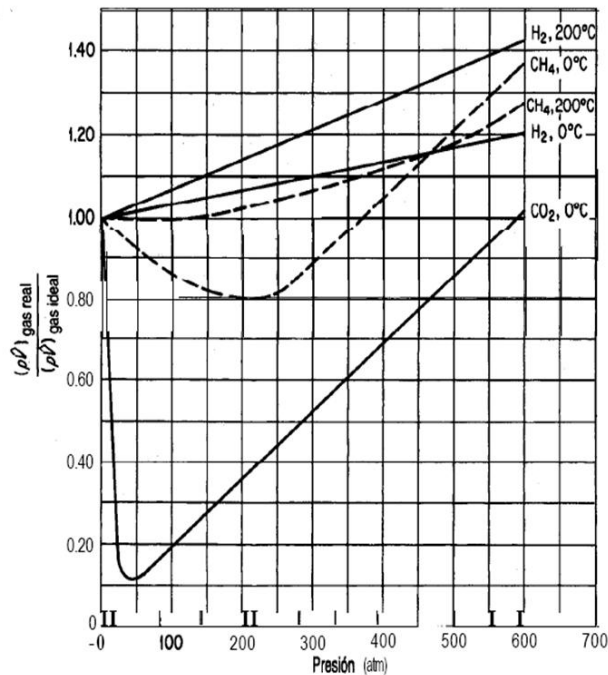


Es hora de que internalices los conceptos dados sobre gas ideal, para lo que te recomiendo que revises los ejemplos 4.1, 4.2, 4.3, 4.4 y 4.5 del Capítulo 4 del Texto “*Principios Básico y Cálculos en Ingeniería Química*” de Himmelblau (páginas 266 a 270)

2. Relaciones de Gases Reales

A ciertas condiciones de temperatura y presión, el comportamiento de un gas se aleja del predicho por la ecuación de gas ideal, tal y como se puede observar en la Figura 11.

Figura 11: Desviación de los gases reales respecto a la ley de los gases ideales a altas presiones



(Fuente: Himmelblau, 1997)

El comportamiento de un gas se aleja de la idealidad cuando los efectos de las fuerzas intermoleculares no se pueden despreciar. Esto ocurre cuando el gas se encuentra a presiones altas o a bajas temperaturas.

Para resolver esta condición se han desarrollado en el mundo científico herramientas que permiten corregir las desviaciones observadas de la ecuación de gas ideal. Entre estas podemos mencionar las cartas de compresibilidad y las ecuaciones de estado.

Cartas de Compresibilidad

Las **cartas de compresibilidad** se basan en la ley de los estados correspondientes, la cual expresa la idea de que en el estado crítico todas las sustancias se deben comportar de manera similar, ya que los experimentadores observaron que en el punto crítico todas las sustancias están aproximadamente en el mismo estado de dispersión molecular.

Pero ¿qué es el estado crítico?



El **estado crítico** para la transición gas-líquido es el conjunto de condiciones físicas en las que la densidad y otras propiedades del líquido y del vapor se hacen idénticas. (D. Himmelblau, Principios Básicos y Cálculos en Ingeniería Química, p. 281)

Para un componente puro (únicamente), este punto es la temperatura más alta en la que el líquido y el vapor pueden existir en equilibrio. Cada componente puro tiene unas condiciones críticas (presión, temperatura y volumen) características y únicas.

Con las condiciones de operación y críticas de un gas, se definen los parámetros reducidos. Éstos son condiciones de temperatura, presión y volumen corregidas o normalizadas, mediante la división entre sus condiciones críticas respectivas, Así:

$$Tr = \frac{T}{T_c}; Pr = \frac{P}{P_c} \text{ y } Vr = \frac{\hat{V}}{\hat{V}_c} \quad (23)$$

donde: Tr , Pr y Vr son la Temperatura, Presión y Volumen reducido

T , P y V son la Temperatura, Presión y Volumen reales del gas

T_c , P_c y V_c son la Temperatura, Presión y Volumen crítico

Con los conceptos mencionados se determina un factor de corrección para modificar la ECUACIÓN DE GAS IDEAL insertando un COEFICIENTE AJUSTABLE, Z , Factor Compresibilidad, que compensa la no idealidad.

$$PV = ZnRT \quad (24)$$

Al graficar el Factor de Compresibilidad para Temperaturas Reducidas dadas en función de Presiones Reducidas se obtienen las CARTAS DE COMPRESIBILIDAD GENERALIZADAS. Son generalizadas porque para la mayor parte de los gases los valores de compresibilidad a las mismas temperatura y presión reducidas quedan

aproximadamente en el mismo punto, por lo que estas cartas se aplican para cualquier gas.



Para que complementes la información sobre las cartas generalizadas, revisa el material de la sección 4.2-1 del Capítulo 4 del Texto Guía “Principios Básico y Cálculos en Ingeniería Química” de Himmelblau para aclarar cualquier duda que tengas (páginas 281 a 288).



Es hora de que internalices los conceptos dados sobre gas real utilizando cartas generalizadas, para lo que te recomiendo que revises los ejemplos 4.9 y 4.10 del Capítulo 4 del Texto “Principios Básico y Cálculos en Ingeniería Química” de Himmelblau (páginas 288 a 290) y el Ejercicio Resuelto Gas en “Ejercicios resueltos Unidad 3” en la sección RECURSOS del Bloque 3 del Curso Principios de Ingeniería en <http://sed.ucla.edu.ve>

Mezclas gaseosas

Cuando se tiene una mezcla de gases de composición conocida, se pueden calcular valores pseudocríticos para la mezcla mediante el *Método de valores pseudocríticos de Kay*, con base en la suposición de que cada componente de una mezcla contribuye al valor pseudocrítico en la misma proporción que el número de moles de ese componente.

$$P'_c = P_{c_A} y_A + P_{c_B} y_B + \dots \quad (23)$$

$$T'_c = T_{c_A} y_A + T_{c_B} y_B + \dots \quad (24)$$

Con estos valores pseudocríticos, se determinan los valores pseudoreducidos de la mezcla de gases, así:

$$P'_r = \frac{P}{P'_c} \quad \text{y} \quad T'_r = \frac{T}{T'_c} \quad (25)$$

Con estos valores es posible utilizar las cartas generalizadas para determinar el factor de compresibilidad, de la misma manera que se realiza para un gas de componente puro.



Revisa ahora el ejemplo 4.13 del Capítulo 4 del Texto “Principios Básico y Cálculos en Ingeniería Química” de Himmelblau (páginas 303 a 304) y el ejercicio: “Tema 3 Ejercicio resuelto Seudocriticas” en la sección RECURSOS de la Unidad 3 del Curso Principios de Ingeniería en <http://sed.ucla.edu.ve> para que comprendas la manera de trabajar con mezcla de gases reales

Ecuaciones de Estado

Son ecuaciones empíricas que se ajustan a datos experimentales para calcular P , V , n y T de gases. La ecuación de gas ideal es la forma más sencilla de ecuación de estado.

Otras ecuaciones de estado de uso común son:

a. Ecuación de Van der Waals:

$$P + \frac{a}{\hat{V}^2} (\hat{V} - b) = RT \quad (26)$$

$$a = \frac{27}{64} \frac{R^2 T_c^2}{P_c} \quad (27)$$

$$b = \frac{1}{8} \frac{RT_c}{P_c} \quad (28)$$

b. Ecuación de Peng Robinson:

$$P = \frac{RT}{\hat{V} - b} \frac{a\alpha}{\hat{V}(\hat{V} + b) + b(\hat{V} - b)} \quad (29)$$

$$a = 0,45724 \frac{R^2 T_c^2}{P_c} \quad (30)$$

$$b = 0,007780 \frac{RT_c}{P_c} \quad (31)$$

$$\alpha = [1 + \kappa(1 - T_2^{1/2})]^2 \quad (32)$$

$$\kappa = 0,37464 + 1,54226\omega - 0,26992\omega^2 \quad (33)$$

$\omega = \text{factor acéntrico}$



Para que complementes la información sobre ecuaciones de estado, revisa el material de la sección 4.2-2 del Capítulo 4 del Texto Guía “Principios Básico y Cálculos en Ingeniería Química” de Himmelblau para aclarar cualquier duda que tengas (páginas 292 a 299).

3. Presión de vapor y líquidos

Si el vapor y el líquido de un componente puro están en equilibrio, la presión de equilibrio se denomina **presión de vapor**. A una temperatura dada, sólo hay una presión en la que las fases líquida y de vapor de una sustancia pura pueden existir en equilibrio. Una condición de equilibrio comúnmente observada es el **punto de ebullición**.

Así, el **Punto de Ebullición** es la temperatura a la que hierve una sustancia a una presión específica. Si la presión es 1 atm se tiene el **punto de ebullición “normal”**.

Un término que se aplica comúnmente a la porción vapor-líquido de la curva de presión de vapor es la palabra **saturado**, que es otra forma de decir que el vapor y el líquido están en equilibrio uno con el otro. Si un gas está a punto de condensarse en su primera gota de líquido, se dice que es un **gas saturado**; si un líquido está a punto de vaporizarse, se dice que es un **líquido saturado**. Estas dos condiciones también reciben los nombres de **punto de rocío** y **punto de burbuja**, respectivamente.

La presión de vapor varía con la temperatura. Este cambio de la presión de vapor con la temperatura puede determinarse mediante la Ecuación de Antoine, la cual tiene la forma:

$$\ln(p^*) = A - \frac{B}{C+T} \quad (34)$$

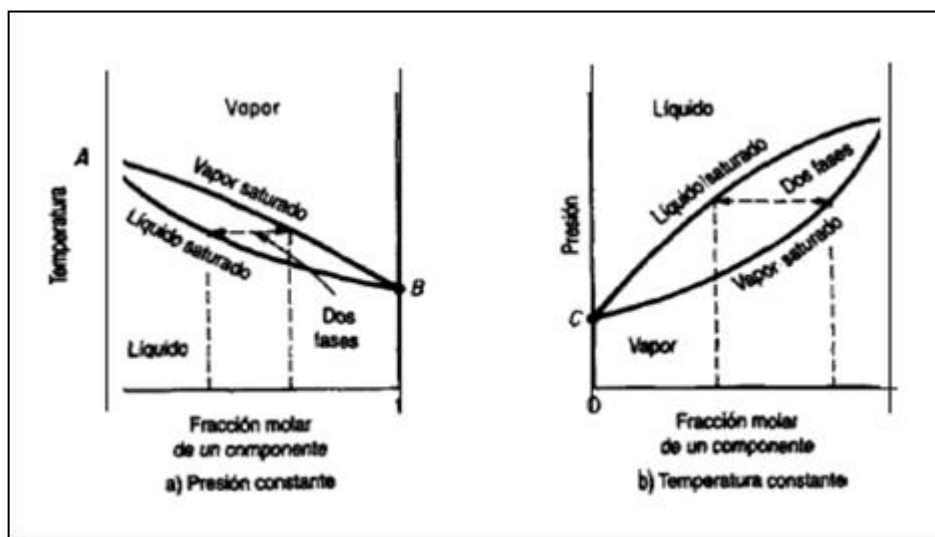
donde: p^* = Presión de Vapor
 A , B y C = constantes para cada sustancia
 T = Temperatura, K

A , B , y C son constantes obtenidas experimentalmente para varias sustancias y se encuentran tabuladas.

4. Equilibrio líquido-vapor para sistemas multicomponentes

En una mezcla vapor-líquido de dos fases en equilibrio, un componente en una fase está en equilibrio con el mismo componente en la otra fase. La relación de equilibrio depende de la temperatura, la presión y la composición de la mezcla. En la Figura 12 se muestra las curvas de equilibrio vapor-líquido, una a presión constante y la otra a temperatura constante.

Figura 12: Curvas de Equilibrio Vapor-Líquido de una mezcla binaria



(Fuente: Himmelblau, 1997)

En los cálculos de equilibrio vapor-líquido podemos considerar las siguientes Leyes:

- Ley de Henry:** Se usa para componentes cuya fracción molar se acerca a cero, como cuando un gas diluido se disuelve en agua.

$$p_i = H_i x_i \quad (35)$$

donde p_i es la presión en la fase gaseosa del componente diluido en equilibrio a cierta temperatura, H_i es la constante de la ley de Henry y x_i es la fracción molar del gas i en el líquido.

- b. Ley de Raoult: Se usa para un componente cuya fracción molar se aproxima a la unidad o para disoluciones de componentes de naturaleza química muy similar, como los hidrocarburos de cadena recta. Si el subíndice i denota el componente, p_i es la presión parcial del componente i en la fase gaseosa, y^i es la fracción molar en la fase gaseosa y x_i es la fracción molar en la fase líquida, entonces:

$$p_i = p_i^* x_i \quad (36)$$

Suponiendo que la Ley de Dalton se aplica para la fase gaseosa, donde $p_i = y_i P_{total}$, entonces se define una constante de equilibrio K_i de la siguiente manera:

$$K_i = \frac{y_i}{x_i} = \frac{p_i^*}{P_{total}} \quad (37)$$

Los cálculos comunes de aplicación de la constante de equilibrio K_i son:

- 1) Calcular la temperatura de punto de burbuja de una mezcla líquida dada la presión total y la composición del líquido
- 2) Calcular la temperatura de punto de rocío de una mezcla de vapores dada la presión total y la composición del vapor
- 3) Calcular las composiciones relacionadas vapor-líquido en equilibrio dentro del intervalo de fracciones molares de 0 a 1 en función de la temperatura, dada la presión total.

Para calcular la Temperatura de Punto de Burbuja se sigue el siguiente procedimiento de ensayo y error:

1. Dada la presión total (P_{total}) y la composición del líquido (x_i), suponemos $T_{burbuja}$

2. Con $T_{burbuja}$ calculamos las presiones de vapor de cada componente mediante la ecuación de Antoine (34)
3. Con la presión de vapor de cada componente (p_i^*) y la presión del sistema (P_{total}), determinamos la constante de equilibrio para cada componente: ($K_i = \frac{p_i^*}{P_{total}}$)
4. Ahora, calculamos para cada componente : $K_i x_i$
 - Si $\sum K_i x_i = 1$, la temperatura supuesta es la Temperatura de Punto de Burbuja y $y_i = K_i x_i$.
 - Si $\sum K_i x_i > 1$, suponemos una temperatura menor a la supuesta
 - Si $\sum K_i x_i < 1$, se supone una temperatura mayor

Se repite el procedimiento desde el paso 2.

Para calcular la Temperatura de Punto de Rocío se sigue un procedimiento similar al anterior, pero en vez de dar inicialmente la composición de líquido (x_i) se suministra la composición de vapor (y_i), entonces:

1. Dada la presión total (P_{total}) y la composición del vapor (y_i), suponemos $T_{rocío}$
2. Con $T_{rocío}$ calculamos las presiones de vapor de cada componente mediante la ecuación de Antoine (34)
3. Con la presión de vapor de cada componente (p_i^*) y la presión del sistema (P_{total}), determinamos la constante de equilibrio para cada componente: ($K_i = \frac{p_i^*}{P_{total}}$)
4. Ahora, calculamos para cada componente : $\frac{y_i}{K_i}$
 - Si $\sum \frac{y_i}{K_i} = 1$, la temperatura supuesta es la Temperatura de Punto de Rocío y $x_i = \frac{y_i}{K_i}$

- Si $\sum y_i/K_i > 1$, suponemos una temperatura mayor a la supuesta
- Si $\sum y_i/K_i < 1$, se supone una temperatura menor

Se repite el procedimiento desde el paso 2.

Para determinar la Presión en el Punto de Burbuja, dada la temperatura y la composición del líquido (x_i), se aplica el siguiente procedimiento:

1. Con $T_{burbuja}$ calculamos las presiones de vapor de cada componente mediante la ecuación de Antoine (34)
2. Con la presión de vapor de cada componente (p_i^*) y la composición del líquido (x_i), determinamos la presión del sistema (P_{total}) aplicando la Ley de Dalton y la Ley de Raoult:
($P_{total} = \sum p_i^* x_i$)



Revisa ahora los ejemplos 4.19 y 4.20 del Capítulo 4 del Texto “*Principios Básico y Cálculos en Ingeniería Química*” de Himmelblau (páginas 331 a 333) y el ejercicio: “*Tema 3 Ejercicio resuelto Punto de Burbuja*” en la sección RECURSOS de la Unidad 3 del Curso *Principios de Ingeniería* en <http://sed.ucla.edu.ve> para que comprendas los procedimientos de cálculo dados

5. Saturación parcial y humedad

En muchos procesos no se logra alcanzar el equilibrio vapor-líquido, ya que el tiempo de contacto requerido para lograrlo es muy largo. Entonces, el vapor no está en equilibrio con una fase líquida y la presión parcial del vapor es menor que la presión de vapor del líquido a la temperatura dada. Esta condición se denomina *saturación parcial*.

Hay varias formas de expresar la concentración de un vapor en una mezcla con un gas no condensable, las cuales se indican a continuación:

1. Saturación relativa (humedad relativa): Cuando el vapor es vapor de agua y el gas es aire, se aplica el término especial humedad (HS). En el caso de otros gases o vapores, se emplea el término saturación (RS).

$$RS = \frac{p_{vapor}}{p_{sat}} \quad (38)$$

donde: p_{vapor} = presión parcial del vapor en la mezcla de gases

p_{sat} = presión parcial del vapor en la mezcla de gases si el gas estuviera saturado a la temperatura dada de la mezcla (presión de vapor del componente que es el vapor)

2. Saturación molal (humedad molal): es el cociente entre los moles de vapor (n_{vapor}) y los moles de gas libre de vapor ($n_{gas\ libre\ vapor}$)

$$Saturación\ molal = \frac{n_{vapor}}{n_{gas\ libre\ vapor}} \quad (39)$$

3. Humedad: El término especial humedad (H) se refiere a la masa de vapor de agua por masa de aire seco.

$$H = \frac{masa_{vapor}}{masa_{gas\ seco}} = \frac{(n_{vapor})(peso\ molecular_{vapor})}{(n_{gas\ seco})(peso\ molecular_{gas\ seco})} \quad (40)$$

4. Saturación "absoluta" (humedad "absoluta") o porcentaje de saturación (porcentaje de humedad): El término especial humedad (H) se refiere a la masa de vapor de agua por masa de aire seco. La Saturación (Humedad) Absoluta se define como:

$$AS = \frac{\frac{moles\ vapor}{moles\ gas\ libre\ vapor_{real}}}{\frac{moles\ vapor}{moles\ gas\ libre\ vapor_{saturado}}} \quad (41)$$

Si tenemos que 1 es el vapor y 2 el gas libre de vapor, entonces como $p_{sat} = p^*$ y $p_{total} = p_1 + p_2$:

$$AS = \frac{p_1}{p_1^*} \frac{p_{total}}{p_{total}} \frac{p_1^*}{p_1} \quad (42)$$

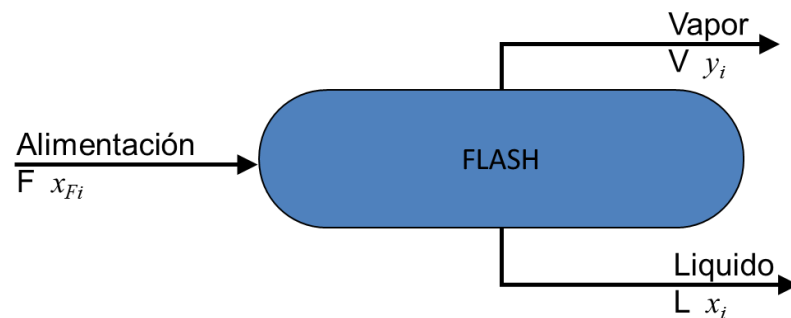


Revisa ahora los ejemplos 4.22 (página 341) y 4.23 (página 343) del Capítulo 4 del Texto “*Principios Básico y Cálculos en Ingeniería Química*” de Himmelblau para que practiques los conocimientos dados.

6. Balances de materia que implican Condensación y Vaporización

Uno de los cálculos comunes en ingeniería donde intervienen las ecuaciones de equilibrio vapor-líquido es el de Flash o vaporización instantánea. En la Figura 13 se muestra el diagrama de flujo que representa la vaporización instantánea.

Figura 13: Diagrama de una Unidad de Vaporización Instantánea



(Fuente: elaboración propia)

Del diagrama anterior se definen los siguientes balances:

- Balance General: $F = V + L$ (43)

- Balance del Componente i : $Fx_{Fi} = Lx_i + Vy_i$ (44)

Con las ecuaciones (43) y (44), y la relación de la constante de equilibrio $y_i = K_i x_i$, tenemos:

$$F x_{Fi} = L \frac{y_i}{K_i} + V y_i \quad (45)$$

Despejando y_i de la ecuación (43) y sustituyendo el valor de V de la ecuación (41), se tiene:

$$y_i = \frac{F x_{Fi}}{\frac{L}{K_i} + (F - L)} = \frac{x_{Fi}}{1 - \frac{L}{F} \left(1 - \frac{1}{K_i}\right)} \quad (46)$$

Para resolver estos balances de materia, dada la presión del recipiente y la composición y flujo de la corriente de alimentación (F), se pueden tener dos casos:

- 1) Se tiene la relación de vaporización L/F y se determina la Temperatura
- 2) Se tiene la Temperatura y se determina la relación de vaporización L/F



Para ver la aplicación del procedimiento de balance de materia en una unidad de vaporización instantánea, revisa el ejercicio: “*Tema 3 ejercicio resuelto Flash*” en la sección RECURSOS de la Unidad 3 del Curso *Principios de Ingeniería* en <http://sed.ucla.edu.ve>.

Resumen

En la Unidad 3 se trató los temas de gas ideal y real, explicando los cálculos que se requieren para ambos y sobre los balances de materia en estado estacionario donde hay cambio de fase, en los que se introdujeron términos nuevos como equilibrio vapor-líquido, saturación y humedad.



Al finalizar la Unidad III y con la finalidad de verificar los conocimientos que adquiriste en esta sesión de estudios, realiza la autoevaluación N° 3 presentada a continuación

Autoevaluación N° 3:

Instrucciones: A continuación se presentan varios planteamientos, de los cuales unos son verdaderos y otros falsos. Marca una X en el cuadro que corresponda dependiendo si la respuesta es verdadera o falsa.

Pregunta 1: El punto de rocío es la temperatura a la que el líquido de una mezcla de este tipo comienza apenas a evaporarse

Verdadero Falso

Pregunta 2: La presión parcial de un vapor mezclado con un gas no condensable en equilibrio con la fase líquida es su presión de vapor

Verdadero Falso

Pregunta 3: La presión de vapor de un líquido se puede predecir en función de la densidad por medio de la ecuación de Antoine

Verdadero Falso

Instrucciones: A continuación aparecen varios planteamientos con tres opciones de respuestas probables. Seleccione la respuesta correcta a cada enunciado y encierre en un círculo la letra correspondiente ubicada a la izquierda de cada opción que se te presenta.

Pregunta 4: Una libra mol de una mezcla que contiene 0.400 lb mol de N_2 y 0.600 lb mol de C_2H_4 a $50^\circ C$ ocupa un volumen de 1.44 ft^3 . ¿Cual es la presión en el recipiente? Calcule su respuesta siguiendo el método de Kay.

- 500 Atm
- 262 Atm
- 185 Atm

Pregunta 5: Un extintor de incendios de dióxido de carbono tiene un volumen de 40 L y se debe cargar a una presión de 20 atm y una

temperatura de almacenamiento de 20°C. Determine la masa en kilogramos de CO₂, a 1 atm.

- a. 33,00 Kg
- b. 26,2 Kg
- c. 1,65 Kg

Pregunta 6: ¿Cuál es la densidad de un gas que tiene una masa molar de 0.123 kg/kg mol a 300 K y 1000 kPa?

- a. 0,0493 Kg/m³
- b. 0,0258 Kg/m³
- c. 0,0166 Kg/m³

UNIDAD IV

BALANCES DE ENERGÍA

Si queremos lograr una conversión de nuestros recursos en energía que sea efectiva, aceptable para el público y también económica, y para aprovechar correctamente la energía así generada, debemos comprender los principios básicos de la generación, uso y transformación de la energía en sus diferentes formas. En esta unidad estudiaremos los balances de energía, en especial los fundamentos necesarios para entenderlos y aplicarlos correctamente, y te daremos las herramientas requeridas para resolverlos, utilizando diagramas, correlaciones y tablas.

Objetivos Específicos:

1. EXPLICAR los términos claves y las unidades en el balance de energía
2. CALCULAR los cambios de entalpía dados los estados inicial y final de un sistema
3. RESOLVER Balances de Energía en procesos sin reacción química.
4. RESOLVER balances de energía mecánica en procesos en estado estacionario.
5. USAR los diagramas de entalpía- concentración y de humedad en la resolución de balances de energía

1. Conceptos y unidades

Antes de analizar los términos de un balance de energía es importante repasar algunos conceptos importantes:

- a) **Sistema**: es cualquier masa de material o segmento de equipo especificado arbitrariamente y en el cual deseamos concentrar nuestra atención. Un sistema se define circundándolo con una frontera. Un sistema encerrado por una frontera a través de la cual no hay transferencia de masa se denomina **sistema cerrado o sistema sin flujo**, en contraposición a un **sistema abierto o sistema con flujo**, en el que se permite el intercambio de masa. Toda masa o equipo externos al sistema definido se designan como **entorno**.
- b) **Propiedad**; es una característica de un material que se puede medir, como presión, volumen o temperatura, o que se puede calcular, si no se mide directamente. Una **propiedad** (variable, parámetro) **extensiva** es aquella cuyo valor es la suma de los valores para cada uno de los subsistemas que constituyen el sistema completo, como por ejemplo el volumen, la masa. Una **propiedad** (variable, parámetro) **intensiva** es aquella cuyo valor no es aditivo y no varía con la cantidad de material que contenga el subsistema, como por ejemplo la temperatura.
- c) **Estado**: es el conjunto dado de propiedades de los materiales en un momento dado.

Ahora revisemos conceptos y la forma de calcular los seis tipos de energía:

- 1) **Trabajo** (W): es una forma de energía que representa una transferencia entre el sistema y el entorno. El trabajo es positivo si se hace sobre el sistema. El valor de W depende del estado inicial, la trayectoria y el estado final del sistema.

$$W = \int_{\text{Estado 1}}^{\text{Estado 2}} F dS \quad (47)$$

Cuando se trata del trabajo mecánico de un gas sobre un pistón, se tiene la siguiente ecuación. El trabajo es negativo porque el sistema lo hace sobre el pistón:

$$W = - \int_1^2 p dV \quad (48)$$

2) **Calor** (Q): es la parte del flujo total de energía a través de la frontera de un sistema que se debe a una diferencia de temperatura entre el sistema y su entorno. El calor no se almacena ni se crea. El calor es positivo cuando se transfiere al sistema.

$$Q = UA\Delta T \quad (49)$$

donde: Q = velocidad de transferencia de calor

A = área a través de la cual se transfiere el calor

ΔT = variación de temperatura efectiva entre el sistema y el entorno

U = coeficiente empírico determinado a partir de datos experimentales

3) **Energía Cinética** (K): es la energía que un sistema posee en virtud de su velocidad relativa respecto al entorno que se encuentra en reposo.

$$K = \frac{1}{2}mv^2 \quad \text{ó} \quad \hat{K} = \frac{1}{2}v^2 \quad (50)$$

donde: m = masa

v = velocidad del fluido

\hat{K} = energía cinética específica o por unidad de masa

4) **Energía Potencial** (P): es la energía que un sistema posee debido a la fuerza que un campo gravitacional o electromagnético ejerce sobre él respecto a una superficie de referencia.

$$P = mgh \quad \text{ó} \quad \hat{P} = gh \quad (51)$$

donde: m = masa

g = gravedad

h = altura

\hat{P} = energía potencial específica o por unidad de masa



Revisa los ejercicios “*Tema 4 Ejercicios resueltos Energía*” en la sección RECURSOS de la Unidad 4 del Curso *Principios de Ingeniería* en <http://sed.ucla.edu.ve> para que comprendas los cálculos de los diferentes tipos de energía vistos hasta los momentos.

- 5) **Energía Interna** (U): es una medida macroscópica de las energías molecular, atómica y subatómica, todas las cuales obedecen reglas de conservación microscópicas definidas para los sistemas dinámicos. La energía interna es una función de la temperatura y el volumen específico y se puede determinar a partir de variables que puedan medirse usando la ecuación (52) mostrada a continuación.

$$\hat{U}_2 - \hat{U}_1 = \int_{T_1}^{T_2} C_v dT \quad (52)$$

donde C_v es la “capacidad calorífica” a volumen constante y significa la variación de energía interna con respecto a la temperatura a volumen constante, $(\partial U / \partial T)_v$.

La Energía Interna no tiene un valor absoluto, sólo podemos evaluar sus cambios o calcular un valor relativo a un estado de referencia.

- 6) **Entalpía** (H): es la combinación de dos variables que aparecen con mucha frecuencia en el balance de energía:

$$H = U + pV \quad (53)$$

En el caso de una sustancia pura, la entalpía de una sola fase se puede expresar exclusivamente en términos de la temperatura y la presión:

$$d\hat{H} = \left(\frac{\partial \hat{H}}{\partial T} \right)_P dT + \left(\frac{\partial \hat{H}}{\partial P} \right)_T dP \quad (54)$$

Por definición, $(\partial H/\partial T)_P$, es la capacidad calorífica a presión constante, y se denota con el símbolo C_p .

Así, podemos calcular los cambios en la entalpía mediante la siguiente ecuación:

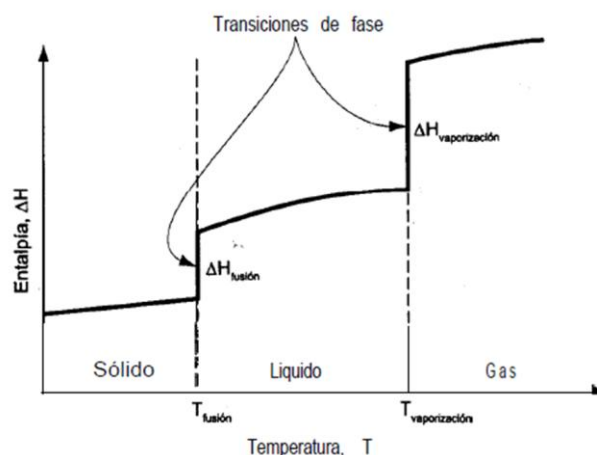
$$\hat{H}_2 - \hat{H}_1 = \int_{T_1}^{T_2} C_p dT \quad (55)$$

Al igual que la energía interna, la Entalpía no tiene un valor absoluto, sólo podemos evaluar sus cambios o calcular un valor relativo a un estado de referencia. Para determinar los cambios de entalpía se tienen varios métodos, los cuales trataremos en la sección 2.

2. Cálculo de cambios de entalpía

Cuando ocurren transiciones de fase de la fase sólida a la líquida y de la fase líquida a la gaseosa, y en sentido opuesto, ocurren grandes cambios en el valor de la entalpía de las sustancias que es preciso calcular con precisión (los llamados *cambios de calor latente*). Los cambios de entalpía para las transiciones de fase se denominan *calor de fusión* (para la fusión) y *calor de vaporización* (para la evaporación). El *calor de condensación* es el negativo del *calor de vaporización*, y el *calor de sublimación* es el cambio de entalpía de la transición directa de sólido a vapor (Figura 14).

Figura 14: Cambios de entalpía de una sustancia pura en función de la temperatura.



(Fuente: Himmelblau, 1997)

Estos cambios de entalpía pueden determinarse mediante las siguientes formas:

1. Ecuaciones de capacidad calorífica
2. Tablas
3. Cartas de entalpía

Ecuaciones de capacidad calorífica:

La ecuación (55) nos dice que la entalpía de una sustancia en una sola fase (no para las transiciones de fase) se puede calcular empleando la capacidad calorífica (C_p). La capacidad calorífica varía con la temperatura para los sólidos, los líquidos y los gases reales, pero es una función continua de la temperatura en la región entre las transiciones de fase. Casi todas las ecuaciones de C_p de sólidos, líquidos y gases son empíricas y se acostumbra expresarla como una función de la temperatura mediante una serie de potencias, con constantes a , b , c ,... son constantes que dependen del compuesto y de las unidades (tablas).

$$C_p = a + bT + cT^2 \quad (56)$$

$$C_p = a + bT + cT^2 + dT^3 \quad (57)$$

$$C_p = a + bT + cT^2 \quad (58)$$

Estas ecuaciones se introducen en la ecuación (55) y se integra desde una temperatura inicial (T_1) hasta una temperatura final (T_2).

En las mezclas de gases ideales, la capacidad calorífica (por mol) de la mezcla es la media ponderada por moles de las capacidades caloríficas de los componentes:

$$C_{p_{prom}} = \sum_{i=1}^n x_i C_{p_i} \quad (59)$$



Para que comprendas como se realizan cálculos con ecuaciones de capacidad calorífica, revisa los ejemplos 5.5, 5.6 y 5.7 del Capítulo 5 del Texto "*Principios Básico y Cálculos en Ingeniería Química*" de Himmelblau (páginas 412 a 415).

Tablas de Entalpía:

Las tablas pueden cubrir con exactitud intervalos de propiedades físicas mucho más amplios que las ecuaciones individuales. Puesto que las propiedades que se miden con mayor frecuencia son la temperatura y la presión, las tablas de entalpías (y energías internas) para los compuestos puros por lo regular se organizan en columnas y filas, con T y p como variables independientes. Si los intervalos entre las entradas de la tabla no son muy amplios, una interpolación lineal entre dos entradas de la tabla tendrá una exactitud aceptable.

Existen tablas de entalpías de gases a 1 atm de presión y tablas de vapor de agua a diferentes condiciones de presión y temperatura. Se pueden calcular las diferencias de entalpía restando la entalpía inicial de la final para cualesquier dos conjuntos de condiciones.



Para que comprendas como se realizan cálculos con las tablas de entalpía, revisa los ejemplos 5.8, 5.9 y 5.10 del Capítulo 5 del Texto "*Principios Básico y Cálculos en Ingeniería Química*" de Himmelblau (páginas 415 a 418).

Cartas de Entalpía:

Los diagramas son un método sencillo y rápido de obtener datos para calcular los cambios de entalpía. Los diagramas se dibujan con diversas coordenadas, como p contra \hat{H} , p contra \hat{V} o p contra T . Puesto que un diagrama sólo tiene dos dimensiones, las coordenadas solo pueden representar dos variables. Las demás variables de interés se grafican como líneas de valor constante.



Ahora puedes revisar los ejercicios en "*Tema 4 Ejercicios resueltos Entalpia*" en la sección RECURSOS de la Unidad 4 del Curso *Principios de Ingeniería* en <http://sed.ucla.edu.ve> para que comprendas las diferentes maneras de determinar cambios de entalpía.

3. Aplicaciones del balance general de energía sin ocurrencia de reacciones

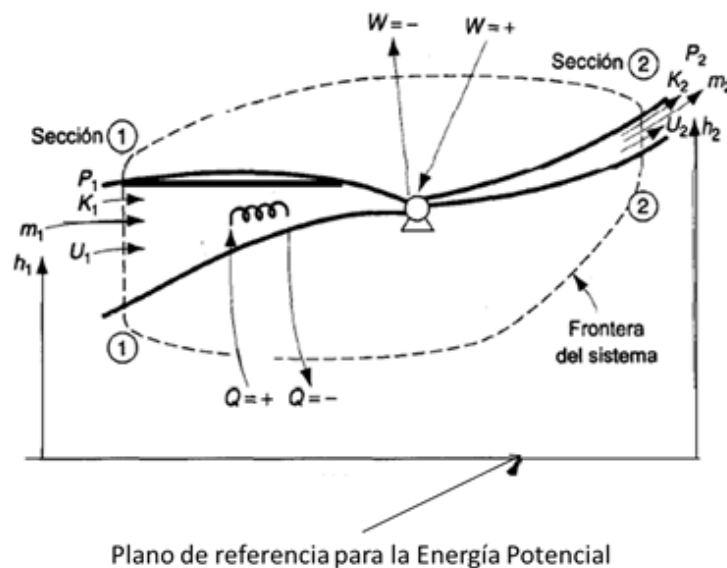
Examinemos el balance de energía para sistemas homogéneos, sin cargas y sin efectos de superficie, a fin de hacerlo lo más sencillo posible. El balance de energía se desarrollará y aplicará desde el punto de vista macroscópico (balance global del sistema) y no desde el microscópico (o sea, un volumen elemental dentro del sistema). El concepto de balance de energía macroscópico es similar al del balance de materia macroscópico, a saber:

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{Acumulación} \\ \text{de energía} \\ \text{dentro del} \\ \text{sistema} \end{array} \right\} = \left\{ \begin{array}{l} \text{Transferencia} \\ \text{de energía al} \\ \text{sistema a} \\ \text{través de su} \\ \text{frontera} \end{array} \right\} - \left\{ \begin{array}{l} \text{Transferencia} \\ \text{de energía} \\ \text{hacia fuera del} \\ \text{sistema a} \\ \text{través de su} \\ \text{frontera} \end{array} \right\} + \left\{ \begin{array}{l} \text{Generación} \\ \text{de energía} \\ \text{dentro del} \\ \text{sistema} \end{array} \right\} - \left\{ \begin{array}{l} \text{Consumo de} \\ \text{energía} \\ \text{dentro del} \\ \text{sistema} \end{array} \right\} \quad (60)$$

La ecuación (60) se puede aplicar a un solo equipo o a una planta compleja.

Consideremos el proceso general mostrado en la Figura 15.

Figura 15: Proceso general que muestra la frontera del sistema y el transporte de energía a través de la frontera



(Fuente: Himmelblau, 1997)

Se ha dividido la energía total (E) asociada a la masa dentro del sistema en tres categorías: energía interna (U), energía cinética (K) y energía potencial (P). La energía transportada a través de la frontera del sistema puede transferirse de dos modos: como calor (Q) o como trabajo (W). Si usamos los subíndices t_1 y t_2 referidos a los tiempos inicial y final del periodo para el cual se evaluará la acumulación, se tiene:

$$\Delta E = E_{t_2} - E_{t_1} = \Delta U + \Delta P + \Delta K = Q + W \quad (61)$$

En la mayor parte de los problemas no hay necesidad de usar todos los términos de la ecuación del balance de energía general (61), porque algunos de ellos pueden ser cero o tan pequeños que resultan insignificantes en comparación con los demás términos.

Se pueden deducir varios casos especiales que tienen una importancia industrial considerable a partir del balance de energía general si introducimos ciertas suposiciones simplificadoras:

- a) No hay transferencia de masa (sistema cerrado o por lotes) ($m_1 = m_2 = 0$):

$$\Delta E = Q + W \quad (62)$$

- b) No hay acumulación ($\Delta E = 0$) ni transferencia de masa ($m_1 = m_2 = 0$):

$$Q = -W \quad (63)$$

- c) No hay acumulación ($\Delta E = 0$) pero sí flujo de masa:

$$Q + W = \Delta[(\hat{H} + \hat{K} + \hat{P})m] \quad (64)$$

- d) No hay acumulación, $Q = 0$, $W = 0$, $K = 0$, $P = 0$:

$$\Delta H = 0 \quad (65)$$

La ecuación (65) se conoce también como “balance de entalpía”.

Ahora mencionemos los nombres de algunos tipos de procesos especiales asociados a los problemas de balance de energía:

- a. *Isotérmico* ($dT = 0$): proceso a temperatura constante

- b. *Isobárico* ($dp = 0$): proceso a presión constante
- c. *Isométrico o isocórico* ($dV = 0$): proceso a volumen constante
- d. *Adiabático* ($Q = 0$): no hay intercambio de calor (es decir, el sistema está aislado). Si queremos saber en qué circunstancias se puede calificar un proceso como adiabático, las siguientes son las más probables:
 - a. El sistema está aislado.
 - b. Q es muy pequeño en relación con los demás términos de la ecuación de energía y puede ignorarse.
 - c. El proceso ocurre con tal rapidez que no hay tiempo de transferir calor.



Para que comprendas como se realizan cálculos de balance de energía, revisa los ejemplos 5.12, 5.13, 5.14, 5.15, 5.16 y 5.17 del Capítulo 5 del Texto “*Principios Básico y Cálculos en Ingeniería Química*” de Himmelblau (páginas 426 a 437).

4. Diagramas de humedad y su uso

Psicrometría es una palabra que impresiona, y se define como la medición del contenido de humedad del aire. Ampliando la definición a términos más técnicos, *psicrometría* es la ciencia que involucra las propiedades termodinámicas del aire húmedo, y el efecto de la humedad atmosférica sobre los materiales y el confort humano. Las *cartas psicrométricas* permiten determinar rápidamente estas propiedades termodinámicas.

En la Tabla 4 se presentan los parámetros utilizados en los cálculos usados para la construcción de las *cartas psicrométricas*.

Tabla4: Parámetros de los cálculos con diagramas de humedad

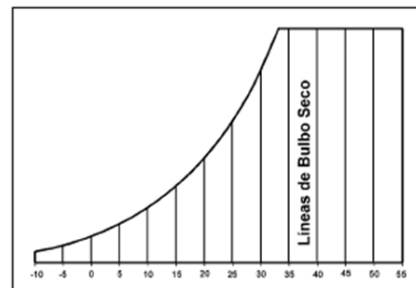
Símbolo	Significado	Valor en el SI	Valor en el sistema estadounidense de ingeniería
$C_{p, \text{aire}}$	Capacidad calorífica del aire	1.00 kJ/(kg)(K)	0.24 Btu/(lb)(°F)
$C_{p, \text{H}_2\text{O vapor}}$	Capacidad calorífica del vapor de agua	1.88 kJ/(kg)(K)	0.45 Btu/(lb)(°F)
ΔH_{vap}	Calor de vaporización específico del agua a 0°C (32°F)	4502 kJ/Kg	1076 Btu/lb
$\Delta \hat{H}_{\text{aire}}$	Entalpía específica del aire		
$\Delta \hat{H}_{\text{H}_2\text{O vapor}}$	Entalpía específica del vapor de agua		

(Fuente: http://www.valycontrol.com.mx/mt/mt_cap_13.pdf)

En una carta psicrométrica se encuentran todas las propiedades del aire, de las cuales las de mayor importancia son las siguientes:

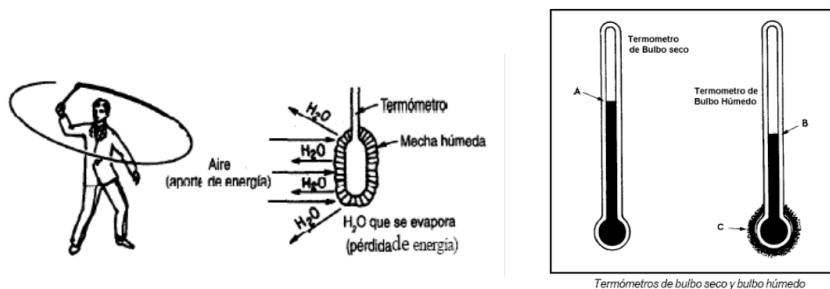
- a) Temperatura de Bulbo Seco: es la temperatura medida con un termómetro ordinario. Esta escala es la horizontal (abcisa), en la parte baja de la carta (ver Figura 16).

Figura 16: Líneas de Temperatura de Bulbo Seco en una Carta Psicrométrica



- b) Temperatura de Bulbo Húmedo: corresponde a la temperatura medida con un termómetro de bulbo húmedo. Es la temperatura que resulta cuando se evapora el agua de la mecha, que cubre el bulbo de un termómetro ordinario. En la Figura 17 se muestra la manera de tomar la temperatura de bulbo húmedo.

Figura 17: Manera de tomar la Temperatura de Bulbo Húmedo



La escala de temperaturas de bulbo húmedo, es la que se encuentra del lado superior izquierdo, en la parte curva de la carta psicrométrica (ver Figura 18).

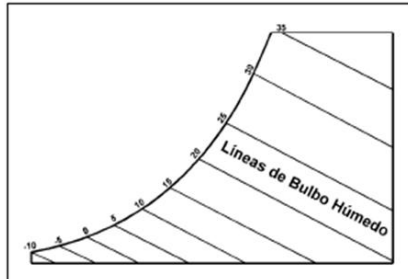
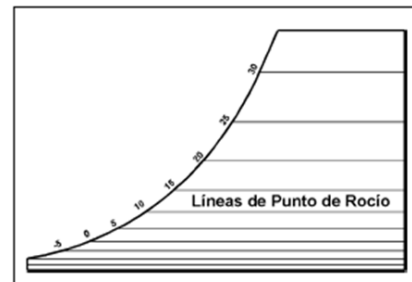


Figura 18: Líneas de Temperatura de Bulbo Húmedo en una Carta Psicrométrica

- c) Temperatura de Punto de Rocío: Esta es la temperatura a la cual se condensará la humedad sobre una superficie. La escala para las temperaturas de punto de rocío es idéntica que la escala para las temperaturas de bulbo húmedo; es decir, es la misma escala para ambas propiedades. Sin embargo, las líneas de la temperatura de punto de rocío, corren horizontalmente de izquierda a derecha (ver Figura 19).

Figura 19: Líneas de Temperatura de Punto de Rocío en una Carta Psicrométrica



- d) Humedad Relativa: las líneas de humedad relativa constante, son las líneas curvas que se extienden hacia arriba y hacia la derecha. Se expresan siempre en porciento, y este valor se indica sobre cada línea (ver Figura 20).

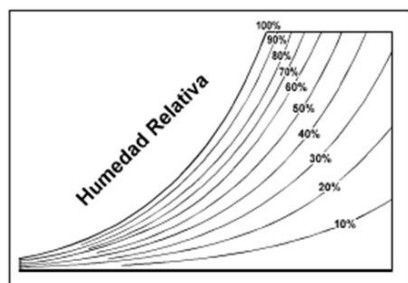
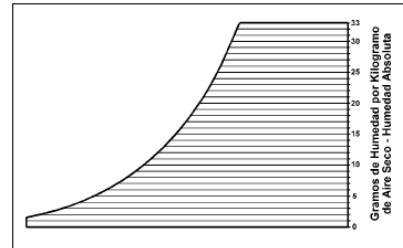


Figura 20: Líneas de Humedad Relativa en una Carta Psicrométrica

- e) Humedad Absoluta: es el peso real de vapor de agua en el aire. También se le conoce como humedad específica. La escala de la humedad absoluta, es la escala vertical (ordenada) que se encuentra al lado derecho de la carta psicrométrica (ver Figura 21).

Figura 21: Líneas de Humedad Absoluta en una Carta Psicrométrica



- f) Entalpía: Las líneas de entalpía constantes en una carta psicrométrica, son las que se muestran en la Figura 22. Debe notarse que estas líneas, son meramente extensiones de las líneas de bulbo húmedo; puesto que el calor total del aire, depende de la temperatura de bulbo húmedo.

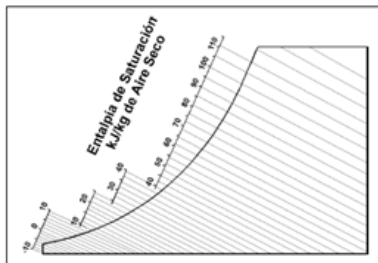
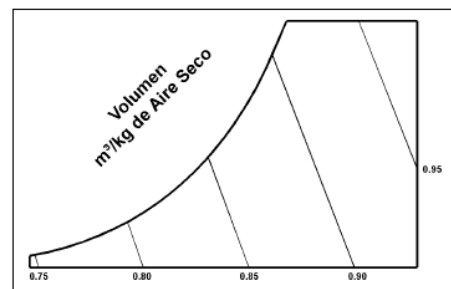


Figura 22: Líneas de Entalpía Constante en una Carta Psicrométrica

- g) Volumen Específico: las líneas del volumen específico constante en una carta psicrométrica están en un ángulo aproximado de 60° con la horizontal, y van aumentando de valor de izquierda a derecha (ver Figura 23). Por lo general, el espacio entre cada línea, representa un cambio de volumen específico de $0.05 \text{ m}^3/\text{kg}$

Figura 23: Líneas de Entalpía Constante en una Carta Psicrométrica





Revisa ahora el “*Material sobre Cartas Psicrométricas*” “ en la sección RECURSOS de la Unidad 4 del Curso *Principios de Ingeniería* en <http://sed.ucla.edu.ve> para que comprendas la manera de usar las Cartas Psicrométricas.

Resumen

En la Unidad 4 se te presentaron conceptos que usarás en la resolución de balances de energía y otros cálculos en otras asignaturas del plan de estudio de la carrera y como Ingeniero de Producción. Es importante que los internalices para que sean de utilidad en tu vida profesional.



Autoevaluación

Al finalizar la Unidad IV y con la finalidad de verificar los conocimientos que adquiriste en esta sesión de estudios, realiza la autoevaluación N° 4 presentada a continuación

Autoevaluación N° 4:

Instrucciones: A continuación se presentan varios planteamientos, de los cuales unos son verdaderos y otros falsos. Marca una X en el cuadro que corresponda dependiendo si la respuesta es verdadera o falsa.

Pregunta 1: Un proceso adiabático opera a presión constante.

Verdadero Falso

Pregunta 2: En un sistema cerrado, la transferencia de energía entre el sistema y su entorno sólo ocurre mediante (flujo de) calor y trabajo

Verdadero Falso

Pregunta 3: No es posible calcular valores absolutos de entalpía y de energía interna, sólo cambios en dichos valores

Verdadero Falso

Instrucciones: A continuación aparecen varios planteamientos con cuatro opciones de respuestas probables. Seleccione la respuesta correcta a cada enunciado y encierre en un círculo la letra correspondiente ubicada a la izquierda de cada opción que se te presenta.

Pregunta 4: Considere el calentador de agua de su casa. Clasifique cada uno de los siguientes casos como sistema abierto, sistema cerrado, ambos o ninguno

- 4.1. El tanque se esta llenando con agua fría
 - a. Sistema Abierto
 - b. Sistema Cerrado
 - c. Ambos
 - d. Ninguno

- 4.2. El calentador se enciende para calentar el agua
 - a. Sistema Abierto
 - b. Sistema Cerrado
 - c. Ambos
 - d. Ninguno

- 4.3. El tanque tiene fugas
 - a. Sistema Abierto
 - b. Sistema Cerrado
 - c. Ambos
 - d. Ninguno

- 4.4. El tanque está lleno y el calentador se apaga
 - a. Sistema Abierto
 - b. Sistema Cerrado
 - c. Ambos
 - d. Ninguno

Pregunta 5: ¿Aumentará, disminuirá o permanecerá constante la energía cinética por unidad de masa de un fluido incompresible que fluye por un tubo si el diámetro del tubo aumenta en algún punto de la tubería?

- d. Permanecerá Igual
- e. Aumentará
- f. Disminuirá
- g. No tiene relación alguna

UNIDAD V

BALANCES DE MATERIA Y ENERGÍA COMBINADOS

Como obtuviste cierta experiencia en la realización de balances de energía, ha llegado el momento de aplicar estos conocimientos a problemas más complejos en los que intervienen balances tanto de materia como de energía. En esta unidad realizaras balances de materia y energía de manera combinada para procesos en estado estacionario.

Objetivos Específicos:

1. DETERMINAR el número de grados de libertad en un problema de balance de materia y energía
2. RESOLVER un balance de materia y energía de proceso dado

1. Análisis de los Grados de Libertad en un proceso de estado estacionario

Un aspecto importante de los problemas de balance de materia y de energía combinado es cómo asegurar que las ecuaciones de proceso o conjuntos de módulos estén determinadas, es decir, tengan por lo menos una solución.

El *número de grados de libertad* es el número de variables en un conjunto de ecuaciones independientes a los que es necesario asignar valores para poder resolver las ecuaciones.

Sea N_d el número de grados de libertad, N_v el número de variables y N_r el número de ecuaciones (restricciones). Entonces, para N_r ecuaciones independientes en general

$$N_d = N_v - N_r \quad (66)$$

es preciso especificar $N_v - N_r$ variables siempre que las N_r ecuaciones sigan siendo independientes.

Las variables que pueden ser especificadas son:

- 1) Temperatura
- 2) Presión
- 3) Velocidad de flujo másico (molar) para cada componente de una corriente, o bien la concentración de cada componente más la velocidad de flujo total
- 4) Entalpías específicas
- 5) Velocidad de flujo de calor, trabajo (en el balance de energía)
- 6) Proporción del reciclaje

Las restricciones (ecuaciones) que intervienen en el análisis de los grados de libertad pueden ser:

- 1) balances de materia independientes para cada especie (se puede sustituir un balance total por el balance de una especie)
- 2) balance de energía
- 3) relaciones de equilibrio de fases, es decir, ecuaciones que indican las composiciones relativas de una especie que existe en dos (o más) fases

- 4) relaciones de equilibrio químico. El número de estas ecuaciones es igual al número mínimo de relaciones estequiométricas independientes que pueden representar las especies presentes en una sola fase
- 5) relaciones implícitas, como que la concentración de una especie es cero en una corriente
- 6) relaciones explícitas, como que una fracción dada de una corriente se condensa.



Para que comprendas como se realizan el análisis de grado de libertad, revisa el material de la sección 6.1 y los ejemplos 6.1 y 6.2 del Capítulo 6 del Texto "*Principios Básico y Cálculos en Ingeniería Química*" de Himmelblau (páginas 546 a 551).

2. Resolución de balances de materia y energía simultáneos



Esta sección será tratada mediante la resolución de un problema en equipo asignado por el profesor donde se pondrá en práctica todo lo aprendido durante todo el curso.

Resumen

En la Unidad 5 se presentó de manera práctica la resolución de problemas de balance de materia y energía simultáneos mediante la resolución de un problema asignado por el profesor.



Al finalizar la Unidad V y con la finalidad de verificar los conocimientos que adquiriste en esta sesión de estudios, realiza la autoevaluación N° 5 presentada a continuación

Autoevaluación N° 5:

Instrucciones: A continuación se presentan varios planteamientos, de los cuales unos son verdaderos y otros falsos. Marca una X en el cuadro que corresponda dependiendo si la respuesta es verdadera o falsa.

Pregunta 1: El número de grados de libertad es el número total de variables de un proceso más el número de ecuaciones independientes que intervienen en el proceso.

Verdadero Falso

Pregunta 2: La especificación de valores de las variables no debe afectar la cuenta original de variables y restricciones independientes

Verdadero Falso

Soluciones de las Autoevaluaciones

Autoevaluación N° 1:

Pregunta 1: FALSO, son iguales porque la densidad del agua con unidades de SI es 1,0

Pregunta 2: VERDADERO

Pregunta 3: VERDADERO

Pregunta 4: FALSO, hay muchas maneras de expresarlas

Pregunta 5: La respuesta correcta es la b

Pregunta 6: La respuesta correcta es la c.

Autoevaluación N° 2:

Pregunta 1: VERDADERO

Pregunta 2: VERDADERO

Pregunta 3: FALSO, no son iguales porque el compuesto se consume en la reacción

Pregunta 4: La respuesta correcta es la c

Pregunta 5: La respuesta correcta es la b

Pregunta 6: La respuesta correcta es la a

Pregunta 7: La respuesta correcta es la a

Pregunta 8: La respuesta correcta es la b

Autoevaluación N° 3:

Pregunta 1: FALSO, es un vapor que comienza a condensarse

Pregunta 2: VERDADERO

Pregunta 3: FALSO, es función de la temperatura

Pregunta 4: La respuesta correcta es la b

Pregunta 5: La respuesta correcta es la c

Pregunta 6: La respuesta correcta es la a

Autoevaluación N° 4:

Pregunta 1: FALSO, en el proceso adiabático no hay transferencia de calor con el entorno

Pregunta 2: VERDADERO

Pregunta 3: VERDADERO

Pregunta 4: 4.1. La respuesta correcta es la a.
4.2. La respuesta correcta es la b.
4.3. La respuesta correcta es la a.
4.4. La respuesta correcta es la b.

Pregunta 5: La respuesta correcta es la c.

Autoevaluación N° 5:

Pregunta 1: FALSO, es el número total de variables de un proceso menos el número de ecuaciones independientes

Pregunta 2: VERDADERO