

UNIVERSIDAD INTERNACIONAL DEL ECUADOR

Facultad de Ingeniería Automotriz

TESIS DE GRADO PARA LA OBTENCION DEL TITULO DE
INGENIERO EN MECANICA AUTOMOTRIZ

DISEÑO Y CONSTRUCCIÓN DE UN BANCO TERMODINÁMICO PARA
EL ANÁLISIS DE CAMBIO DE FASES DE LOS FLUIDOS

Pablo Esteban Rossignoli Burbano De Lara

Daniel Sebastián Izquierdo Paredes

DIRECTOR: Ing. Andrés Castillo

2012

Quito, Ecuador

CERTIFICACIÓN

Nosotros, Pablo Esteban Rossignoli Burbano de Lara, Daniel Sebastián Izquierdo Paredes declaramos que somos los autores exclusivos de la presente tesis y que esta es original, autentica y personal nuestra. Todos los efectos académicos y legales que se desprendan de la presente investigación serán de nuestra exclusiva responsabilidad.

Pablo Rossignoli
CI: 1713190773

Daniel Izquierdo
CI: 1718050147

Yo, Andrés Castillo declaro que, en lo que yo personalmente conozco, los señores, Pablo Rossignoli, Daniel Izquierdo, son los autores exclusivos de la presente tesis y que esta es original, autentica y personal de ellos.

Firma del Director Técnico de Trabajo de Grado
Andrés Castillo
DIRECTOR

AGRADECIMIENTO

Al darme cuenta que me encuentro dando un gran paso en mi vida como es culminar mi carrera universitaria no puedo dejar de lado el agradecer a todas esas personas que estuvieron conmigo en los buenos y malos momentos.

Primero quiero agradecer a dios por las bendiciones que me ha dado para cada día levantarme y estar ahora aquí.

A mi padre por el apoyo que me ha dado para poder tener una educación de calidad en la vida, por la ayudada que me ha brindado en el trayecto de mi carrera dándome fuerzas y consejos muy valiosos para poder salir adelante en la vida.

A mi madre, mi hermano, mi enamorada por la paciencia que han sabido tener en los malos momentos por los cuales e pasado.

Al ingeniero Andrés Castillo que aparte de ser un profesor para mí ha sido un gran amigo que ha sabido dirigirme de la mejor manera para poder realizar esta tesis teniéndome paciencia y brindándome siempre su ayuda.

Quiero agradecer a todos mis ángeles que lamentablemente no se encuentran conmigo en este tan especial momento de mi vida y que me hacen mucha falta a mi abuelito Rodrigo Burbano de Lara (+), Víctor Manuel Rossignoli (+), abuelita Panchita (+).

Por último y no menos importante a la Universidad internacional y a mis profesores que supieron entregarme siempre lo mejor de ellos para ser un buen profesional.

Pablo Esteban Rossignoli Burbano de Lara

DEDICATORIA

Le dedico esta tesis a dios por darme la oportunidad de despertarme cada día y seguir en la lucha día a día.

A mi padre mi gran amigo que si no fuera por el no estaría logrando mis metas y mis objetivos en la vida, espero que se sienta orgulloso de mi como yo me siento orgulloso del padre que dios me ha dado.

A mi madre por siempre estar pendiente y preocupada de esta tesis, dándome aliento y fuerzas para poder culminar mi carrera.

A mi hermano, mi novia, mi familia que siempre estuvieron pendientes de mi trabajo. Dedico mi tesis a todas estas personas que siempre estuvieron dándome su apoyo incondicional, su paciencia, sus fuerzas, sus consejos, sus regaños, les agradezco con todo mi corazón.

Dedico a mis ángeles por lo que en su paso en la vida dejaron en la mía aunque ya no se encuentren presentes dándome sus grandes consejos.

Pablo Esteban Rossignoli Burbano de Lara

AGRADECIMIENTO

Este proyecto es el final de una parte de mi vida, y el inicio de otra, por ese motivo agradezco primeramente a Dios que me ha y guiado hacia este camino. Gracias por qué me ha bendecido con todo lo que me ha dado y enseñado en este tiempo.

Agradezco a nuestro director de Tesis, el Ing. Andrés Castillo, por todo el apoyo que nos ha brindado en esta etapa tan importante de nuestra vida profesional, porque más que un mentor lo considero un amigo. Gracias a todos nuestros maestros que han formado parte de este trabajo con sus recomendaciones o sugerencias sobre el proyecto.

De igual manera un agradecimiento muy especial a mis papás que a pesar de las dificultades que se nos han presentado me han apoyado e impulsado a seguir adelante para poder llegar al final de esta bella etapa de mi vida, como es la universitaria, de igual manera les soy muy agradecido porque me han sabido apoyar y guiar para ser una persona de bien. Gracias por siempre estar junto a mí en los momentos más difíciles, gracias por sus palabras de aliento, porque siempre están cuando los necesito, va por ustedes, porque gracias a ustedes he llegado a cumplir esta meta tan importante en mi vida. También agradezco a mi novia por su incondicional apoyo y ayuda en todos los aspectos de mi vida, gracias por el apoyo para poder finalizar este proyecto.

Agradezco también a todas las personas y amigos que nos han ayudado de cualquier forma en este proyecto, con su colaboración con información, o materiales para poder culminar este trabajo.

Finalmente quiero dar las gracias a mi compañero de Tesis, Pablo Rossignoli, por su apoyo y su entrega a este proyecto, y porque aparte de mi compañero de universidad lo considero un amigo.

Muchas gracias a todos por su ayuda y apoyo en el transcurso de estos cinco años.

Daniel Izquierdo

DEDICATORIA

Dedico este trabajo a todos los lectores que en busca de información utilicen este trabajo como fuente de la misma. De igual manera este trabajo se lo dedico a todos los estudiantes de nuestra prestigiosa institución, Universidad Internacional del Ecuador, en especial a los estudiantes de la facultad de Ingeniería Mecánica Automotriz que para su uso fue realizado este proyecto, para poder utilizarlo como herramienta de apoyo en prácticas de termodinámica.

Dedico este trabajo a mi familia, a mis papás en especial porque gracias a ellos soy lo que soy y estoy donde estoy. De esta manera les doy las gracias por todo el apoyo que he recibido en mi vida académica. Este es el fruto de todo ese esfuerzo y sacrificio.

Dedico también a todos mis maestros porque este trabajo es el fruto de todas sus enseñanzas.

Daniel Izquierdo

INDICE GENERAL

RESUMEN.....	1
SUMMARY	2
CAPITULO I.....	3
1.1 PLANTEAMIENTO DEL PROBLEMA.....	3
1.2.1 Objetivo General.....	4
1.2.2 Objetivos Especificos	4
1.3 ALCANCE.....	4
1.4 JUSTIFICACIÓN.....	4
ANÁLISIS TERMODINÁMICO DE LOS FLUIDOS	5
1.5 DETERMINACION DE FLUIDOS A UTILIZAR EN EL BANCO	5
1.6 PROPIEDADES DE LOS FLUIDOS	5
1.6.1 Descripción de los fluidos	5
1.6.2 Viscosidad	6
1.6.3 Unidades de viscosidad.....	6
1.6.4 Densidad.....	7
1.6.5 Densidad relativa	7
1.6.6 Densidad media.....	8
1.6.7 Medición de densidad.....	8
1.6.8 Cambios de densidad	9
1.6.9 Volumen especifico.....	10
1.6.10. Presión en un fluido	10
1.7.1 Aceite.....	11
1.7.1.1 Características.....	11
1.7.1.2 Color	11
1.7.1.3 Densidad.....	12
1.7.1.4 Viscosidad	12
1.7.1.5 Índice de viscosidad	12
1.7.1.6 Untuosidad.....	12
1.7.1.7 Punto de inflamación	12
1.7.1.8 Punto de combustión	13
1.7.1.9 Punto de congelación	13
1.7.1.10 Índice de basicidad t.b.n.	13
1.7.1.11 Demulsibilidad	13
1.7.2 Gasolina.....	13
1.7.2.1 Características.....	13
1.7.2.2 Índice de octanos.....	14
1.7.2.3 Composiciones químicas	14
1.7.3 Agua	15
1.7.3.1 Características.....	15
1.8. SUSTANCIA PURA	15
1.8.1 Postulado del estado termodinámico.....	16
1.8.2 Fases.....	17
1.8.3 Cambios de fase a presión constante.....	18
1.8.4 Comparación de las líneas de líquido y de vapor	22
1.8.5 Superficies termodinámicas.....	24
1.8.6 Diagramas de las fases	26

1.8.7 Regla de las fases	29
1.9 PRIMERA LEY DE LA TERMODINAMICA	30
1.9.1 Energía interna-consecuencia de la primera ley	31
1.9.2 Relación entre e, u	33
1.9.3 Entalpia	34
CAPITULO II	35
2.1 INTRODUCCIÓN	35
2.2 PRESIÓN – VOLUMEN	35
2.2.1 Definiciones de presión y volumen	35
2.3 LEY DE BOYLE	36
2.4 LEY DE JOULE	37
2.4.1 Efecto Joule	39
2.5 CALORES ESPECÍFICOS DE UN GAS IDEAL	39
2.6 GAS IDEAL	41
2.7 PROCESOS EN LOS FLUIDOS	41
2.7.1 Proceso Isotérmico	42
2.7.2 Proceso Isobárico	44
2.7.3 Proceso Isocórico	46
2.8 SUSTANCIA PURA	48
2.9 PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS PURAS	49
2.9.1 Líquido comprimido	49
2.9.2 Líquido saturado	49
2.9.3 Vapor saturado	49
2.9.4 Vapor sobre calentado	50
2.9.5 Temperatura de saturación	50
2.9.6 Calidad	50
CAPITULO III	51
ECUACION DE CAMBIO DE FASE	51
3.1. LEY DE CHARLES	51
3.1.1 Biografía de Jacques Alexandre César Charles	51
3.1.2. Expresión algebraica	53
3.1.3 Experimento	54
3.2. LEY DE AVOGADRO	55
3.3. LEY DEL GAS IDEAL	56
3.3.1 La ecuación de estado	56
3.3.2 Teoría cinética molecular	57
3.3.3 Ecuación general de los gases ideales	57
3.3.4 Formas alternativas	58
3.4. EJERCICIOS DE APLICACIÓN	59
3.5. LA ECUACION DE ESTADO	63
3.5.1 Ejercicios de aplicación	65
3.6. LA CONSTANTE DE GAS	71
3.6.1 Ejercicios de aplicación	72
CAPITULO IV	79
DISEÑO Y CONSTRUCCION	79
4.1. MATERIALES	79
4.1.1 Peltier	81
4.1.2 Resistencia calentadora	83

4.1.3	Flujómetro.....	83
4.1.4	Bomba primaria de agua	84
4.1.4.1	Curva y prestaciones de la bomba	85
4.1.4.2	Partes de la bomba.....	86
4.2.	CÁLCULO ESTRUCTURAL	87
4.2.1.	Datos de la estructura del banco de pruebas	88
4.2.3.	Composición química	88
4.2.4.	Cálculos de esfuerzos de la estructura.....	88
4.2.4.1.	Tensión soportada	88
4.2.5.	Deformación bajo carga axial	89
4.2.6.	Tensión por esfuerzos	89
4.2.7.	Tensión por esfuerzo de corte vertical.....	90
4.3.	GUÍA DE USO	91
4.3.1	Objetivos.....	91
4.3.2	Marco teórico	92
4.3.3	Procedimiento.....	92
4.3.4	Tabla de datos	92
4.3.5	Tabla de resultados	92
4.3.6	Conclusiones	92
4.4	TABLA DE GASTOS	92
	CONCLUSIONES Y RECOMENDACIONES.....	93
	Conclusiones	93
	Recomendaciones	95
	BIBLIOGRAFIA.....	96
	CITADOS WEB.....	96
	ANEXOS.....	97

INDICE DE FIGURAS

Fig.1.1.Diagrama T-s para una sustancia típica hipotética.....	18
Fig.1.2.Diversos fluidos en el plano T-s.....	23
Fig.1.3.Línea de saturación del ácido acético.....	23
Fig.1.4.Superficies termodinámicas en las coordenadas p-v-T.....	25
Fig.1.5.Superficie termodinámica en coordenadas T-p-s.....	26
Fig.1.6.Diagramas de fase para un sistema de un solo componente.....	27
Fig.1.7.Sistema que pasa por un proceso cíclico.....	32
Fig.2.1.Manómetros diferenciales.....	36
Fig.2.2.Esquema representativo de la Ley de Boyle.....	37
Fig.2.3.Resistencia de plancha.....	38
Fig.2.4.Proceso Isotérmico.....	42
Fig.2.5.Ejemplo de proceso Isotérmico.....	43
Fig.2.6.Proceso Isobárico.....	44
Fig.2.7.Ejemplo de proceso Isobárico.....	44
Fig.2.8.Proceso Isocórico.....	45
Fig.2.9.Ejemplo de proceso Isocórico.....	45
Fig. 3.1.Los estados de equilibrio.....	62
Fig. 4.1.Grafico de un Peltier.....	80
Fig.4.2.Grafico de flujómetro.....	81
Fig.4.3.Curva de prestaciones de la bomba.....	83
Fig.4.4.Grafico de las partes de la bomba primaria.....	85

INDICE DE TABLAS

Tabla 2.1 unidades de presión.....	35
Tabla 2.2 características de las sustancias.....	40
Tabla 4.3 componentes de la bomba primaria.....	84
Tabla 4.4 gastos realizados.....	90

RESUMEN

Termodinámica es una rama de la física que estudia los efectos de los cambios de magnitudes de los sistemas a un nivel macroscópico. Constituye una teoría fenomenológica, a partir de razonamientos deductivos, que estudia sistemas reales, sin modelizar y sigue un método experimental. Los cambios estudiados son los de temperatura, presión y volumen, aunque también estudia cambios en otras magnitudes, tales como el potencial químico, la fuerza electromotriz y el estudio de los medios continuos en general. También se puede decir que la termodinámica nace para explicar los procesos de intercambio de masa y energía térmica entre sistemas térmicos diferentes.

La tesis trata de los cambios de fase de los fluidos especialmente el agua, en el proyecto se podrá ver el cambio de temperatura del agua tanto como aumenta la temperatura y como disminuye, cambiando las presiones de las tuberías que conducen el agua tanto a las cajas de temperatura como al conducto de salida.

El banco posee termómetros digitales para ver tanto la temperatura inicial y en las cajas de temperatura para ver ya sea el aumento de temperatura o la baja de temperatura.

SUMMARY

Thermodynamics is a branch of physics that studies the effects of changes in magnitudes of the systems at a macroscopic level. Is a phenomenological theory, based on deductive reasoning, studying real systems without model and is an experimental method. Studied are changes in temperature, pressure and volume but also studying changes in other variables, such as the chemical potential, the electromotive force and the study of continuous media in general. We can also say that thermodynamics was created to explain the processes of exchange of mass and thermal energy between different thermal systems.

Our thesis deals with the phase changes of fluids especially water, in our project, we can see the change as much as water temperature increases as the temperature decreases, and changing the pressure of the water pipes that carry both boxes temperature and the outlet conduit. Our project has digital thermometers to see the initial temperature and the temperature in the boxes to see whether the temperature rise or the temperature decrease.

CAPITULO I

1.1 PLANTEAMIENTO DEL PROBLEMA

La facultad de ingeniería mecánica automotriz de la Universidad Internacional del Ecuador no cuenta con un gran numero instrumentos de laboratorio de termodinámica con los cuales se pueda realizar ensayos con el fin de analizar y comprobar los diferentes temas que se aplican y se estudian en las materias que se dictan en la facultad, por lo tanto la investigación está enfocado en la construcción de instrumentos que son fundamentales para el desarrollo del los estudiantes.

Con estos antecedentes nace la necesidad de crear un banco de pruebas de termodinámica para el análisis y comprobación de cambio de fases de fluidos con el fin de brindar un apoyo didáctico tanto a los estudiantes como para los profesores de la universidad.

El banco se lo diseñara en una mesa metálica, sobre esta, estará montada toda la estructura del banco como por ejemplo las probetas, las tuberías con sus medidores de presión, y temperatura.

También se creara una guía para el correcto uso del banco de pruebas, con esto pretendemos guiar al estudiante y sustentar al profesor para el correcto uso del banco, y así evitar cualquier uso incorrecto evitando algún tipo de daño o accidente con el material.

El principal beneficio será el de brindar un apoyo didáctico para las clases dictadas sobre termodinámica de fluidos ya que actualmente no existe un banco de pruebas de este tipo, muchas veces ha sido necesario analizar y comprobar en la práctica los efectos de la presión y de la temperatura en un fluido, con este banco de pruebas estas clases ahora no solo serán dictadas teóricamente sino didácticamente también. Servirá para que profesores sustenten su clase con una demostración práctica de lo enseñado.

1.2 OBJETIVOS

1.2.1 Objetivo General

Diseñar y construir un banco termodinámico para el análisis de cambios de fases de los fluidos.

1.2.2 Objetivos Específicos

1. Analizar el comportamiento de los fluidos cuando se los expone a diferentes temperaturas.
2. Investigar los diferentes fluidos a usar en el banco.
3. Crear guías para el correcto uso del banco.

1.3 ALCANCE

Esta tesis está enfocada a la creación de equipos de laboratorio permitan facilitar tanto a los profesores como a los estudiantes a entender mejor las materias dictadas en la carrera con la facilidad de tener tanto un material teórico como practico.

Ésta realización es de gran importancia en la actualidad y deja muchas puertas abiertas para que poco a poco se vayan dotando de elementos que ayuden a una mejor enseñanza de los alumnos de la facultad de mecánica automotriz.

1.4 JUSTIFICACIÓN

En la actualidad no existe en la facultad de mecánica automotriz elementos con los se pueda verificar o comprobar los diferentes cambios de fases en diferentes fluidos como, agua, refrigerante, aceites que usualmente son los más utilizados en un taller mecánico.

Usando los conocimientos adquiridos académicamente en las clases impartidas y, ha surgido la necesidad de implantar un sistema que ayude a conocer a que diferentes presiones, temperaturas se van a producir los diferentes cambios de fases de los diferentes fluidos que van a ser usados en el banco de pruebas.

ANÁLISIS TERMODINÁMICO DE LOS FLUIDOS

1.5 DETERMINACION DE FLUIDOS A UTILIZAR EN EL BANCO

Los fluidos a utilizar en el banco termodinámico para el análisis de cambio de fases de los son los más comunes utilizados en el campo automotriz, como: aceite, gasolina y agua, con estos tres líquidos se va a realizar pruebas en el banco termodinámico y se podrá ver el comportamiento de cada uno de ellos cuando estén expuestos a diferentes temperaturas y presiones con las que se va a trabajar.

Se escogió principalmente estos tres fluidos ya que son de uso básico en la rama automotriz, realizando las pruebas podremos conocer su reacción a los diferentes cambios y será muy útil como material didáctico para los estudiantes.

1.6 PROPIEDADES DE LOS FLUIDOS

1.6.1 Descripción de los fluidos

Los líquidos se encuentran en un estado intermedio de la materia entre sólido y gaseoso, las moléculas de los líquidos se encuentran en un equilibrio ya que no se las encuentra tan juntas como las moléculas de los sólidos ni tan separadas como los gases, las moléculas de los fluidos van a variar de acuerdo a la presión, temperatura que se les exponga, puede cambiar su fase tanto a sólido perdiendo su volumen cuando la temperatura es baja y a gaseoso dilatándose el fluido cuando la hay un incremento de temperatura.

En los líquidos se produce un fenómeno que se lo conoce como flotabilidad que presenta cualquier objeto que sea inmerso en el mismo.

La forma original de los líquidos son esféricos siempre y cuando ninguna fuerza externa actúe sobre él, un ejemplo sería cuando dejamos caer una gota de agua toma forma esférica en caída libre.

La forma del líquido en estado de reposo va a tomar la forma del recipiente que lo contenga, en estado de reposo la presión se encuentra ejercida en cada uno de los puntos del líquido tal como establece el principio de Pascal.

Si un líquido se encuentra en reposo, la presión en cualquier punto del mismo viene dada por:

$$p = \rho g z$$

Donde ρ es la densidad del líquido, g es la gravedad ($9,8 \text{ m/s}^2$) y z es la distancia del punto considerado a la superficie libre del líquido en reposo.

1.6.2 Viscosidad

La viscosidad es la resistencia que presenta un fluido a deformaciones tangenciales. Todos los fluidos poseen algo de viscosidad unos con mayor viscosidad que otros como el aceite tiene mayor viscosidad que el agua y la gasolina ya que el aceite tiene mayor resistencia a fluir que los líquidos nombrados anteriormente.

Mientras no se encuentre en movimiento el líquido no va a ver viscosidad ya que cuando está en reposo el líquido va a adoptar la forma del recipiente que lo contenga y no va actuar ninguna fuerza tangencial que el líquido no pueda resistir, en este caso la única fuerza que actuaría sobre el fluido sería la gravedad ya que su superficie permanecería totalmente plana.

Si la viscosidad sería muy alta en un fluido este casi no se desplazaría ya que presentara coeficiente de rozamiento muy alto un ejemplo sería que si dejáramos caer un sólido dentro de un vaso de aceite este casi no se escaparía del recipiente que lo contiene, en cambio si dejáramos caer un sólido dentro de un vaso de agua este se escaparía del recipiente que lo contiene.

Todos los fluidos y gases poseen características de viscosidad aunque en los gases la viscosidad es despreciable y los gases están más cerca de ser fluidos ideales.

1.6.3 Unidades de viscosidad

En el Sistema Internacional de unidades la unidad física de medida para la viscosidad dinámica es el Pascal y Segundo ($\text{Pa}\cdot\text{s}$), que corresponde a $1 \text{ N}\cdot\text{s}/\text{m}^2$ o $1 \text{ kg}(\text{m}\cdot\text{s})$ y en el Sistema Cegesimal de unidades la unidad que corresponde a la

viscosidad es el Poise (P), mas se usa su submúltiplo el Centipoise (Cp) que es el más utilizado por la viscosidad que tiene el agua que es de 1,0020 Cp a 20 °C.

Poise = 100 centipoise = 1g/(cm·s) = 0,1 Pa·s

1 centipose = 1mPa·s

1.6.4 Densidad

La densidad es la cantidad de masa que se encuentra en un determinado volumen.

La relación entre masa y volumen de un cuerpo viene a ser lo que es la densidad absoluta o simplemente densidad, la unidad en el SI es el kilogramo por metro cúbico (kg/m³), pero es más utilizado el g/cm³.

$$p = \frac{m}{V}$$

Donde:

ρ La densidad.

M La masa.

V El volumen del cuerpo.

Hay que tener en cuenta que la masa de un cuerpo no viene a ser su peso, la masa es la cantidad de materia que posee un cuerpo. La sustancia tiene que ser completamente homogénea ya que si no lo es el valor de la densidad solo será un promedio, en el caso de que no sea homogénea la sustancia para realizar el cálculo de densidad se deberá tomar todo el volumen.

No siempre interesa calcular la densidad media total de alguna sustancia, como por ejemplo se desea saber la densidad del agua y del vapor de agua ya sean partes distintas pueden ser calculadas para sacar la densidad media de cada una.

1.6.5 Densidad relativa

La relación existente entre las densidades de dos o varias sustancias vendría a ser lo que se conoce como densidad relativa.

$$\rho_r = \frac{\rho}{\rho_0}$$

Donde:

ρ_r La densidad relativa.

ρ La densidad de la sustancia.

ρ_0 La densidad de referencia o absoluta.

La densidad de referencia o absoluta para los sólidos y líquidos, es la del agua a la presión de 1 atm y la temperatura de 4 °C, la densidad absoluta del agua destilada es de 1000 kg/m³, es decir 1g/cm³.

La densidad absoluta para los gases es la del aire a la presión de 1 atm y la temperatura de 0 °C.

1.6.6 Densidad media

Aplicando la formula masa/volumen sobre cualquier sistema homogénea en cualquier región del sistema siempre va a ser el mismo resultado. La densidad media se aplica en sistemas heterogéneos donde la densidad va a variar en las diferentes partes del mismo, donde se divide la masa del objeto por su volumen o la densidad media que este será diferente en cada punto.

$$\rho = \lim_{V \rightarrow 0} \frac{m}{V} = \frac{dm}{dV}$$

1.6.7 Medición de densidad

Hay dos formas de obtener la densidad la forma directa y la forma indirecta.

En la forma indirecta se mide la masa y el volumen por separado y se calcula la densidad, por una balanza se mide la masa y el volumen se mide determinando la forma del objeto y midiendo el desplazamiento de un líquido.

Para obtener mediante la forma directa se tiene instrumentos para la medición tales como:

El densímetro, que permite la medida directa de la densidad de un líquido

El picnómetro, que permite la medida precisa de la densidad de sólidos, líquidos y gases picnómetro de gas.

La balanza hidrostática, que permite calcular densidades de sólidos.

La balanza de Mohr (variante de balanza hidrostática), que permite la medida precisa de la densidad de líquidos.

1.6.8 Cambios de densidad

Con la presión y la temperatura la densidad de una sustancia cambia, cuando hay aumento de presión la densidad también aumenta, cuando aumenta la temperatura la densidad disminuye siempre y cuando la presión se permanezca constante

El efecto de la temperatura y la presión en los sólidos y líquidos es muy pequeño, por lo que típicamente la compresibilidad de un líquido o sólido es de 10^{-6} bar^{-1} (1 bar=0,1 Mpa) y el coeficiente de dilatación térmica es de 10^{-5} K^{-1} .

La presión y la temperatura alteran la densidad de los gases.

La ley de los gases ideales describe matemáticamente la relación entre estas tres magnitudes:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

Donde

R La constante universal de los gases ideales.

P La presión del gas.

M Masa molar.

T La temperatura absoluta.

Eso significa que un gas ideal a 300 °K y 1 atm duplicará su densidad si se produce un aumento de la presión a 2 atm manteniendo la temperatura constante o, se reduce su temperatura a 150 K manteniendo la presión constante.

1.6.9 Volumen específico

Es el volumen que ocupa la unidad de masa de cualquier material. Es el recíproco de la densidad, por lo cual no dependen de la cantidad de materia.

$$v = \frac{V}{m} = \frac{1}{\rho}$$

Donde,

V es el volumen, m es la masa y ρ es la densidad del material.

El volumen específico se expresa en unidades de volumen sobre unidades de masa y son las siguientes:

$$\frac{m^3}{kg}, \frac{ft^3}{lb}$$

1.6.10. Presión en un fluido

Cualquier líquido ejerce una presión sobre el fondo del recipiente que lo contenga. Esta presión es independiente de su área, solo depende de la altura, es decir, la distancia que existe desde el fondo a la superficie del líquido, y del peso específico del mismo

FUERZA = PESO DEL LIQUIDO $V = * P_e$

$$F = V \times P_e = h \times S \times P_e$$

$$p = \frac{F}{S} ; = \frac{h \times S \times P_e}{S} = h \times P_e$$

Donde

V es el volumen y P_e es el Peso específico y siendo p la presión y S la superficie de la base del recipiente o contenedor, h la altura entre el fondo y la superficie del líquido.

La fuerza que todo líquido ejerce sobre el fondo del recipiente que lo contenga es igual al peso de una columna que tenga como base la superficie del fondo y como altura la distancia entre la base y la superficie libre del líquido, cabe aclarar que no depende de la cantidad total del líquido.

1.7 INCLUSION DE LOS FLUIDOS

A continuación se detallaran las aplicaciones en el área automotriz de los fluidos a utilizar en el banco.

1.7.1 Aceite

Se lo utiliza principalmente en la lubricación de los motores, sean estos diesel o gasolina.

1.7.1.1 Características

A continuación vamos a ver las propiedades más importantes que deben tener los aceites.

1.7.1.2 Color

Observando un aceite a través de un recipiente transparente el color nos da una idea del grado de pureza.

1.7.1.3 Densidad

Se mide por comparación entre los pesos de un volumen determinado del aceite a utilizar y el peso de igual volumen de agua destilada, cuya densidad se acordó que sería igual a 1, a igual temperatura.

Normalmente se indica la densidad de los aceites lubricantes a 15°C.

1.7.1.4 Viscosidad

Es la resistencia que un fluido presenta a cualquier movimiento interno de sus moléculas, esto depende del mayor o menor grado de cohesión existente entre estas.

1.7.1.5 Índice de viscosidad

Es el valor que indica la variación de viscosidad del aceite con la temperatura.

Cuando se calienta un aceite, éste se vuelve más fluido es decir su viscosidad disminuye; por otro lado, cuando el aceite se somete a temperaturas más bajas, éste se vuelve más espeso es decir su viscosidad aumenta.

1.7.1.6 Untuosidad

Es la propiedad que nos indica la capacidad de adherencia de los aceites a las superficies metálicas a lubricar y se presenta cuando el espesor de la capa de aceite se reduce al mínimo, sin llegar a la lubricación límite.

1.7.1.7 Punto de inflamación

Lo determina la temperatura mínima a la cual los vapores desprendidos del aceite lubricante se inflaman en presencia de una llama.

1.7.1.8 Punto de combustión

Se lo consigue cuando se prolonga el ensayo de calentamiento del punto de inflamación, logrando que el aceite se incendie de forma permanente durante varios segundos.

1.7.1.9 Punto de congelación

Es la temperatura a partir de la cual el aceite deja de ser un fluido para comportarse como una sustancia sólida.

1.7.1.10 Índice de basicidad t.b.n.

Es la propiedad de neutralizar los ácidos formados por la combustión en los motores. El T.B.N. (*total base number*) nos indica la capacidad básica que tiene el aceite. Es decir, si analizamos un aceite usado el T.B.N residual nos puede indicar el tiempo en horas que se puede postergar los cambios de aceite en dicho motor.

1.7.1.11 Demulsibilidad

Es la facilidad con la que el aceite se separa del agua.

1.7.2 Gasolina

Se lo utiliza principalmente como combustible para motores, de igual manera se lo utiliza para la limpieza de partes mecánicas de los motores y en general del automóvil

1.7.2.1 Características

Deben cumplirse un cierto número de condiciones, requeridas para que el motor funcione adecuadamente y otras de tipo ambiental, ambas reguladas por la ley en

algunos países. La especificación más característica es el índice de octano MON, “motor octane number”, RON “research octane number” o el promedio de los anteriores que se llama PON “pump octane number”, que nos indica la resistencia que presenta el combustible a producirse la detonación.

1.7.2.2 Índice de octanos

Indica la temperatura y la presión a la que puede ser sometido un combustible carburado, es decir mezclado con aire, antes de auto-detonarse al lograr su temperatura de auto-ignición debido a la ley de los gases ideales. Existen diferentes tipos de gasolinas comerciales, todas clasificadas por su número de octanos.

1.7.2.3 Composiciones químicas

Se considera nafta a la fracción del petróleo cuyo punto de ebullición esta aproximadamente entre 28 y 177 °C. A su vez, este subproducto se subdivide en nafta ligera de hasta unos 100 °C y nafta pesada que son todas las demás. La nafta ligera es uno de los componentes de la gasolina con unos números de octanos que rodean 70. La nafta pesada no tiene la calidad como para ser utilizada para ese fin, su destino es ser transformada mediante reformado catalítico, proceso químico por el cual se obtiene hidrógeno a la vez que se aumenta el octanaje de dicha nafta.

La nafta se obtiene mediante un proceso llamado fluid catalytic cracking, FCC, de gasoil pesado. Si no está refinada puede tener hasta 1.000 ppm de azufre. Esta constituida alrededor de un 40% de aromáticos y 20% de olefinas. Los números de octano (MON/RON) están por 80/93.

La nafta ligera isomerizada se obtiene a partir de la nafta ligera de destilación directa, mediante un proceso que usa catalizadores sólidos en base platino/aluminio o zeolíticos. Este es un componente libre de azufre, benceno, aromáticos y olefinas, con unos números de octano (MON/RON) en torno a 87/89.

1.7.3 Agua

Se lo utiliza principalmente en el sistema de refrigeración del vehículo. Además es muy útil en el trabajo de un taller, para la limpieza del mismo.

1.7.3.1 Características

El agua es un compuesto vital para todos los seres vivos.

A temperatura ambiente es líquida, inodora, insípida e incolora, aunque adquiere una leve tonalidad azul en grandes volúmenes, por causa de la refracción de la luz al atravesarla, ya que absorbe con mayor facilidad las longitudes de onda larga (rojo, naranja y amarillo) que las longitudes de onda corta (azul, violeta),

Desviando levemente estas últimas, provocando que en grandes cantidades esas ondas cortas se hagan apreciables.

Se considera fundamentalmente para la existencia de la vida. No se conoce ninguna forma de vida que subsista sin ella.

Es el único compuesto que se encuentra en los tres estados (sólido, líquido y gaseoso) a las temperaturas que se dan en el planeta Tierra.

Se encuentra de forma líquida en los mares, ríos, lagos y océanos; de forma sólida, en nieve o hielo, en los casquetes polares, en las cumbres de las montañas y en los lugares de la Tierra donde la temperatura sea inferior a cero grados Celsius; y en forma gaseosa, formando parte de la atmósfera terrestre como vapor de agua. Es el compuesto con el calor latente de vaporización más alto, 540 cal/g y con el calor específico más alto después del litio, 1 cal/gramo.

1.8. SUSTANCIA PURA

Una sustancia pura se ha definido como la que es homogénea e invariable en su composición química. Cuando existe en una mezcla multifásica, su composición es la misma en todas las fases. Por ejemplo: el hielo, una mezcla de hielo y agua líquida, y el vapor de agua son todas sustancias puras. Por otra parte, consideremos una sustancia inicialmente

Pura, que es una mezcla uniforme de oxígeno y nitrógeno gaseosos y que experimenta un proceso de enfriamiento. Si algo de la mezcla gaseosa se licúa, la porción de líquido tendría una composición diferente de la mezcla de gas restante, y el conjunto ya no sería una sustancia pura.

En capítulos anteriores se ha considerado las cuatro propiedades bien conocidas de presión, temperatura, volumen y energía interna. Ahora bien, al estudiar la sustancia pura se deben incluir dos propiedades adicionales: entalpia y entropía. Cada una de estas propiedades se describirá en capítulos siguientes, y todas son necesarias para una mejor comprensión de la sustancia pura. Por ahora será suficiente definir la entalpia (h) y la entropía (s), simplemente como:

$$H = U + pV$$

$$S = \int \left(\frac{dQ}{T} \right)_{rev} + S_0$$

1.8.1 Postulado del estado termodinámico

Considérense las diversas maneras en las que la energía en forma de trabajo se puede transmitir a una sustancia en estudio. Si la sustancia es compresible, su energía será aumentada mediante un cambio de frontera (trabajo $p Dv$). Si es un sólido elástico, su energía puede incrementarse por alargamiento (trabajo $V\sigma d\epsilon$). No importa qué modo de trabajo se utilice para transmitir energía a una sustancia, habrá por lo menos una propiedad independientemente variable para cada modo (V en el primer caso, E en el segundo).

Además, estas propiedades se pueden mantener fijas y transmitir energía a la sustancia por calor, el cual hará variar la temperatura; por tanto, se observa que existe otra variable independiente. En resumen, para cada una de las formas independientes de transmisión de energía a una sustancia, hay una propiedad termodinámica independientemente variable.

Los conceptos anteriores se pueden formalizar ahora en el principio o postulado del estado termodinámico: El número de propiedades termodinámicas que se pueden variar independientemente para un sistema dado es igual al número de modos de trabajo reversible, más 1.

Observe que no se hace referencia a los modos de trabajo irreversible, puesto que siempre se pueden lograr los efectos irreversibles resultantes mediante la combinación de trabajo y calor reversibles. Por consiguiente, si existen N modos posibles de trabajo reversibles para un sistema dado, hay sólo $N + 1$ propiedades termodinámicas que pueden ser variadas independientemente. En el caso de un sistema simple, sólo se requieren dos propiedades termodinámicas para determinar su estado.

1.8.2 Fases

En general, una sustancia pura puede existir en una cualquiera de tres fases, o en una mezcla de ellas: la fase sólida, la fase líquida y la fase gaseosa o de vapor. La fusión es el cambio de fase de sólido a líquido. El cambio en sentido contrario se llama solidificación (o congelación en el caso del agua). El cambio de fase de líquido a gas se denomina vaporización y se dice que la sustancia líquida se vaporiza (o se evapora, en el caso del agua). El cambio de vapor (o fase gaseosa) a líquido se conoce como condensación y durante el proceso se dice que el vapor se condensa. No todas las sustancias pasan por estas tres fases; algunas normalmente van directo de la fase sólida a la gaseosa (o viceversa), un cambio denominado sublimación. Además, muchas sustancias que ordinariamente pasan por las tres fases durante el calentamiento de la fase sólida, pueden sublimarse en ciertas condiciones. Por ejemplo, un trozo de hielo expuesto a la atmósfera a temperaturas inferiores a 0°C se sublimará y, si transcurre el tiempo suficiente, pasará enteramente a la atmósfera como vapor de agua.

En su estado sólido a la presión de 1 atm, el dióxido de carbono sólido (“hielo seco”) se sublima cuando absorbe calor y produce así enfriamiento

1.8.3 Cambios de fase a presión constante

Consideremos una sustancia sólida pura (como, por ejemplo, el amoníaco) en un estado donde la presión y la temperatura altas son p_1 Y T_1 (fig. 1.1). Suponga que la presión permanece constante y se suministra calor; l-a representa el calentamiento del sólido.

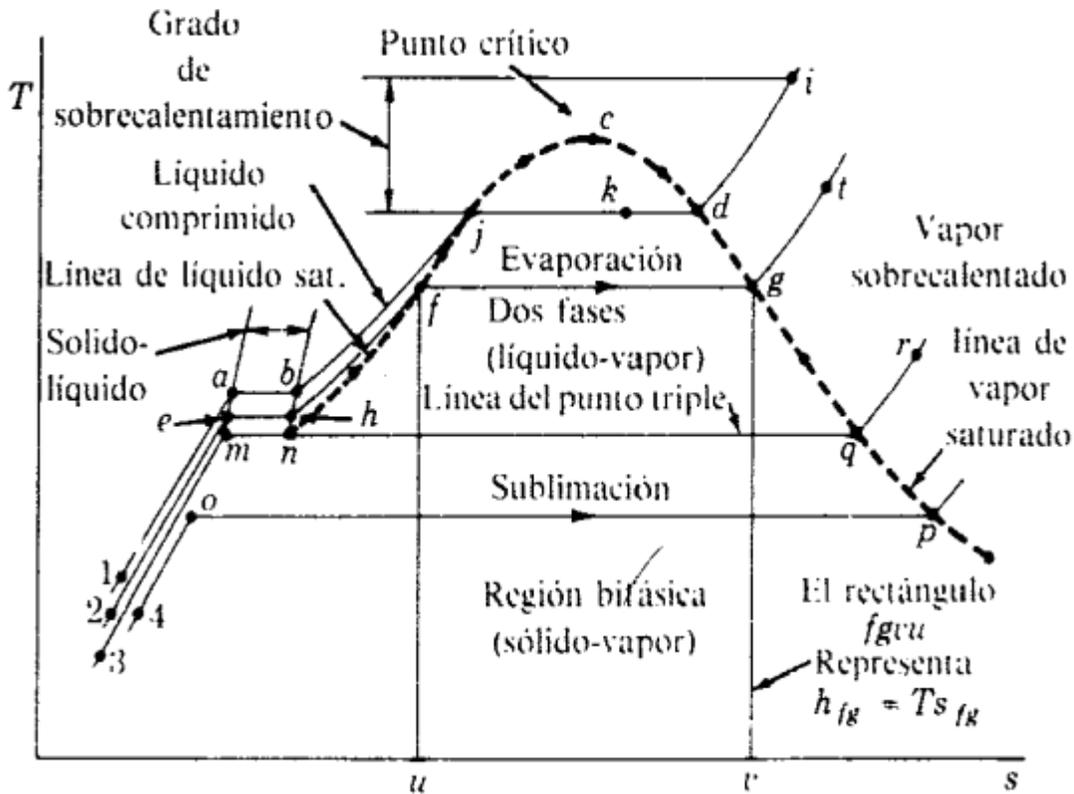


Fig.1.1. Diagrama T-s para una sustancia típica hipotética. Corresponde a H₂O. Observe también en la figura 1.2 algunas líneas de saturación muy aproximadamente a escala.¹

En donde a el sólido está en su punto de fusión correspondiente a la presión P_1 , Y mientras se funde a esta presión, la mezcla bifásica de sólido y líquido permanece a temperatura constante.

Como es usual, se supone que el calentamiento se efectúa lo bastante lentamente para que la sustancia pase por estados de equilibrio consecutivos. La cantidad de

¹ Fuente termodinámica 6ª edición Faires/Simmang página 88

calor necesaria para transformar el sólido a líquido –o viceversa, para solidificar el líquido- se denomina calor de fusión, por definición, a presión constante.

Es también la entalpia de fusión h_{if} , donde el subíndice i indica fase sólida (no tiene relación con su uso en la figura 1.1) y el subíndice f se emplea para indicar la fase líquida. Observe que la fusión ab (o la solidificación ba) ocurre mientras la temperatura y la presión permanecen constantes; para los estados ubicados a lo largo de ab , se tiene que tales magnitudes no son variables independientes; cuando una se fija, lo mismo sucede con la otra. Entre a y b , parte de la sustancia es sólida y parte líquida, y la cantidad de sólido disminuye en el sentido de a a b . En seguida a medida que el calor fluye, el líquido se calienta a $p = C$ a lo largo de bj . En j el líquido ha llegado a su punto de ebullición correspondiente a la presión P_1 . La temperatura en j (a lo largo de jd) se llama temperatura de saturación para la presión especificada; la presión a esta temperatura de ebullición se denomina presión de saturación. Tratándose de materiales que no sean amorfos, existe siempre una cierta temperatura a la cual ocurre la ebullición para una presión dada, y como el punto de fusión, el punto de ebullición es distinto para diferentes presiones. Por ejemplo, el agua hierve a 100°C (212°F) a la presión de 1 atm, y a 164.34°C (327.82°F), a la presión de 7 $\text{kgf/cm}^2\text{abs}$. (100 $\text{lbUplg}^2\text{abs}$. O psia). Para amoníaco a 1.05 $\text{kgf/cm}^2\text{abs}$. (15 psia), la temperatura de saturación correspondiente es -39.94°C (-27.29°F); a 13.36°C (56.05°F), la presión de saturación correspondiente es de 7 $\text{kgf/cm}^2\text{abs}$. (100 psia). El proceso de ebullición jd se conoce como vaporización; en el sentido contrario, dj , recibe el nombre de condensación. La sustancia en el estado j es enteramente un líquido saturado con una entalpia h_f que se puede hallar en tablas; después de que todo el líquido se ha vaporizado y está aún a la misma temperatura en d , es vapor saturado, con entalpia h_g . Entre j y d , parte es líquido y parte vapor, y la cantidad de líquido disminuye en el sentido de j a d . Advertamos en principio que el líquido en la mezcla en equilibrio en cualquier punto sobre jd , como en k , es líquido saturado, y el vapor mezclada con él es vapor saturado (o sea, es una mezcla heterogénea, en vez de homogénea). Pero cuando se dice sin más calificación que el líquido es líquido saturado o que el vapor es vapor saturado, significa generalmente que 100% del fluido está compuesto de líquido o de vapor saturados, según el caso. Si el contexto no aclara que se trata únicamente de vapor saturado, puede

especificarse que se tiene vapor saturado y seco, lo que significa concretamente que no hay ningún líquido presente. Cuando el sistema no está por entero en una fase o en la otra, hay que especificar su calidad x , que es la fracción (o porcentaje) en masa que es vapor, o bien, la humedad y , que es la fracción (o porcentaje) en masa que es el líquido. Una mezcla de 1 kg con una calidad de 75% contiene 0.25 kg de líquido y 0.75 kg de vapor. El calor para convertir un líquido saturado en un vapor saturado, o viceversa, recibe el nombre de entalpia

(o calor latente) de vaporización, h_{fg} (los subíndices f y g son de uso normal, y su relación con los puntos f y g es sólo incidental y la figura 1.1), por definición, a presión constante. Se denomina latente en vez de sensible debido a que un termómetro no detecta ningún cambio. Una vez que toda la sustancia está en la fase de vapor saturado como en d , la adición de más calor resulta en el estado de vapor sobrecalentado. Si la elevación de temperatura se lleva más adelante, la sustancia puede convertirse en una diferente debido a la disociación de las moléculas. Suponga que el estado de la sustancia está representado por i , figura 1.1; la diferencia entre la temperatura T_i y la temperatura de saturación correspondiente a $P_i = P_1$ se llama sobrecalentamiento ($= T_i - T_a$). Observemos la forma de esta curva de presión constante 1-abjdi.

Si el mismo experimento se realiza a otra presión menor P_2 se obtendrá una curva a presión constante 2-ehfgt, y la fusión corresponderá a eh, la vaporización a fg y el sobrecalentamiento a gt. El estado f es uno de líquido saturado, y el estado g es de vapor saturado.

Experimentos semejantes se podrían realizar para un número indefinido de presiones considerando presiones y temperaturas de saturación, y luego las entropías correspondientes se calcularían de modo que podrían localizarse muchos estados de saturación como n , g , j , y d , h , q , trazando curvas alisadas. La curva $nfjc$ se conoce como línea de líquido saturado y es el lugar geométrico de todos los estados de líquido saturado; la curva $cdgqp$ se denomina línea de vapor saturado.

Cuando el experimento se realiza a presiones más y más bajas, una presión como P_3 , a la cual –a medida que entra calor– la sustancia se funde, como es usual, según

mn; pero después de que toda se convierte en líquido y se suministra más calor, la temperatura no cambia.

En vez de que el líquido se caliente más, como lo hizo según bj, comienza vaporizarse, y prosigue en esta forma sin que varíe la temperatura hasta alcanzar el estado de vapor saturado en q. De hecho, si un sistema en equilibrio se logra a esta presión y esta temperatura con una mezcla de algo de sólido, algo de líquido y algo de vapor, estas tres fases coexisten constantemente y pueden continuar haciéndolo así mientras P_3 y t_{mnq} no varíen. Por esta razón, a esta línea mnq se le llama del punto triple (la explicación de este punto puede verse en la figura 1.6). Algunos ejemplos de estados en el punto triple son: $H_2O, p = 0.00620 \text{ kgf/cm}^2 \text{ abs. (0.08865 psia)}$, $t = 0.01 \text{ }^\circ\text{C (32.018}^\circ\text{F)}$ (por acuerdo internacional este es el punto básico de la escala de temperatura); amoníaco $NH_3, P = 0.06 \text{ kgf/cm}^2 \text{ abs. (0.88 psia)}$, $t = -77.7^\circ\text{C (-107.86}^\circ\text{F)}$; nitrógeno $N_2, 0.076 \text{ kgf/cm}^2 \text{ abs. (1.086 psia)}$, $63.4 \text{ K (114.1}^\circ\text{R)}$; dióxido de carbono $CO_2, 5.1 \text{ atm, -56.6}^\circ\text{C}$. Lo anterior equivale a decir por ejemplo, que el NH_3 líquido no existirá en estado de equilibrio estable a $< 0.66 \text{ kgf/cm}^2 \text{ abs (0.88 psia)}$.

Si el experimento anterior se continúa a presión reducida a un valor poco menor que el del punto triple, como P_4 (fig. 1.1), el sólido se sublima, proceso que recibe el nombre de sublimación, y que es el fenómeno de cambio de fase de sólido a vapor.

El calor necesario para variar el estado de sólido saturado en o a vapor saturado en p es la entalpia (o calor) de sublimación h_{ig} . Observemos, al final del párrafo anterior que puesto que la presión del punto triple de CO_2 es 5.1 atm, se sublimará a 1 atm (lo que sucede con el llamado hielo seco).

Suponiendo que la figura 1.1 es cualitativamente razonable, se observa que el calor latente ($Q = \Delta h$) de vaporización h_{fg} disminuye a medida que la presión aumenta (el área bajo jd es menor que el área bajo gh). Por consiguiente, podría esperarse que realizando el experimento a presiones cada vez más altas se hallaría una a la que la entalpia de vaporización es cero.

En este punto e, se encuentran las curvas de líquido y de vapor, y un vapor resulta indistinguible de su líquido. Este punto se denomina punto crítico y las propiedades correspondientes se califican similarmente: temperatura crítica T_c presión crítica P_c volumen crítico V_c y es un importante estado termodinámico.

Se puede concluir correctamente que en un estado donde la temperatura es mayor que la temperatura crítica, nada de la sustancia puede ser líquida.

Es interesante observar que un gas puede ser más denso que su líquido. Por ejemplo, el nitrógeno gaseoso a 15000 atm tiene un valor de $\rho = 0.1301 \text{ g/cm}^3$; la densidad de su líquido normal es 0.071 g/cm^3 , y la de su sólido, 0.081 g/cm^3 .

1.8.4 Comparación de las líneas de líquido y de vapor

Las líneas de líquido y de vapor saturados, trazadas para una unidad de masa (por ejemplo, 1 kg), se muestran para varias sustancias en la figura 1.2. Observemos la variabilidad del calor latente de vaporización, proporcional a la distancia entre las líneas de líquido y de vapor a una temperatura particular. El dióxido de azufre, el dióxido de carbono, el amoníaco y el freón 12 son refrigerantes (el H_2O se utiliza también como refrigerante). El mercurio (Hg) se puede emplear como operante en turbinas de vapor.

No todas las curvas de vapor saturado se inclinan hacia abajo y a la derecha. Algunas presentan doble curvatura, por ejemplo, en el benceno; y varias curvas tienen inclinación hacia abajo y hacia la izquierda, por ejemplo, la curva de vapor saturado del ácido acético, figura 1.3. Si una sustancia con esta característica experimenta una expansión isentrópica se vuelve altamente sobrecalentada, en tanto que otras sustancias se convertirán en menos sobrecalentadas.

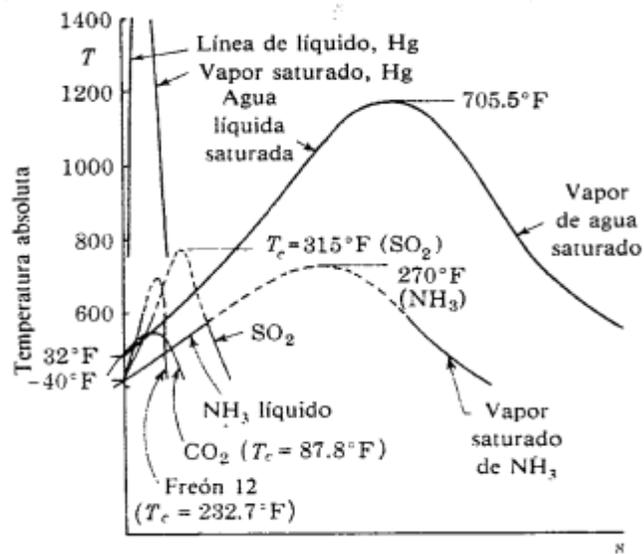


Fig. 1.2 Diversos fluidos en el plano T-s. Todas las curvas se han graficado a la misma escala.²

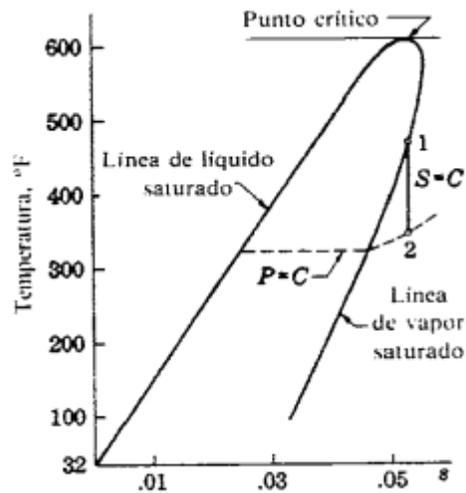


Fig. 1.3. Línea de saturación del ácido acético.³

² Fuente termodinámica 6ª edición Faires/Simmang página 91

³ Fuente termodinámica 6ª edición Faires/Simmang página 91

1.8.5 Superficies termodinámicas

Como se recordará, una superficie se define por una función como $z = z(x, y)$, que relaciona las coordenadas. Puesto que las propiedades son un equivalente matemático de las coordenadas, se pueden utilizar cualesquiera tres propiedades si es posible hallar una función apropiada. La ecuación de la superficie de un gas ideal es $pv = RT$. Además, si abundan las propiedades de equilibrio de una cierta sustancia, tres cualesquiera de ellas, como p , v y T , o bien u , s y p , pueden emplearse como coordenadas para obtener una superficie termodinámica en el espacio, como se indica en las figuras 1.4 y 1.5.

El punto c es el punto crítico; mck en la figura 1.5 es la isobara crítica; y qcr en la figura 1.4 es la isoterma crítica. En la figura 1.4, las líneas $T = C$ y $p = C$ en la región bifásica son rectas paralelas al eje $v = C$; $abndef$ es una isobara, y $ghij$ es una isoterma.

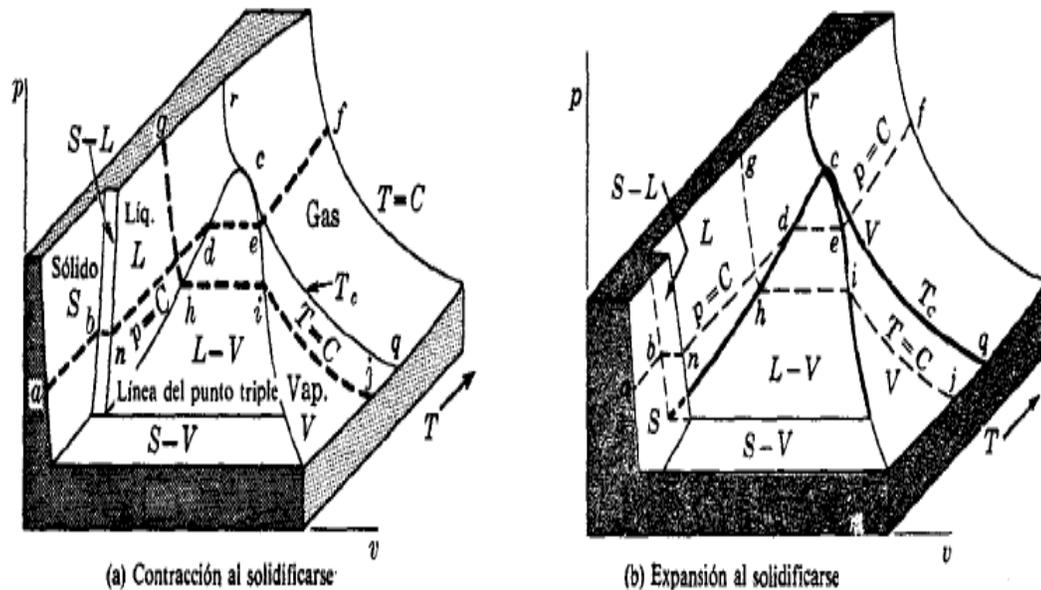


Fig. 1.4. Superficies termodinámicas en las coordenadas p - v - T . Se presentan simplificadas. Tales superficies se pueden representar gráficamente hasta el límite del conocimiento de las propiedades de equilibrio de una sustancia particular, y un punto en la superficie representa un estado de equilibrio interiormente estable. Otras sustancias además del agua que se expanden al solidificarse, son el bismuto, el antimonio y el galio, figura (b). Símbolos S = sólido, L = líquido, V = vapor.⁴

⁴ Fuente termodinámica 6ª edición Faires/Simmang página 92

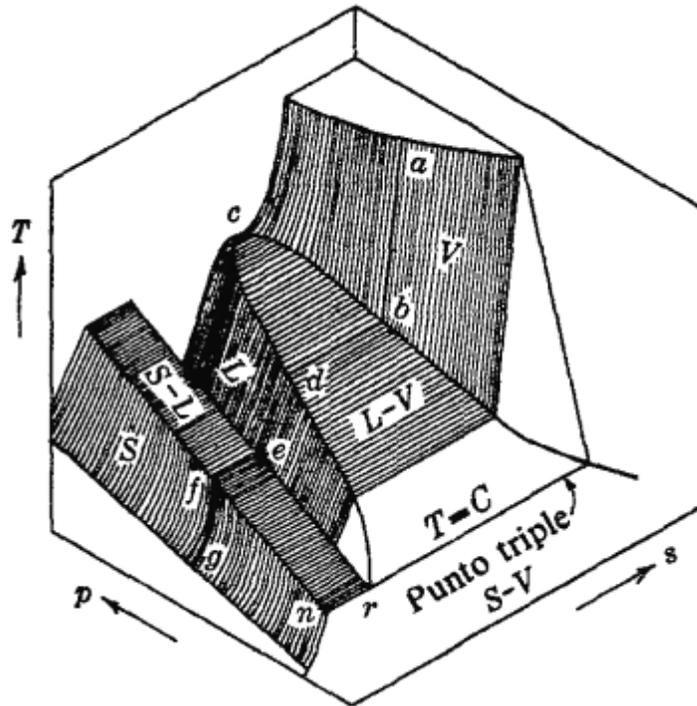


Fig. 1.5. Superficie termodinámica en coordenadas T-p-s. La sustancia se contrae al ser solidificada. Imagine esta superficie proyectada sobre el plano Ts y compare lo anterior con los croquis trazados antes en planos Ts.⁵

1.8.6 Diagramas de las fases

Debido a que h_i , en la figura 1.4 son paralelas al eje v , una proyección sobre el plano Pt de las curvas de líquido y de vapor saturados, $hdcei$, aparecerá como una línea única BrzC en la figura 1.6, línea que se llama frontera de fase. Todas las fronteras de fase están caracterizadas por la entalpia de transformación (calor latente).

⁵ Fuente termodinámica 6ª edición Faires/Simmang página 92

Observe que la línea del punto triple se proyecta según un punto B, figura 1.6. A temperaturas y presiones inferiores a las de B, el sólido se sublima y la frontera de fase es la curva AmB. La mayor parte de las sustancias se contraen al solidificarse, por lo cual, la frontera entre las regiones líquida y sólida es similar a BuD en la figura 1.6. Afortunadamente, el agua se expande al solidificarse (o congelarse) con una frontera de fase tal como BtG, figura 1.6. Una isobara es iKz; son isotermas las líneas krK, hji.

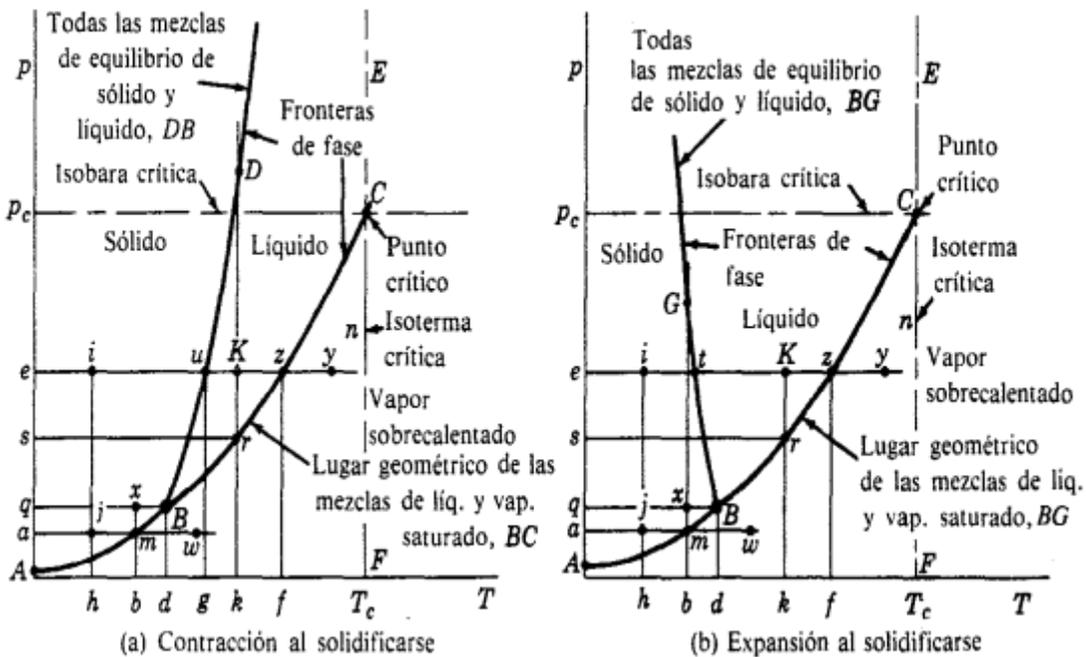


Fig. 1.6. Diagramas de fase para un sistema de un solo componente. Las líneas se definen a partir de valores experimentales para una sustancia particular; las curvas mostradas indican tendencias típicas. Por ejemplo, P_s es la presión de saturación correspondiente a la temperatura de saturación T_k . La porción AB es el lugar geométrico de las mezclas de equilibrio correspondientes a sólido y vapor.⁶

Dado un sólido en el estado i, se le suministra calor a presión constante; su temperatura asciende a medida que se calienta hasta que se alcanza la frontera defase S-L en u (o en t); la temperatura permanece constante durante la fusión, pero

⁶ Fuente termodinámica 6ª edición Faires/Simmang página 93

cuando todo se convierte en líquido, más calor eleva la temperatura desde u hasta z (o desde t hasta z), donde comienza la vaporización. De nuevo, el punto Z en este plano no cambia mientras exista una mezcla bifásica en equilibrio. Cuando todo el líquido se ha vaporizado, la adición de más calor sobrecalienta al vapor, por ejemplo, hasta el estado y .

En el punto triple B , habiendo partido desde un sólido en x con $P = C$, pueden existir tres fases simultáneamente; el sobrecalentamiento BH no ocurre en una mezcla en equilibrio hasta que sólo quede vapor saturado en B . Un sólido en el estado j a una presión aún menor, nunca pasa por la fase líquida; en m se inicia la sublimación, después de que todo el sólido se ha vaporizado (en equilibrio) puede suceder entonces sobrecalentamiento, por ejemplo, según mw . La curva AB es el lugar geométrico de todos los estados de equilibrio de mezclas sólido-vapor. Si se tiene una mezcla de fases a $P_q = P_B$ y $T_d = T_B$, y la presión disminuye a $P_a = P_m$, la fase líquida habrá desaparecido después de que la mezcla llegue de nuevo a una condición de equilibrio. En forma semejante, coexistiendo las tres fases en B , si la presión se incrementa hasta $P_s = P_r$, la fase sólida desaparecerá en el equilibrio interno; la energía total almacenada se supone que permanece constante.

Todos los puntos entre las fronteras de fase BC y BD (o BG), como el K , corresponderán un líquido, comprimido o sub-enfriado. En el estado K , figura 1.6, se trata de un líquido comprimido, porque $P_e = P_K$ es mayor que la presión de saturación $P_r = P_s$ a la temperatura $T_K = T_k$; se designa como líquido sub-enfriado debido a que $T_k < T_z$ es la temperatura de saturación a la presión P_e . Se puede hacer que un líquido se vaporice (o hierva) disminuyendo su presión. Supongamos que la sustancia es enteramente líquido saturado en el estado z (éste será el caso de una mezcla de líquido y vapor) y la presión se reduce a $P_s = P_r$; entonces, a fin de que la sustancia logre equilibrio interno sin cambio en la energía almacenada, parte del líquido debe vaporizarse hasta que la temperatura de la mezcla sea $T_k = T_r$. Si en z la sustancia es vapor saturado, una disminución de la presión manteniendo constante la energía almacenada originará un estado de vapor sobrecalentado.

1.8.7 Regla de las fases

Considerando la famosa regla de las fases de Willard Gibbs con respecto a una sustancia pura como la analizada antes, que constituye un sistema de un solo componente, se observa que en el punto triple ninguna propiedad intensiva puede ser cambiada sin la desaparición de por lo menos una fase; no existen propiedades independientes. Por esta razón, un sistema en un estado de punto triple se dice que no tiene grados de libertad y que es in variante.

En otros puntos en las fronteras de las fases de un sistema bifásico de un componente tanto la temperatura como la presión pueden ser variadas y aun existirían las dos fases.

Tal sistema tiene un grado de libertad y se dice que es univariante. En el caso de un gas o vapor sobrecalentado, dos propiedades intensivas, P y T pueden ser variadas sin un cambio de fase. Este tipo de sistema tiene dos grados de libertad y es divariante.

Si la sustancia consta de más de un componente, como el aire, entonces habrá más grados de libertad debido a que las condiciones de equilibrio estarán también relacionadas con la composición. Pero no insistiremos más en esto por ahora. La regla de las fases de Gibbs es:

$$\emptyset + F = C + 2$$

Donde \emptyset es el número de fases que pueden coexistir en equilibrio, F es el número de grados de libertad y C el número de componentes que intervienen. La ecuación tiene su mayor utilidad al considerar sistemas de multicomponentes. Aplicada al punto triple descrito antes, se tiene que C = 1 componente y $\emptyset = 3$ fases; luego entonces $F = C + 2 - \emptyset = 1 + 2 - 3 = 0$, por lo que no hay grados de libertad, como se había expresado anteriormente.

En forma significativa, la regla de Gibbs expresa que no pueden coexistir más de tres fases de un solo componente, aunque es posible que una sustancia exista en más de tres fases.

Consideremos la vaporización de una cantidad dm de líquido; la función de Gibbs del líquido disminuye en una porción G_{lg} y la función de Gibbs del vapor se incrementa en la cantidad G_{vg} ; el cambio dG es:

$$dG = dm (G_g - G_f) = dm (h_g - TS_g - h_f + TS_f) = dm(h_{fg} - TS_{fg})$$

Donde $G = h - Ts$, otra propiedad, se llama función de Gibbs.

Puesto que TS_{fg} es igual a h_{fg} , la suma de los datos dentro del paréntesis es igual a cero y el cambio ΔG también es igual a cero. Por consiguiente, la mezcla de vapor saturado y de líquido se encuentra en un estado de equilibrio estable (interiormente). Se deduce que son iguales las funciones de Gibbs específicas para líquido y para vapor saturados. Por un razonamiento semejante se halla que en el punto triple $G_{sólido} = G_{líquido} = G_{vapor}$.

Desde luego, podríamos haber dicho que la condición de equilibrio exigía que $dG = 0$, con las mismas conclusiones.

1.9 PRIMERA LEY DE LA TERMODINAMICA

Se han realizado muchos experimentos en el transcurso de los años en los que se llevó a cabo la medición del trabajo y el calor. Siempre que las mediciones fueron realizadas en forma cíclica (en primero y principalmente por Joule), se halló que el calor neto en el sistema era igual al trabajo neto.

En la forma de la ecuación se generaliza como sigue:

$$Q_{entr.} + W_{entr.} = Q_{sal.} + W_{sal.} \text{ o bien, } Q_{entr.} - Q_{sal.} + \Sigma Q = W_{sal.} - W_{entr.} = \Sigma W$$

Con base en la primera ley. Parafraseando los primeros enunciados de este principio, se puede decir que cuando un sistema pasa por un cambio cíclico, el calor neto que entra o sale del sistema es igual al trabajo neto que efectúa o admite el mismo. En forma simbólica, se expresa

$$\Sigma Q = 0 \text{ y } \Sigma W = 0$$

Donde el pequeño círculo del signo integral significa que la integración (suma) se realiza por entero alrededor del ciclo (siguiendo una trayectoria cerrada), simbolismo que a menudo será conveniente. Por lo tanto,

$$\oint dQ = \oint dW \text{ o bien, } \oint dQ - \oint dW = 0, \text{ es decir } \oint (dQ - dW) = 0$$

* La mayor parte de las leyes físicas proviene de observaciones de sucesos que ocurren repetitivamente. A diferencia de los teoremas, corolarios y postulados, las leyes físicas pueden ser expuestas pero no demostradas en el. Sentido matemático. La primera ley de la termodinámica queda en esta categoría.⁷

Una expresión matemática del concepto primitivo de la primera ley, donde, desde luego, el calor y el trabajo se deben expresar en las mismas unidades de energía, y los signos se establecen de acuerdo con la convención definida anteriormente. Puesto que conviene ampliar el enunciado para que comprenda todas las formas de energía, se puede considerar que el principio de conservación de la energía implica a la primera ley tradicional, y se puede expresar en la manera siguiente: una forma de energía puede convertirse en cualquiera otra.

1.9.1 Energía interna-consecuencia de la primera ley

Ya se ha descrito la energía interna como una consecuencia del estado molecular de un sistema dado de un fluido. Ahora bien, una vez aceptada la primera ley, demostraremos que como una consecuencia de ella existe la energía interna y es una propiedad.

⁷ Citado termodinámica 6ª edición Faires/Simmang página 80

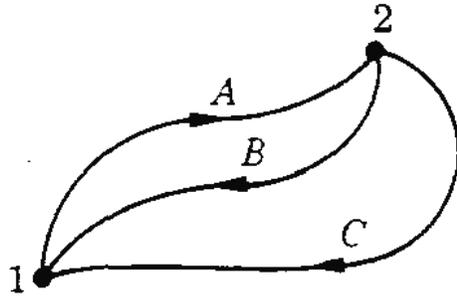


Fig. 1.7 Sistema que pasa por un proceso cíclico.⁸

Consideremos que un sistema cerrado cambia según un cierto proceso A desde el estado 1 hasta el estado 2, y por otro proceso B desde el estado 2 hasta el estado 1; ver figura 1.7. Luego entonces, de acuerdo con la ecuación (a) se puede escribir.

$$\oint_{1A2B1} (dQ - dW) = \int_{1A2} (dQ - dW) + \int_{2B1} (dQ - dW) = 0$$

Ahora bien, sea el proceso C un medio diferente por el cual el sistema puede cambiar desde el estado 2 hasta el estado 1. Para el cambio cíclico 1A2C1 se puede escribir también

$$\oint_{1A2C1} (dQ - dW) = \int_{1A2} (dQ - dW) + \int_{2C1} (dQ - dW) = 0$$

Combinando estas dos ecuaciones y simplificando los resultados en

$$\int_{2B1} (dQ - dW) = \int_{2C1} (dQ - dW)$$

Concluiremos que cuando cambia un sistema de un estado a otro, el valor de la integral $\int (dQ - dW)$ es independiente del proceso implicado y depende sólo de los estados extremos, por lo tanto, se deduce que esta integral tiene las características

⁸ Fuente termodinámica 6ª edición Faires/Simmang página 107

de una propiedad. Puesto que las dos cantidades que se consideran (dQ y dW) son ambas magnitudes de energía, llamaremos a esta integral energía interna en general y se la designará por el símbolo E . Se deduce que

$$E_2 - E_1 = \int_1^2 (dQ - dW) = Q - W$$

Donde Q y W son el calor neto y el trabajo neto que corresponden al sistema cuando experimenta un cambio de estado entre 1 y 2.

En forma diferencial se tiene

$$dE = dQ - dW \text{ o bien } dQ = dW + dE$$

Un ejemplo aplicado al banco sería:

Un sistema cerrado pasa por un cambio de estado para el cual el calor es $Q = 100\text{J}$, y el trabajo $W = -25\text{ J}$. Hallar ΔE .

Solución.

$$\begin{aligned}\Delta E &= Q - W \\ &= 100 - (-25) \\ &= 125\text{ J}.\end{aligned}$$

1.9.2 Relación entre e, u

Consideremos un sistema cerrado que consiste en una sustancia pura en la que no intervienen acciones debidas a electricidad, magnetismo, capilaridad, gravedad y movimiento.

Con base en esta masa total, se asignará un valor a su energía interna y la designaremos por U , la energía interna térmica, que es determinada por dos propiedades independientes.

Si repentinamente la sustancia se pone en movimiento dentro de las fronteras cerradas, y en forma simultánea se somete a la acción de un campo gravitacional, la

energía interna incluirá ahora estos efectos energéticos y se le asignará el símbolo E, de modo que

$$E = U + P + K$$

Considerando un sistema con la unidad de masa, lo anterior queda

$$e = u + P + K$$

En ausencia de gravedad y movimiento

$$E = U$$

1.9.3 Entalpia

Una combinación de propiedades se puede usar para definir otra propiedad, pero sólo unas cuantas combinaciones serían útiles. Quizá la de mayor utilidad es la propiedad denominada entalpia o entalpía, y se define por

$$h \equiv u + pv \quad Y \quad H = mh \equiv U + pV$$

Puesto que todos los términos están en las mismas unidades, la conversión usual se aplica a pv , Pv . Por ejemplo, para p en kgf/m^2 y V en m^3 , se emplea $J = 427 \text{ kgf}\cdot\text{m}/\text{kcal}$, como en pv / J y Pv / J , a fin de obtener kcal . La entalpia tiene unidades de energía, pero no es una forma de energía. En diversos modos de expresión el cambio de entalpia está dado por:

$$dh = du + d(pv)$$
$$\Delta h = \Delta u + \Delta(pv) \quad \text{o bien,} \quad h_2 - h_1 = u_2 - u_1 = p_2 v_2 - p_1 v_1$$

Para el caso de una masa unitaria, y lo anterior se aplica a cualquier sustancia. Como la energía interna u , la entalpia se mide a partir de un valor de referencia conveniente.

CAPITULO II

2.1 INTRODUCCIÓN

En este capítulo especificaremos leyes sobre el comportamiento de la materia expuesta a diferentes variantes, de igual manera explicaremos ciertos procesos que sufren gases y fluidos al exponerlos a diferentes temperaturas o volúmenes, esta información es muy importante y básica en este estudio ya que sabremos cómo se comportan las diferentes sustancias a examinar, así podremos entender de mejor manera como trabaja el banco de pruebas.

A continuación se detallara algunos principios y procesos de termodinámica básica, así como sus definiciones que nos serán muy útiles para desarrollar el trabajo.

2.2 PRESIÓN – VOLUMEN

2.2.1 Definiciones de presión y volumen

Presión es una fuerza aplicada sobre un área de manera perpendicular. Es una propiedad extensiva, es decir depende de la cantidad de masa de una manera proporcional. Mientras mayor es la masa, mayor la presión.

$$P = \frac{F}{A}; \left[\frac{N}{m^2} \right] = [Pa]$$

Tabla 2.1 unidades de presión.⁹

Unidades de presión y sus factores de conversión							
	Pascal	Bar	N/mm ²	kp/m ²	kp/cm ²	atm	Torr
1 Pa (N/m ²)=	1	10 ⁻⁵	10 ⁻⁶	0,102	0,102×10 ⁻⁴	0,987×10 ⁻⁵	0,0075
1 bar (10N/cm ²) =	10 ⁵	1	0,1	10200	1,02	0,987	750

⁹ Fuente: <http://es.wikipedia.org/wiki/Presi%C3%B3n>

1 N/mm² =	10 ⁶	10	1	1,02×10 ⁵	10,2	9,87	7500
1 kp/m² =	9,81	9,81×10 ⁻⁵	9,81×10 ⁻⁶	1	10 ⁻⁴	0,968×10 ⁻⁴	0,0736
1 kp/cm² =	9,81×10 ⁴	0,981	0,0981	10000	1	0,968	736
1 atm (760 Torr) =	101325	1,01325	0,1013	10330	1,033	1	760
1 Torr (mmHg) =	133,32	0,0013332	1,3332×10 ⁻⁴	13,6	1,36×10 ⁻³	1,32×10 ⁻³	1

Volumen es el espacio físico ocupado por un cuerpo. Al igual que la presión es una propiedad física extensiva, es decir depende de la materia. La unidad más utilizada para representar al volumen es el litro [l]

2.3 LEY DE BOYLE

Se conoce como ley de Boyle a la relación entre el volumen y la presión de una masa determinada (gas) mantenida a una temperatura constante.

$$PV = k$$

Donde k es constante si la temperatura y la masa del gas permanecen constantes

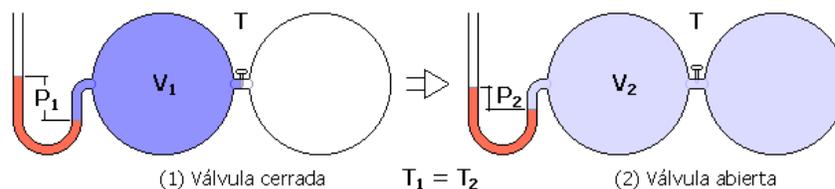


Figura 2.1 manómetros diferenciales ¹⁰

¹⁰ Fuente: http://es.wikipedia.org/wiki/Ley_de_Boyle-Mariotte

Cuando aumenta la presión, el volumen disminuye, mientras que si la presión disminuye el volumen aumenta.

En el transcurso de sus experimentos con aire, Robert Boyle, encontró la siguiente relación entre la presión y el volumen: Si la temperatura de una cantidad dada de gas se mantiene constante, el volumen de éste varía en razón inversa a la presión absoluta durante un cambio de estado cuasi estático.¹¹

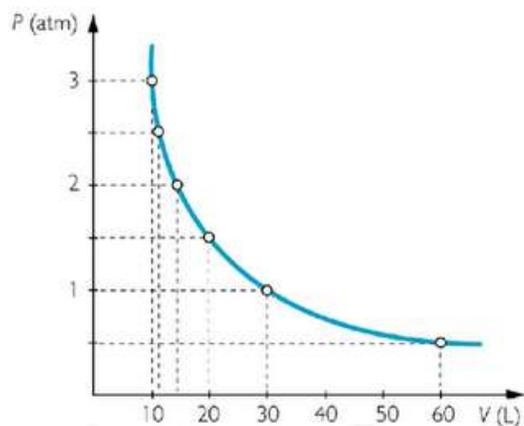


Figura 2.2. Esquema representativo de la Ley de Boyle, Cuando aumenta la presión, el volumen disminuye, mientras que si la presión disminuye el volumen aumenta ¹²

Podremos sustentarnos con este estudio para el cálculo de presiones según los volúmenes utilizados en las cajas de control del banco de pruebas, la ley de Boyle es uno de los principios en los que se basara trabajo, ya que muestra la relación entre presión y volumen, manteniendo siempre la misma temperatura.

2.4 LEY DE JOULE

Gracias a la ley de Joule se puede determinar cuánto calor es capaz de producir una resistencia, esta cantidad de calor siempre dependerá de tres valores importantes como son: la intensidad de la corriente que por ella circule, la resistencia eléctrica y el tiempo que se la mantenga conectada.

¹¹ Fuente Termodinámica 6ª edición Faires/Simmang pág. 148

¹² Fuente: <http://amolacienciaclcg.blogspot.com/2011/07/ley-de-boyle.html>

La resistencia es el componente que transforma la energía eléctrica en energía calorífica, por ejemplo una estufa eléctrica o como en el banco, una plancha eléctrica.

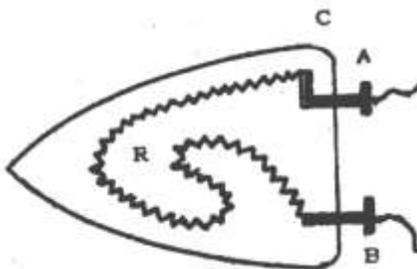


Figura 2.3 En una plancha la resistencia “**R**” va colocada entre placas aisladas, estas placas se calientan y nos dan el calor que sentimos; ahora las planchas se construyen con termostatos “**C**”, cuya función es la de interrumpir automáticamente el circuito cuando la plancha se calienta más de lo deseado ¹³

La ley de Joule se expresa de la siguiente forma:

$$Q = I^2 \cdot R \cdot t$$

Donde:

Q: Cantidad de calor

I: Intensidad que circula por la resistencia

R: Resistencia

t: Tiempo de conexión (segundos)

¹³ Fuente: <http://www.foroselectronica.es/f43/ayuda-resistencia-calefactora-6632.html>

2.4.1 Efecto Joule

Para un mejor entendimiento, a continuación se detalla una breve explicación sobre el efecto Joule y como se aplica en el banco de pruebas.

Se conoce como efecto Joule al fenómeno que transforma energía eléctrica en energía calórica. Esto se genera por el movimiento de los electrones en un cable es desordenado, esto provoca continuos choques entre ellos y como consecuencia un aumento de la temperatura en el propio cable.

Este proyecto se ha basado en el efecto Joule para generar la fuente de calor, utilizando una resistencia calorífica, así se expondrá los fluidos a analizar a temperaturas altas y poder determinar sus propiedades y comportamiento al exponerlos a temperaturas superiores a del ambiente.

2.5 CALORES ESPECÍFICOS DE UN GAS IDEAL

Es la energía que necesita una determinada cantidad de materia para elevar su temperatura en una unidad (grados centígrados^{°C})

$$Q = mc\Delta t$$

Donde:

Q : Calor

m : Masa del sistema

c : Calor especifico

Δt : Incremento de temperatura que experimenta el sistema

Para un gas ideal se definen dos capacidades caloríficas molares: a volumen constante (CV), y a presión constante (Cp).

• C_V : es la cantidad de calor que es necesario suministrar a un mol de gas ideal para elevar su temperatura un grado mediante un proceso Isocórico.

• C_p : es la cantidad de calor que es necesario suministrar a un mol de gas ideal para elevar su temperatura un grado mediante un proceso isobárico.

El calor específico es una propiedad intensiva de la materia, es decir que no depende de la masa, por lo que es representativo de cada materia.

A continuación, como información, en esta tabla podremos encontrar el calor específico de algunas sustancias.

Tabla 2.2 características de las sustancias¹⁴

Sustancia	Fase	C_p (másico) $Kj \cdot kg^{-1} \cdot ^\circ C^{-1}$	C_p (molar) $J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$	C_v (molar) $J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$	Capacidad calorífica volumétrica $J \text{ cm}^{-3} K^{-1}$
Agua	sólido (0 $^\circ C$)	2,114	38,09		1,938
Agua	gas (100 $^\circ C$)	2,080	37,47	28,03	
Agua	líquido (25 $^\circ C$)	4,1813	75,327	74,53	4,184
Aire	gas	1,012	29,19		
Aluminio	Sólido	0,897	24,2		2,422
Alúmina Al_2O_3	Sólido	0,160			
Amoniaco	Líquido	4,700	80,08		3,263
Antimonio	Sólido	0,207	25,2		1,386

¹⁴ Fuente:

<http://acer.forestales.upm.es/basicas/udfisica/asignaturas/fisica/termo1p/calor.html>

Sustancia	Fase	c_p (másico) $\text{Kj}\cdot\text{kg}^{-1}\cdot^\circ\text{C}^{-1}$	c_p (molar) $\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$	c_v (molar) $\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$	Capacidad calorífica volumétrica $\text{J cm}^{-3} \text{K}^{-1}$
Argón	Gas	0,5203	20,8	12,5	
Arsénico	Sólido	0,328	24,6		1,878
Berilio	Sólido	1,82	16,4		3,367
Carbón (Diamante)	Sólido	0,519			
Carbón (Grafito)	Sólido	0,711			
Cera de parafina	Sólido	2,5	900		2,325
Cobre	Sólido	0,385	24,47		3,45
Diamante	Sólido	0,5091	6,115		1,782

2.6 GAS IDEAL

Un gas ideal es un conjunto de átomos o moléculas que se mueven aleatoriamente y que no interactúan entre si y dejan describir su comportamiento por la ley de los gases ideales.

La ecuación de estado de un gas ideal clásico es la ley de los gases ideales

$$PV = nRT$$

2.7 PROCESOS EN LOS FLUIDOS

De toda la variedad de procesos termodinámicos de los fluidos, se presentara los que más se acoplen al trabajo.

2.7.1 Proceso Isotérmico

Se lo conoce cuando el sistema presenta un cambio de estado a temperatura constante, este cambio de estado es reversible, es decir, se podrá regresar el sistema al estado original.

En las pruebas se demostrara mucho este proceso, siempre que al sistema lo exponamos a cierta temperatura, siempre y cuando esta no varíe sea temperaturas superiores o inferiores al ambiente. Se escogerá con que temperatura trabajar gracias a la resistencia calorífica y al Peltier.

En el proceso de pruebas, se podrá controlar el volumen, la presión, y la temperatura de los fluidos a ser probados.

$$PV = cte$$

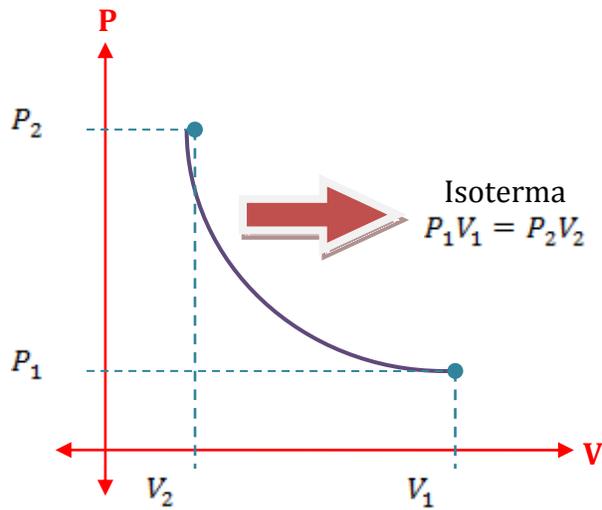


Fig. 2.4 proceso Isotérmico¹⁵

Como ejemplo práctico se tiene un gas encerrado en un cilindro con émbolo. El cilindro se encuentra en un termostato, que se encarga de mantener la temperatura constante.

¹⁵ Elaborado por Pablo Rossignoli/Daniel Izquierdo

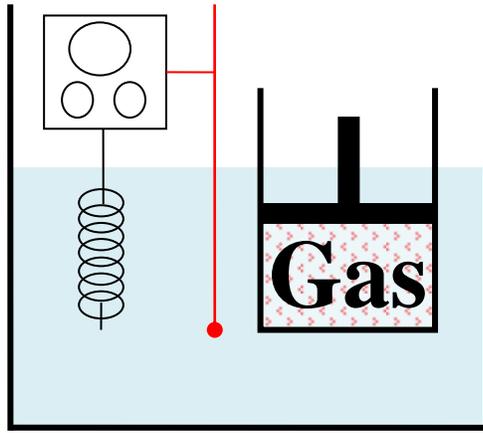


Fig.2.5 ejemplo de proceso Isotérmico.¹⁶

2.7.2 Proceso Isobárico

Si en el proceso termodinámico el sistema se encuentra a presión constante se lo conoce como proceso isobárico.

$$\frac{T}{V} = cte$$

Este proceso es fácil de aplicar y reconocer todo sistema sin variación de presión es un proceso isobárico ya que está afectado por la presión atmosférica.

En el estudio la presión del sistema es controlada por las llaves de los conductos. Y la presión de la bomba con su tanque de presión. Al manipular las válvulas se podrá

¹⁶ Elaborado por Pablo Rossignoli/Daniel Izquierdo

observar variaciones de presión por la liberación del fluido que se encuentra en las tuberías del banco.

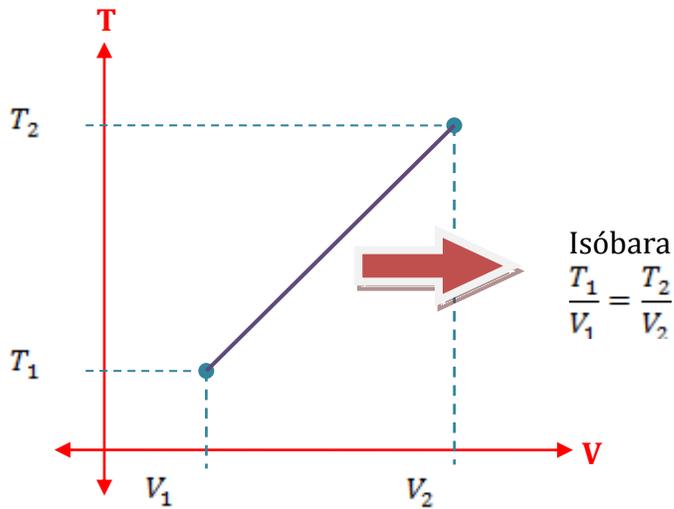


Fig.2.6 Proceso Isobárico.¹⁷

Un ejemplo de un proceso isobárico es la ebullición del agua en un recipiente abierto. Como el contenedor está abierto, el proceso se efectúa a presión atmosférica constante. En el punto de ebullición, la temperatura del agua no aumenta con la adición de calor, en lugar de esto, hay un cambio de fase de agua a vapor.

¹⁷ Elaborado por Pablo Rossignoli/Daniel Izquierdo

En otro ejemplo real de un proceso isobárico en un gas encerrado en un cilindro con émbolo. Durante todo el proceso, la presión que ejerce el gas sobre el émbolo es la misma presión que el émbolo ejerce sobre el gas (Presión atmosférica), y como ésta no cambia, la presión se mantiene constante.



Fig.2.7 ejemplo de proceso Isobárico.¹⁸

2.7.3 Proceso Isocórico

Conocido también como proceso Isométrico, en este proceso el sistema está expuesto a un volumen es constante.

$$\frac{T}{P} = cte$$

¹⁸ Elaborado por Pablo Rossignoli/Daniel Izquierdo

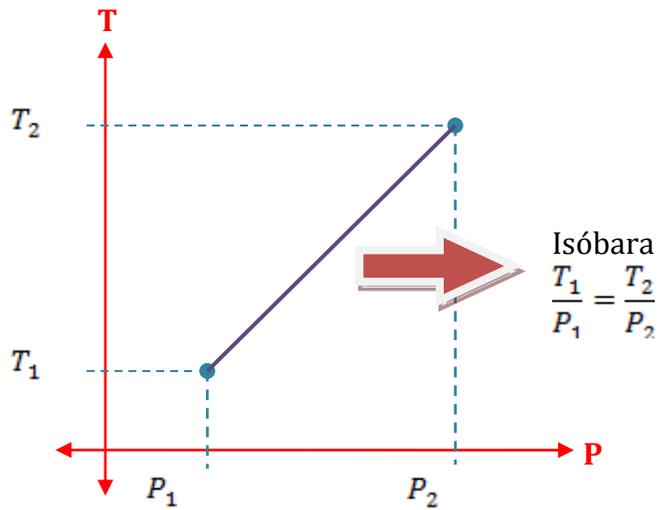


Fig.2.8 Proceso Isocórico.¹⁹

En el banco termodinámico podremos trabajar a volumen constante en las pruebas, y podremos exponerlo a diferentes temperaturas para analizar su comportamiento.

Como ejemplo de un proceso Isocórico, en un sistema aislado, que, por el mismo hecho de ser aislado, tiene límites reales que no le permiten expandirse.

¹⁹ Elaborado por Pablo Rossignoli/Daniel Izquierdo



Fig.2.9 ejemplo de proceso Isocórico.²⁰

Como conclusión al analizar estos tres procesos, se reconoce que en el banco de pruebas se podrá manipular el volumen, la presión y la temperatura del fluido al analizar en las cajas selladas que se controla tanto el enfriamiento del fluido como el calentador del fluido, por este motivo estos tres procesos son aplicables en el banco de pruebas.

De la combinación de estas tres leyes, se tiene que

$$PV = nRT$$

2.8 SUSTANCIA PURA

Una sustancia pura se ha definido como la que es homogénea e invariable en su composición química.

Una sustancia pura puede estar conformada por más de un elemento ya que lo que importante es su homogeneidad. El aire mientras permanezca en su estado gaseoso se considera sustancia pura

Por ejemplo: el hielo, una mezcla de hielo y agua líquida, y el vapor de agua son todas sustancias puras.

²⁰ Elaborado por Pablo Rossignoli/Daniel Izquierdo

El agua es el principal elemento a analizar en las pruebas.

2.9 PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS PURAS

2.9.1 Líquido comprimido

Un líquido comprimido es aquel cuya presión real es mayor que la presión de saturación correspondiente a su temperatura.

$$P > P_{sat}$$

En cambio un líquido subenfriado es aquel cuya temperatura es menor a la temperatura de saturación que corresponde a su presión.

$$T < T_{sat}$$

2.9.2 Líquido saturado

El líquido saturado es cuando está a punto de evaporarse, pero sigue totalmente en su estado como líquido nada de vapor ya que está a punto de crearse a partir del líquido saturado.

En el banco termodinámico el líquido saturado se va a encontrar en la caja donde se encuentra la resistencia calentadora.

2.9.3 Vapor saturado

Es el vapor que está a punto de condensarse, en esta fase del vapor si se quiere volver a líquido hay que aumentar la presión o disminuir la temperatura.

2.9.4 Vapor sobre calentado

Este vapor se encuentra a una temperatura mayor de la del vapor saturado, la sustancia se encuentra toda en vapor a una temperatura mayor que la temperatura de saturación para una presión determinada.

$$T > T_{sat}$$

2.9.5 Temperatura de saturación

La temperatura de saturación es cuando una sustancia comienza a cambiar de fase ya sea cambiando de líquido a vapor o de vapor a líquido, con una determinada presión que se llama presión de saturación.

En el banco termodinámico vamos a tener esto en la caja de la resistencia calentadora, cuando se encuentre encendido la resistencia calentadora el agua prácticamente va a comenzar a evaporarse y cuando la desconectemos va a volver a líquido ya que la temperatura va a disminuir.

2.9.6 Calidad

Es la cantidad de masa de vapor presente con respecto a la cantidad de masa total dentro del volumen de control.

$$Calidad = X = \frac{\text{masa de vapor}}{\text{masa total}} = \frac{v_{prom} - v_f}{v_{fg}} = \frac{v_{prom} - v_f}{v_g - v_f}$$

Donde:

v_{prom} es el volumen específico promedio.

v_f es el volumen específico del líquido.

v_g es el volumen específico del vapor.

CAPITULO III

ECUACION DE CAMBIO DE FASE

3.1. LEY DE CHARLES

3.1.1 Biografía de Jacques Alexandre César Charles

Jacques Alexandre César Charles, químico, físico y aeronauta francés, nació en Beaugency (Loiret) el 12 de noviembre de 1746 y falleció en París el 7 de abril de 1823, inventor, científico y matemático francés. Fue también profesor de física en el Conservatorio de Artes y Oficios de París.

Fue el primero en realizar un viaje en globo aerostático, el 27 de agosto de 1783. El 1 de diciembre de ese año, junto con Aine Roberts, logró elevarse hasta una altura de 1.000 metros. Inventó varios dispositivos, entre ellos un densímetro (también llamado hidrómetro), aparato que mide la gravedad específica de los líquidos.

Su descubrimiento más importante fue en realidad un redescubrimiento ya que en 1787 retomó un trabajo anterior de Montons y demostró que los gases se expandían de la misma manera al someterlos a un mismo incremento de temperatura y descubrió la Ley de Charles.

Alrededor de 1787 Jack Charles estudió por primera vez la relación entre el volumen y la temperatura de una muestra de gas a presión constante y observó que cuando

se aumentaba la temperatura el volumen del gas también aumentaba y que al enfriar el volumen disminuía.

El paso que avanzó Charles fue que midió con más o menos exactitud el grado de expansión observó que por cada grado centígrado de aumento de la temperatura el volumen del gas aumentaba 1/275 del que tenía a 0°C. Esto significaba que a una temperatura de -275 °C el volumen de un gas sería nulo y que no podía alcanzarse una temperatura más baja²¹.

La ley de Charles, es una de las leyes de los gases ideales. Relaciona el volumen y la temperatura de una cierta cantidad de gas ideal, mantenido a una presión constante, mediante una proporcionalidad directa. Al aumentar la temperatura el volumen del gas aumenta y al disminuir la temperatura el volumen disminuye. Esto se debe a que la temperatura está directamente relacionada con la energía cinética debida al movimiento de las moléculas del gas. Así que, para cierta cantidad de gas a una presión dada, a mayor velocidad de las moléculas mayor volumen del gas.

El volumen es directamente proporcional a la temperatura del gas:

Si la temperatura aumenta, el volumen del gas aumenta.

Si la temperatura del gas disminuye, el volumen disminuye.

Cuando aumentamos la temperatura del gas las moléculas se mueven con mayor rapidez y tardan menos tiempo en alcanzar las paredes del recipiente. Esto quiere decir que el número de choques por unidad de tiempo será mayor y se producirá un aumento de la presión en el interior del recipiente y aumentará el volumen.

Se tiene un cierto volumen de gas V_1 que se encuentra a una temperatura T_1 . Si se varía el volumen de un gas hasta obtener un nuevo valor que vendría a ser V_2 , entonces la temperatura cambiará a T_2 , y se cumplirá:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

²¹ Citado de <http://www.biografiasyvidas.com/biografia/c/charles.htm>

A continuación vamos a ver un ejemplo para entender mejor la fórmula que vimos anteriormente.

Un gas tiene un volumen de 2.5 L a 25 °C. ¿Cuál será su nuevo volumen si bajamos la temperatura a 10 °C?

En estos ejercicios siempre la escala es Kelvin.

Solución: Primero expresamos la temperatura en Kelvin

$$T_1 = (25 + 273) \text{ K} = 298 \text{ K}$$

$$T_2 = (10 + 273) \text{ K} = 283 \text{ K}$$

Ahora sustituimos los datos en la ecuación:

$$\frac{2.5 \text{ L}}{298 \text{ K}} = \frac{V_2}{283 \text{ K}}$$

Se despeja V_2 se obtendrá un valor para el nuevo volumen de 2.37 L.

3.1.2. Expresión algebraica

La ley de Charles es una de las leyes más importantes acerca del comportamiento de los gases, y ha sido usada en muchas aplicaciones diferentes, a continuación vamos a ver la fórmula:

$$\frac{V}{T} = k$$

Donde:

V es el volumen

T es la temperatura absoluta (es decir, medida en Kelvin)

k es la constante de proporcionalidad.

Además puede expresarse como:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Donde:

V1= Volumen inicial

T1= Temperatura inicial

V2= Volumen final

T2= Temperatura final

Despejando T1 se obtiene:

$$T_1 = \frac{V_1 \times T_2}{V_2}$$

Despejando T2 se obtiene:

$$T_2 = \frac{V_2 \times T_1}{V_1}$$

Despejando V1 es igual a:

$$V_1 = \frac{V_2 \times T_1}{T_2}$$

Despejando V2 se obtiene:

$$V_2 = \frac{V_1 \times T_2}{T_1}$$

3.1.3 Experimento

Un experimento que puede demostrar esta ley es el siguiente:

En el banco termodinámico llenamos de agua las cajas donde se encuentra en la parte inferior la resistencia calentadora y activamos el interruptor para encender el sistema de calentador, si tuviéramos un tapón en los dos extremos, el vapor de agua generaría presión sobre los tapones que saldrían expedidos y por ende la liberación del gas en su interior

3.2. LEY DE AVOGADRO

Avogadro, enunció que: volúmenes iguales de todos los gases ideales a presión y temperatura particulares contienen el mismo número de moléculas, siendo únicamente cierto sólo para un gas ideal.

El número de Avogadro es una constante N_A que representa el número de moléculas en un mol de cualquier sustancia, demostrando así una conclusión lógica. La masa molecular M es proporcional a la masa m de una molécula, o sea:

$$\frac{M_x}{M_y} = \frac{m_x}{m_y}$$

Tomando como X y Y cualquiera sustancia,

$$\frac{M_x}{m_x} = \frac{M_y}{m_y} = \frac{M}{m} = N_A = 0.60225 \times 10^{23} \text{ gmol}^{-1}$$

Retomando la ley de Avogadro, para dos gases cualesquiera X y Y, cuando cada uno está ocupando el mismo volumen a las mismas p y T , se puede escribir:

$$\frac{M_x}{M_y} = \frac{p_x}{p_y} = \frac{v_y}{v_x} \quad \text{o bien} \quad M_x v_x = M_y v_y = M_v$$

Siendo los gases ideales X y Y elegidos al azar, el producto Mv es el mismo para todos los gases y recibe el nombre de volumen molar $\tilde{v} = Mv$.

En caso de gases reales, los siguientes números indican como varían los volúmenes molares, todos considerados a $p = 1 \text{ atm}$ y $t = 0 \text{ }^\circ\text{C}$: H_2 , 10.17m^3 ; He , 10.16m^3 ; CO_2 , 10.09m^3 , amoníaco NH_3 , 10.01M^3 .

3.3. LEY DEL GAS IDEAL

La ley de los gases ideales es la ecuación de estado del gas ideal, un gas hipotético formado por partículas puntuales, sin atracción ni repulsión entre ellas y cuyos choques son perfectamente elásticos (conservación de momento y energía cinética). Los gases reales que más se aproximan al comportamiento del gas ideal son los gases monoatómicos en condiciones de baja presión y alta temperatura.

Empíricamente, se observan una serie de relaciones entre la temperatura, la presión y el volumen que dan lugar a la ley de los gases ideales, deducida por primera vez por Émile Clapeyron en 1834.

3.3.1 La ecuación de estado

La ecuación que describe normalmente la relación entre la presión, el volumen, la temperatura y la cantidad (en moles) de un gas ideal es:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Donde:

P= Presión absoluta

V= Volumen

n= Moles de Gas

R= Constante universal de los gases ideales

T= Temperatura absoluta

3.3.2 Teoría cinética molecular

Esta teoría fue desarrollada por Ludwig Boltzmann y Maxwell. Nos indica las propiedades de un gas ideal a nivel molecular.

- Todo gas ideal está formado por N pequeñas partículas puntuales (átomos o moléculas).
- Las moléculas gaseosas se mueven a altas velocidades, en forma recta y desordenada.
- Un gas ideal ejerce una presión continua sobre las paredes del recipiente que lo contiene, debido a los choques de las partículas con las paredes de este.
- Los choques moleculares son perfectamente elásticos. No hay pérdida de energía cinética.
- No se tienen en cuenta las interacciones de atracción y repulsión molecular.
- La energía cinética media de la translación de una molécula es directamente proporcional a la temperatura absoluta del gas.

En estas circunstancias, la ecuación de los gases se encuentra teóricamente:

$$PV = N_{KB} T$$

Donde κ_B es la constante de Boltzmann, donde N es el número de partículas.

3.3.3 Ecuación general de los gases ideales

Partiendo de la ecuación de estado:

$$P \times V = n \times R \times T$$

Se tiene que:

$$\frac{P \cdot V}{n \cdot T} = R$$

Donde R es la constante universal de los gases ideales, luego para dos estados del mismo gas, 1 y 2:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{n_1 \cdot T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{n_2 \cdot T_2} = R$$

Para una misma masa gaseosa (por tanto, el número de moles «n» es constante), se afirma que existe una constante directamente proporcional a la presión y volumen del gas, e inversamente proporcional a su temperatura.

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1 \cdot n_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2 \cdot n_2}$$

3.3.4 Formas alternativas

Como la cantidad de sustancia podría ser dada en masa en lugar de moles, a veces es útil una forma alternativa de la ley del gas ideal. El número de moles (n) es igual a la masa (m) dividido por la masa molar (M):

$$n = \frac{m}{M}$$

Y sustituyendo n , se obtiene:

$$PV = \frac{m}{M}RT$$

Donde:

$$P = \rho \frac{R}{M} T$$

Esta forma de la ley del gas ideal es muy útil porque se vincula la presión, la densidad $\rho = m/V$, y la temperatura en una fórmula única, independiente de la cantidad del gas considerado.

En mecánica estadística las ecuaciones moleculares siguientes se derivan de los principios básicos:

$$PV = NkT.$$

Aquí k es el constante de Boltzmann y N es el *número actual* de moléculas, a diferencia de la otra fórmula, que utiliza n , el número de moles. Esta relación implica que $Nk = Nr$, y la coherencia de este resultado con el experimento es una buena comprobación en los principios de la mecánica estadística.

Desde aquí se podrá observar que para que una masa de la partícula promedio de μ veces la constante de masa atómica m_u (es decir, la masa es μU)

$$N = \frac{m}{\mu m_u}$$

Y desde $\rho = m/V$, se encuentra con que la ley del gas ideal puede escribirse como:

$$P = \frac{1}{V} \frac{m}{\mu m_u} kT = \rho \frac{k}{\mu m_u} T$$

3.4. EJERCICIOS DE APLICACIÓN

A continuación vamos a realizar unos ejercicios aplicando las algunas de las formulas vistas en el capítulo anterior.

1.- La presión atmosférica en Marte es de 5,60 mmHg. Expresa esa presión en atm y Pascales.

Solución:

$$1 \text{ atmósfera} = 760 \text{ torr} = 760 \text{ mmHg} = 1,013 \times 10^5 \text{ Pascal}$$

$$760 \text{ mmHg} \text{ ---- } 1 \text{ atm}$$

$$5,60 \text{ mmHg} \text{ ---- } X$$

$$X = \frac{5,60 \text{ mmHg} * 1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 0,0074 \text{ atm}$$

$$760 \text{ mmHg} \text{ ---- } 1,013 \times 10^5 \text{ Pascal}$$

$$5,60 \text{ mmHg} \text{ ---- } X$$

$$X = \frac{5,60 \text{ mmHg} * 1,013 * 10^5 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 746,42 \text{ Pa}$$

2.- ¿Que volumen ocupa un mol de gas en condiciones normales C.N.?

Hay que recordar que un gas en condiciones normales tiene una presión de 1 atm y una temperatura de 25° C.

Solución:

$$T (^{\circ}\text{K}) = ^{\circ}\text{C} + 273$$

$$P = 1 \text{ atm}, T = 25 + 273 = 298 \text{ }^{\circ}\text{K}, R = \frac{0,082 [l * atm]}{[mol * ^{\circ}\text{K}]}$$

$$\text{Aplicando la ecuación de estado } VP = nRT$$

Despejando V y sustituyendo valores:

$$V = \frac{nRT}{P}$$

$$V = \frac{1 \text{ mol} * \frac{0,082 [l * atm]}{[mol * ^{\circ}\text{K}]} * 298^{\circ}\text{K}}{1 \text{ atm}} = 24,43 \text{ l}$$

3.- ¿Cuántas moles hay en 3 cm^3 de un gas ideal a una temperatura de 300 °K y una presión de 1 atm?

Solución:

$$1 \text{ l} = 1000 \text{ cm}^3$$

$$V = 3 \text{ cm}^3 = 3 \cdot 10^{-3} \text{ l}; T = 300^\circ \text{K}; P = 2 \text{ atm}$$

Despejando n y sustituyendo valores:

$$n = \frac{PV}{RT}$$

$$n = \frac{2 \text{ atm} * 3 * 10^{-3} \text{ l}}{\frac{0,082 [\text{l} * \text{atm}]}{[\text{mol} * ^\circ \text{K}]} * 300^\circ \text{K}} = 2,43 * 10^{-4} \text{ mol}$$

4.- Se comprimen 100 cm^3 de gas, inicialmente de forma normal, hasta que su volumen se reduce a 20 cm^3 , sin cambiar la temperatura ¿Cuál es la nueva temperatura del gas?

Solución:

$$V_1 = 10^3 \text{ cm}^3; V_2 = 20 \text{ cm}^3; P_1 = 1 \text{ atm.}$$

$$P_1 P_1 = P_2 P_2 \quad \therefore P_2 = \frac{V_1}{V_2} P_1 = \frac{1000}{20} \times 1 = 50 \text{ atm}$$

5.- Cierta cantidad de aire ocupa un volumen de 800 cm^3 cuando la presión es de 70 cm (Hg). ¿Qué volumen ocupara si la presión se aumenta isotérmicamente a 3,2 atmósferas?

Solución:

$$V_1 = 800 \text{ cm}^3; P_1 = 70 \text{ cm (Hg)}; P_2 = 32 \text{ atm} = 243.2 \text{ cm (Hg)}$$

$$V_2 = \frac{P_1}{P_2} V_1 = \frac{70}{243.2} * 800 = 230.26 \text{ cm}^3$$

6.- ¿Cuál es la densidad del hidrogeno a 0°C cuando la presión es de (a) 50cm (Hg), (b) 7 atm.?

Solución:

Sea en la densidad del hidrogeno en condiciones normales.

a) $R = 50 \text{ cm (Hg)} ; P_2 = 76 \text{ cm(Hg)} ; d_2 = p = 0.08988 \text{ kg/m}^3$

$$D_1 = \frac{P_1}{P_2} d_2 = \frac{50}{76} * d_o = 0.66 d o.$$

b) $P_1 = 7 \text{ atm} ; P_2 = 1 \text{ atm} ; d_2 = d o.$

$$\therefore d_1 = \frac{P_1}{P_2} d_2 = \frac{7}{1} * d_o = 7 d_o.$$

7.- Una llanta de un automóvil tiene un volumen de $9 \times 10^3 \text{ cm}^3$. Se llenó con aire a una presión de 1.9 atm y una temperatura de $25 \text{ }^\circ\text{C}$. La composición molar aproximada del aire es de 80% nitrógeno y 20% oxígeno. Suponer comportamiento ideal del aire y un peso molecular promedio de 29 g/mol.

Determinar:

a) La densidad del aire contenido en la llanta.

b) La presión resultante cuando se pone en marcha el coche y las llantas aumentan $10 \text{ }^\circ\text{C}$ su temperatura debido a la fricción.

Solución:

8.- Para calcular la densidad del aire dentro de la llanta, se necesita conocer la masa y el volumen del aire. Para calcular la masa se requiere conocer el número de moles contenidos en la llanta.

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{1,9 \text{ atm} * 9 * 10^3 \text{ cm}^3}{82 \text{ cm}^3 * 298 \text{ }^\circ\text{K}} = 0,7 \text{ moles}$$

Calculamos la masa:

$$m = n * PM = 0,7 \text{ mol} * \frac{29 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 20,3 \text{ g}$$

Entonces la densidad del aire es:

$$\rho = \frac{m}{v}$$

$$\rho = \frac{20,3 \text{ g}}{9 * 10^3 \text{ cm}^3} = 2,2 * 10^{-3} \text{ g/cm}^3$$

9.- Para calcular el cambio de presión a volumen constante, de la ecuación de Gay Lussac, se tiene:

$$P_1 * T_2 = P_2 * T_1$$

$$P_2 = \frac{1,9atm * 308^{\circ}K}{298^{\circ}K} = 1,96atm.$$

10.- 50 moles de NH₃ se introducen en un cilindro de 2 litros a 25 C. Calcule la presión del gas, asumiendo un comportamiento ideal.

Solución:

n= 50 moles

V=2 litros

T= 25°C = 298 °K

R=0,08206 atm*L/K*mol

P=?

$$P = \frac{nRT}{V}$$

$$P = \frac{50 \text{ mol} * 0,08206 \text{ atm} * \text{l/K} * \text{mol} * 298^{\circ} \text{ K}}{2\text{l}} = 611,34 \text{ atm}$$

3.5. LA ECUACION DE ESTADO

Para deducir la ecuación del gas ideal se puede utilizar dos de las tres expresiones para las leyes de Boyle y de Charles.

Para dos estados cualquiera 1 y 2 (figura 3.1), se los imagina unidos por la isobárica 1-a y la isométrica a-2 y se aplica la ley de Charles.

(V_a = V₂, p_o = p₁):

$$\frac{V_1}{V_a} = \frac{T_1}{T_a} \quad \text{o bien} \quad T_a = T_1 \left(\frac{v_a}{v_1} \right) = T_1 \left(\frac{v_2}{v_1} \right) \quad [p = C]$$

$$\frac{p_a}{p_2} = \frac{T_a}{T_2} \quad \text{o bien} \quad T_a = T_2 \left(\frac{p_a}{p_2} \right) = T_2 \left(\frac{p_1}{p_2} \right) \quad [v = C]$$

Igualando los dos valores de T_a y reuniendo las literales de igual subíndice se obtiene:

$$\frac{p_1 v_1}{T_1} = \frac{p_2 v_2}{T_2} = R \quad \text{una constante}$$

Puesto que en una relación análoga se podría deducir para cualquier otro par de puntos al azar (como 1 y 3, $p_1 v_1 / T_1 = p_3 v_3 / T_3$) es posible generalizar y decir que $p v / T$ debe ser una constante para un gas ideal particular. Considerando p , v y T en unidades coherentes se determina el valor de la constante R , denominada constante específica de un gas, o simplemente *constante del gas*.

$$p v = R T \quad p = \rho R T \quad \text{y} \quad p V = m R T$$

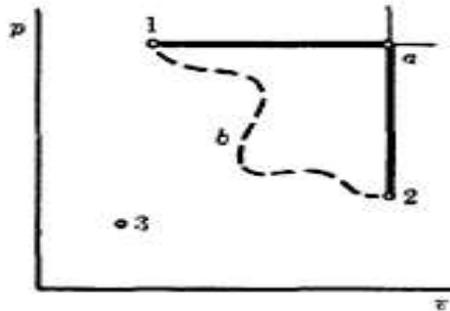


Fig.3.1 Los estados de equilibrio 1 y 2 están localizados al azar (también el 3); la trayectoria 1-b-2 es cualquiera; para 1-a, $p = C$; para a-2, $v = C$.²²

Donde $\rho = 1/v =$ densidad y $V = m v$ para m unidades de masa. Si se multiplica ambos miembros de $p v = R T$ por M , se obtiene:

²² Fuente termodinámica 6ª edición Faires/Simmang página 176

$$\bar{R} = MR = \frac{p(Mv)}{T} = \frac{p\bar{v}}{T}$$

Se deduce que el producto MR es también el mismo para todos los gases perfectos, puesto que $Mv = \bar{v}$ varía inversamente con la presión p (ley de Boyle) y directamente con la temperatura T (ley de Charles), y puesto que Mv es igual para todos los gases ideales. La constante \bar{R} se denomina constante universal de los gases ideales y sus valores aceptados son, por ejemplo,

$$\bar{R} = 1545.32 \frac{\text{pie} \cdot \text{lb}_f}{\text{lbmol} \cdot ^\circ\text{R}} \quad \text{y} \quad \bar{R} \frac{1545.32}{778.16} = 1.9859 \frac{\text{Btu}}{\text{lbmol} \cdot ^\circ\text{R}}$$

$\bar{R} = 1.9859 \text{ kcal/kgmol} \cdot \text{K} = 1.9859 \text{ cal/gmol} \cdot \text{K}$ en unidades métricas. Se utilizan por lo general los valores de 1545 y 1.986.

\bar{R} En caso de moles de sustancia la ecuación de estado es

$$p\bar{v} = \bar{R}T \quad \text{o} \quad pV = n\bar{R}T$$

Donde n es el número de moles en el volumen total, $V = n\bar{v}$.

Un gas ideal es la sustancia expansible más fácilmente manejable, se define como aquel que sigue la ecuación y tiene calores específicos constantes.

Un gas que cumple la ecuación $p\bar{v} = RT$ pero cuyos valores específicos varían, podría ser considerado como un gas ideal ligeramente imperfecto.

3.5.1 Ejercicios de aplicación

Vamos a realizar unos ejercicios enfocados en el banco termodinámico y otros aplicando las formulas vistas en el capítulo anterior.

1.- Un volumen gaseoso de un litro es calentado a presión constante desde 18 °C hasta 58 °C, ¿qué volumen final ocupará el gas?

Solución:

$$V1 = 1 \text{ l}$$

$$P1 = P2 = P = \text{constante}$$

$$t1 = 18 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$t2 = 58 \text{ }^\circ\text{C}$$

Ecuación:

$$T1 * V2 = T2 * V1$$

Pasamos las temperaturas a temperaturas absolutas.

$$t1 = 18 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$T1 = 18 \text{ }^\circ\text{C} + 273,15 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$T1 = 291,15 \text{ K}$$

$$t2 = 58 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$T2 = 58 \text{ }^\circ\text{C} + 273,15 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$T2 = 331,15 \text{ K}$$

Despejamos V2:

$$V2 = \frac{T2 * V1}{T1} = \frac{331,15^\circ\text{K} * 1\text{l}}{291,15^\circ\text{K}} = 1,14\text{l}$$

2.- Una masa gaseosa a 32 °C ejerce una presión de 18 atmósferas, si se mantiene constante el volumen, qué aumento sufrió el gas al ser calentado a 52 °C?

Solución:

$$t1 = 32 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$t2 = 52 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$P1 = 18 \text{ atmósferas}$$

$$V1 = V2 = V = \text{constante}$$

Ecuación:

$$P1.V1/T1 = P2.V2/T2$$

Si V = constante:

$$P1/T1 = P2/T2$$

Pasamos las temperaturas a temperaturas absolutas.

$$t1 = 32 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$T1 = 32 \text{ }^\circ\text{C} + 273,15 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$T1 = 305,15 \text{ K}$$

$$t2 = 52 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$T2 = 52 \text{ }^\circ\text{C} + 273,15 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$T2 = 325,15 \text{ K}$$

Despejamos P2:

$$P2 = \frac{P1 * T2}{T1}$$

$$P2 = \frac{18\text{atm} * 325,15^\circ\text{K}}{305,15^\circ\text{K}} = 19,18\text{atm}$$

3.- En un laboratorio se obtienen 30 cm³ de nitrógeno a 18 °C y 750 mm de Hg de presión, se desea saber cuál es el volumen normal.

Solución:

$$V1 = 30 \text{ cm}^3$$

$$V1 = 0,03 \text{ dm}^3 = 0,03 \text{ l}$$

$$P1 = 750 \text{ mm Hg}$$

$$t1 = 18 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$T1 = 18 \text{ }^\circ\text{C} + 273,15 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$T1 = 291,15 \text{ K}$$

$$P2 = 760 \text{ mm Hg}$$

$$T2 = 273,15 \text{ K}$$

Ecuación:

$$P1.V1/T1 = P2.V2/T2$$

$$V2 = \frac{P1 * T2 * V1}{P2 * T1}$$

$$V2 = \frac{750\text{mmHg} * 273,15^\circ\text{K} * 0,03\text{l}}{760\text{mmHg} * 291,15^\circ\text{K}} = 0,0278\text{l}$$

4.- Cierta cantidad de hidrógeno ocupa un volumen de 16,5 l. a 78 °C Y 5,6 atm Cuál es su volumen bajo condiciones normales? M. H₂ = 2

Solución:

$$V1 = 16.5 \text{ l}$$

$$T1 = 78^\circ\text{C} = 351^\circ\text{K}$$

$$P1 = 5.6 \text{ atm}$$

$$V2 = ?$$

C.N.

$$P2 = 1 \text{ atm}$$

$$T2 = 273^\circ\text{K}$$

$$\frac{P1 * V1}{T1} = \frac{V2 * P2}{T2}$$

$$V2 = \frac{P1 * T2 * V1}{P2 * T1}$$

$$V2 = \frac{5.6 * 273 * 16.5}{1 * 351} = 71.87 \text{ l}$$

5.- Una masa de hidrógeno en condiciones normales ocupa un volumen de 50 litros, ¿cuál es el volumen a 35 °C y 720 mm de Hg?

Solución:

$$V1 = 50 \text{ l}$$

$$P1 = 760 \text{ mm Hg}$$

$$T1 = 273,15 \text{ K}$$

$$t2 = 35 \text{ °C}$$

$$T2 = 35 \text{ °C} + 273,15 \text{ °C}$$

$$T2 = 308,15 \text{ K}$$

$$P2 = 720 \text{ mm Hg}$$

Ecuación:

$$P1.V1/T1 = P2.V2/T2$$

$$V2 = \frac{P1 * T2 * V1}{P2 * T1}$$

$$V2 = \frac{760\text{mm Hg} * 308,15^{\circ}\text{K} * 50\text{l}}{720\text{mmHg} * 273,15^{\circ}\text{K}} = 59,54\text{l}$$

6.- Un gas a 18 °C y 750 mm de Hg ocupa un volumen de 150 cm³, ¿cuál será su volumen a 65 °C si se mantiene constante la presión?.

Solución:

$$t1 = 18 \text{ °C}$$

$$T1 = 18 \text{ °C} + 273,15 \text{ °C}$$

$$T1 = 291,15 \text{ K}$$

$$P1 = 750 \text{ mm Hg}$$

$$V1 = 150 \text{ cm}^3$$

$$V1 = 0,15 \text{ dm}^3 = 0,15 \text{ l}$$

$$t2 = 65 \text{ °C}$$

$$T2 = 65 \text{ °C} + 273,15 \text{ °C}$$

$$T2 = 338,15 \text{ K}$$

$$P_2 = 750 \text{ mm Hg}$$

Ecuación:

$$P_1 \cdot V_1 / T_1 = P_2 \cdot V_2 / T_2$$

$$P_1 = P_2 = P = \text{constante}$$

Si $P = \text{constante}$

$$V_1 / T_1 = V_2 / T_2$$

Despejamos V_2 :

$$V_2 = \frac{V_1 \cdot T_2}{T_1}$$

$$V_2 = \frac{0,15l \cdot 338,15^\circ K}{291,15^\circ K} = 0.174 l$$

7.- Un gas ejerce una presión de 80cm (Hg). Si su volumen se reduce a la mitad y su temperatura absoluta se reduce en un 30%, ¿Cuál es su función normal?

Solución:

$$P_1 = 80 \text{ cm (Hg)}; V_1 = V; V_2 = \frac{1}{2} V; T_2 = 0.7T; T_1 = T$$

$$P_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{T_1 V_2} = \frac{80 \cdot v \cdot 0.7T}{T \cdot 0.5 v} = 1120 \text{ cm (Hg)}.$$

8.- Un gas se encuentra a 27 °C. si su volumen disminuye en un 40% y su presión se reduce a la quinta parte, calcular su variación de temperatura.

Solución

$$T_1 = 300^\circ K; P_1 = P; V_1 = V; V_2 = 0.6 V; P_2 = 0.2 P$$

$$T_2 = \frac{P_2 V_2 T_1}{P_1 V_1} = \frac{0.2 P \times 0.6 v * 300}{P V} = 36^\circ K.$$

$$\Delta T = T_2 - T_1 = 36 - 300 = -264^\circ K$$

9.- Un recipiente de acero tiene un volumen de 10 l; contiene una presión de 5 atm y una temperatura de 30 °C. ¿Qué cantidad de aire a la presión atmosférica y 30°C es necesario añadir para aumentar la presión a 8 atm?

Solución:

$$V_1 = 10 \text{ l}; T_1 = T_2 = 303^\circ K; P_1 = 1 \text{ atm}; \Delta P = 3 \text{ atm}$$

$$V_1 = \frac{\Delta P V_2}{P_1} = \frac{3 * 10}{1} = 30 \text{ l.}$$

10.- Una cierta cantidad de gas está contenida en un recipiente de vidrio a 25 °C y 0,8 atm. Si el recipiente puede soportar una presión de hasta 2 atm. ¿Cuánto se puede elevar la temperatura sin que se rompa el recipiente?

Solución:

$$T_1 = 25^\circ C + 273 = 298^\circ K$$

$$T_2 = ?$$

$$P_1 = 0,8 \text{ atm}$$

$$P_2 = 2 \text{ atm}$$

$$P_1 T_2 = P_2 T_1$$

$$T_2 = \frac{P_2 * T_1}{P_1}$$

$$T_2 = \frac{2 \text{ atm} * 298^\circ K}{0,8 \text{ atm}} = 745^\circ K$$

3.6. LA CONSTANTE DE GAS

El valor de R para cualquier gas, se puede determinar a partir de observaciones experimentales precisas de valores simultáneos de p, v y T. considerando las unidades de R, se puede escribir que:

$$R \rightarrow \frac{(unid. presión)(unid. volumen/unid. masa)}{(unid. temperatura absoluta)}$$

Por lo tanto, R podría calcularse según cualquier combinación de unidades correspondientes a las dimensiones indicadas.

Desde otro punto de vista puesto que la unidad de $p v$ es una unidad de energía $[(kgf/m^2)(m^3/kg) = kgf \cdot m/kg]$ entonces

$$R \rightarrow \frac{(unid. energía)}{(unid. masa)(unid. temperatura absoluta)}$$

En todos los casos, las unidades deben ser racionalizadas.

Puesto que R se considera una constante de gas ideal y el valor aceptado de \bar{R} es 1545.32.

A nivel molecular la constante de gas \bar{R} para un mol dividida entre el número de moléculas N_A en un mol da:

$$x = \frac{\bar{R}}{N_A} = \frac{8.9143 \times 10^7}{6.02252 \times 10^{23}} = 1.38054 \times 10^{-16} \frac{erg}{K \cdot molécula}$$

Que es la constante de gas por molécula, valor que se llama constante de Boltzmann.

3.6.1 Ejercicios de aplicación

En los ejercicios que se encuentran resueltos a continuación se puede ver las formulas que se usaron en el capítulo anterior.

1.- 500 ml de Argón a una presión de 2 atm. Se Expanden isotérmicamente hasta alcanzar un volumen de 1,5 l. Cuál es la presión final?

Solución:

$$V1=500\text{ml}= 0.5 \text{ l}$$

$$P1= 2 \text{ atm}$$

$$T=\text{CTE}$$

$$V2=1.5 \text{ l}$$

$$P2=?$$

$$P1 * V1 = P2 * V2$$

$$P2 = \frac{P1 * V1}{V2} = \frac{2 * 0.5}{1.5} = 0.667 \text{ atm}$$

2.- Se tiene un recipiente de volumen variable para almacenamiento de gas natural, colocado de tal manera que la presión siempre se mantenga constante a 2,2 atm. En un día frío de diciembre, cuando la temperatura es -15 °C EL volumen del gas en el tanque es 28500 pie³. Cuál es el volumen de la misma cantidad de gas en un día caluroso del mes de julio cuando la temperatura es 31 °C.

Solución:

$$P=\text{CTE}=2.2 \text{ atm}$$

$$T1=-15^{\circ}\text{C} = 258^{\circ}\text{K}$$

$$V1=28500 \text{ pie}^3$$

$$V2=?$$

$$T2=31^{\circ}\text{C}=304^{\circ}\text{K}$$

$$T1 * V2 = T2 * V1$$

$$V2 = \frac{T2 * V1}{T1} = \frac{304 * 28500}{258} = 33581.39 \text{ pie}^3.$$

3.- Si calentamos isobáricamente 1 mol de oxígeno inicialmente en condiciones normales hasta doblar su temperatura, Cuáles serán los valores finales de T,P y V?

Solución:

$$n = 1 \text{ mol}$$

$$T_1 = 273^\circ\text{K}$$

$$P_1 = 1 \text{ atm}$$

$$T_2 = 2T_1$$

Proceso isobárico $P = \text{CTE}$

$$P_2 = ?$$

$$T_2 = ?$$

$$V_2 = ?$$

$$P_2 = 1 \text{ atm}$$

$$T_2 = 2 \cdot 273^\circ\text{K} = 546^\circ\text{K}$$

$$PV = nRT$$

$$V_1 = \frac{nRT_1}{P_1} = \frac{1 \cdot 0.082 \cdot 273}{1} = 22.4 \text{ l}$$

$$T_1 \cdot V_2 = T_2 \cdot V_1$$

$$V_2 = \frac{T_2 \cdot V_1}{T_1} = \frac{2T_1 \cdot 22.4}{T_1} = 44.8 \text{ l}$$

4.- Una cantidad de gas ocupa un volumen de 80 cm^3 a una presión de 750 mm Hg . ¿Qué volumen ocupará a una presión de $1,2 \text{ atm}$. Si La temperatura no cambia?

Solución:

Como la temperatura y la masa permanecen constantes en el proceso, se puede aplicar la ley de Boyle: $P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$

Se tendrá que decidir qué unidad de presión se va a utilizar. Por ejemplo atmósferas.

Como $1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg}$, sustituyendo en la ecuación de Boyle:

$$\frac{750 \text{ mmHg}}{760 \text{ mmHg/atm}} \cdot 80 \text{ cm}^3 = 1,2 \text{ atm} \cdot V_2 ; V_2 = 65,8 \text{ cm}^3$$

5.- El volumen inicial de una cierta cantidad de gas es de 200 cm^3 a la temperatura de 20°C . Calcula el volumen a 90°C si la presión permanece constante.

Solución:

Como la presión y la masa permanecen constantes en el proceso, se puede aplicar la ley de Charles y Gay-Lussac:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

El volumen se expresa en cm^3 y, el que se calculara, vendrá expresado igualmente en cm^3 , pero la temperatura tiene que expresarse en Kelvin.

$$\frac{200 \text{ cm}^3}{293 \text{ K}} = \frac{V_2}{363 \text{ K}} ; V_2 = 247,78 \text{ cm}^3.$$

6.- Una cierta cantidad de gas se encuentra a la presión de 790 mm Hg cuando la temperatura es de 25°C . Calcula la presión que alcanzará si la temperatura sube hasta los 200°C .

Solución:

Como el volumen y la masa permanecen constantes en el proceso, se aplica la ley de Gay-Lussac:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

La presión se expresa en mm Hg y, la que se calculara, vendrá expresada igualmente en mm Hg, pero la temperatura tiene que expresarse en Kelvin.

$$\frac{790\text{mm Hg}}{298\text{K}} = \frac{P_2}{398\text{K}}; \quad P_2 = 1055,1\text{mm Hg}.$$

7.- En un recipiente de volumen variable. Inicialmente presenta un volumen de 500 cm³ y contiene 34 g de amoníaco. Si manteniendo constante la P y la T, se introducen 68 g de amoníaco, ¿qué volumen presentará finalmente el recipiente?

Ar (N)=14. Ar (H)=1.

Solución:

Manteniendo constante la P y la T, el volumen es directamente proporcional al número de moles del gas. El mol de amoníaco, NH₃, son 17 g luego:

Inicialmente hay en el recipiente 34g de gas que serán 2 moles y al final hay 192g de amoníaco que serán 6 moles.

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}; \quad \frac{500\text{cm}^3}{2\text{moles}} = \frac{V_2}{6\text{moles}}; \quad V_2 = 1500\text{cm}^3.$$

8.- Un gas ocupa un volumen de 2l en condiciones normales. ¿Qué volumen ocupará esa misma masa de gas a 2 atm y 50°C?

Solución:

Como se partió de un estado inicial de presión, volumen y temperatura, para llegar a un estado final en el que se quiere conocer el volumen, se puede utilizar la ley combinada de los gases ideales, pues la masa permanece constante:

$$\frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{P_1 V_1}{T_1}; \text{ La temperatura obligatoriamente debe ponerse en K}$$

$$\frac{1\text{atm}\cdot 2\text{l}}{273\text{K}} = \frac{2\text{atm}\cdot V_1}{373\text{K}}; \quad V_1 = \frac{1\text{atm}\cdot 2\text{l}\cdot 373\text{K}}{2\text{atm}\cdot 273\text{K}}; \quad V_1 = 1,18 \text{ l}$$

Como se observa al aumentar la presión el volumen ha disminuido, pero no de forma proporcional, como predijo Boyle; esto se debe a la variación de la temperatura.

9.- Un recipiente cerrado de 2 l. contiene oxígeno a 200°C y 2 atm. Calcula:

- a) Los gramos de oxígeno contenidos en el recipiente.
 - b) Las moléculas de oxígeno presentes en el recipiente.
- Ar(O)=16.

Solución:

a) indicando la ecuación general de los gases $PV=nRT$ se puede calcular los moles de oxígeno:

$$2\text{atm}\cdot 2 \text{ l} = n\cdot 0,082 \frac{\text{atm}\cdot \text{l}}{\text{k}\cdot \text{mol}} \cdot 473\text{K}; \quad n = 0,1\text{mol de } O_2.$$

$$\frac{32 \text{ g de } O_2}{\text{es 1 mol}} = \frac{X}{0,1 \text{ mol}}; \quad X = 3,2 \text{ g}.$$

b) utilizando el N_A se calculara el número de moléculas de oxígeno:

$$\frac{6,023\cdot 10^{23} \text{ moléculas de } O_2}{\text{son 1 mol de } O_2} = \frac{X}{0,1 \text{ de } O_2}; \quad X = 6,023\cdot 10^{22} \text{ moléculas de } O_2$$

10.- Se tiene 4.88 g de un gas cuya naturaleza es SO_2 o SO_3 . Para resolver la duda, se los introduce en un recipiente de 1l y se observara que la presión que ejercen a 27°C es de 1,5 atm. ¿De qué gas se trata?

Solución:

Aplicando la ecuación general de los gases $PV=nRT$ se puede calcular los moles correspondientes a esos 4.88 gramos de gas:

$$1,5\text{atm}\cdot 1\text{l} = n\cdot 0,082 \frac{\text{atm}\cdot\text{l}}{\text{k}\cdot\text{mol}} \cdot 300\text{K}; \quad n = 0,061\text{mol de } O_2.$$

$$\text{La masa molar del gas será: } \frac{\text{Si } 4,88\text{g}}{\text{son } 0,061 \text{ moles}} = \frac{X}{1 \text{ mol}}; \quad X = 80\text{g}$$

Como la $M(\text{SO}_2)=64 \text{ g/mol}$ y la $M(\text{SO}_3)=80\text{g/mol}$. El gas es el SO_3

CAPITULO IV

DISEÑO Y CONSTRUCCION

4.1. MATERIALES

El banco termodinámico realizado se compone de varios accesorios como la tubería por donde circula los fluidos es de cobre y PVC americano resistente a temperatura y presión, donde se encuentran varios componentes adicionales como una bomba de succión domestica para la distribución del fluido a los tres diferentes conductos que se encuentran en el banco.

Se encuentra instalado un tanque de presión para que mantenga la presión en el sistema y se prenda automática mente la bomba cuando haya una variación de presión en el banco, el banco posee un flujómetro para ver el caudal que tiene la bomba.

Al final de dos tuberías se encuentran dos cajas de metálicas una en cada tubería de un espesor de 2mm, en la parte inferior de una de las cajas se encuentra una resistencia calentador para comprobar el aumento de temperatura del fluido, en la otro se encuentra un sistema de Peltier que estos enfrían el fluido, conectados a estas dos cajas termómetros digitales para comprobar el cambio de temperatura y uno al principio para observar la temperatura con la que ingresa el fluido. Los Peltiers están conectados a una fuente de poder ya que estos a 400watts y a 5v. La resistencia calentadora si se encuentra conectada directo a la toma corriente ya que funciona con 110v.

Se encuentran manómetros para medir la presión del fluido que está circulando por la tubería y válvulas para variar las presiones del banco termodinámico.

Se instalo en el banco termodinámico tres interruptores que comandan:

1. El primero comando el encendido de la bomba.
2. El segundo comando el encendido de la resistencia calentador.
3. El tercero comanda el encendido de los Peltiers.

Con eso se puede controlar independientemente los diferentes sistemas eléctricos que se encuentran en el banco.

A continuación se encuentra los componentes que se usaron en el banco termodinámico especificando de qué material son cada uno de ellos

- Materiales en cobre como:
 - 1 cruz $\frac{1}{2}$
 - 7 válvulas bola italiana $\frac{1}{2}$
 - 14 adaptadores macho $\frac{1}{2}$
 - 6 T's de $\frac{1}{2}$
 - 5 codos de $\frac{1}{2}$ x 90
 - 7 codos hembra de $\frac{1}{2}$ x 90
 - 3 nlos de $\frac{1}{2}$ macho
 - 1 gas map
- Materiales en PVC:
 - 3 cos $\frac{1}{2}$ x 90
 - 5 adaptadores macho $\frac{1}{2}$
 - 1 universal de 1
 - 1 válvula check de 1
 - 2 adaptadores macho de 1
 - Llaves.
- Materiales varios:
 - Manómetros de presión con glicerina.
 - Termómetros.
 - Cajas metálicas, herméticamente selladas.
 - Bomba primaria de agua

Flujómetro de medición de galones por minuto y de litros por minuto.

Peltier

Resistencia calentadora

Se escogió estos materiales por que son los que se encuentran en el mercado, por su calidad y valor económico.

4.1.1 Peltier

Una propiedad termodinámica descubierta en 1834 por Jean Peltier, consiste en utilizar como bomba de calor una corriente eléctrica que atraviesa dos semiconductores diferentes conectados entre sí. Esto significa que el Peltier una cara enfriara mientras que la otra calentara la diferencia de calor de la cara que enfría a la que caliente es de 70°C . El calor (Q), transferido es proporcional a un coeficiente, (K_{ab}), característico de la pareja de semiconductores, y de la intensidad (I), de la corriente eléctrica y el tiempo (t) de funcionamiento.²³

Usualmente los Peltier son usados en refrigeradores ya que enfrían mejor que los convencionales refrigeradores hay que señalar que el disipador de un Peltier estará mucho más caliente que el disipador de una refrigeradora convencional debido a las altas temperaturas que el Peltier pueda llegar a funcionar.

Peltier no tiene exactamente un tiempo de duración exacta la vida útil del Peltier en condiciones adecuadas puede llegar a ser varios años todo va a depender del lugar donde trabaje, de la temperatura ambiente, de la humedad del aire y la temperatura del objeto que se encuentre en contacto con el Peltier.

Normalmente el principio utilizado en neveras y refrigeradores se basa en el Ciclo de Carnot, mediante el que se traslada la energía calorífica de una cámara de refrigeración al exterior, utilizando un circuito cerrado con un gas, que eleve su temperatura a base de comprimirlo en el exterior de la cámara, haciendo posible disipar el calor al ambiente exterior. Mientras que una vez enfriado, el gas

²³ Citado http://www.balasalinnova.com/Castellano/Templates/Dosier_Refrigeracion_PC.pdf

comprimido se le retorna a una cámara de expansión situada en el interior de la zona de refrigeración, y al bajar su temperatura, roba energía calorífica de la cámara, enfriándola

Tanto el sistema Peltier y el ciclo Carnot consiguen el mismo resultado pero por diferentes medios, el Peltier no posee ni partes móviles ni gas entre la cara que calienta en el Peltier y la que enfría solo están los semiconductores no existe nada de circuitos cerrados ni sistema de compresión de fluidos refrigerantes.

Físicamente un módulo Peltier son cajas de 1mm cúbico conectados eléctricamente en serie y térmicamente en paralelo, por tanto a primera vista, los aparatos refrigeradores basados en el efecto Peltier son más sencillos y menos complejos y silenciosos que en las refrigeradoras convencionales. Estas características son las principales razones por los que poseen el sistema de Peltier sean un poco más elevado en su precio.

Otros aparatos que comienzan también a utilizar el efecto Peltier para refrigerar son los refrigeradores de los procesadores de PC, pues al añadir añaden el efecto Peltier a los disipadores estáticos, aumentan mucho su rendimiento, aunque con ello se penaliza el consumo eléctrico, algo de poca importancia en servidores y ordenadores de sobremesa, pero muy crítico en los ordenadores portátiles que dependen de una batería.

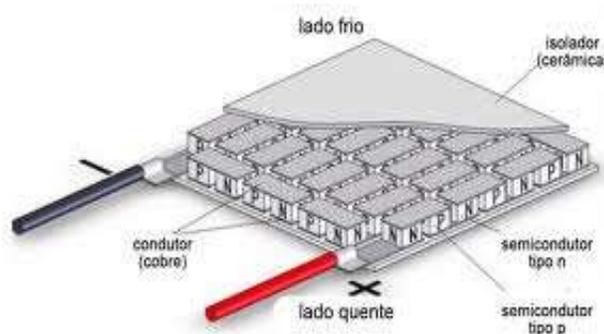


Fig. 4.1 grafico de un Peltier.²⁴

²⁴ Citado <http://www.kryotherm.ru/?tid=23>

4.1.2 Resistencia calentadora

Las resistencias calentadoras convierten energía eléctrica en calor. Al hacer circular corriente eléctrica a través de un conductor se liberó calor por encontrar resistencia. La resistencia llega a tener una temperatura de 70° C a 210 ° C.

La gran intensidad de corriente que circula por la resistencia produce que haya un aumento en la temperatura del material, el diámetro no puede contener la gran cantidad de electrones lo que ocasiona una fricción en los electrones con las paredes de la resistencia produciendo así un incremento de la temperatura de la resistencia.

4.1.3 Flujómetro

Es un instrumento que sirve para saber cuánta agua está pasando a través de él para poder medir el caudal también suelen llamarse medidores de caudal, medidores de flujo o flujómetros.

Se compone de un cono transparente invertido con una bola plástica en su base, mediante circula el fluido por el mismo impulsa la bola plástica hacia arriba, a mayor caudal mas sube la bola.

La gravedad hace caer a la bola cuando el fluido deja de pasar por el flujómetro. El cono tiene unas marcas que indican el caudal.



4.1.4 Bomba primaria de agua

La bomba usada en el banco termodinámico es una bomba para bombear agua limpia, sin partículas abrasivas y líquidos químicamente no agresivos con los materiales que constituyen la bomba.

Por su confiabilidad, simplicidad en el uso y por su ventaja económica, son aptas para el uso doméstico y en particular para la distribución del agua acopladas a pequeños tanques de presión, para irrigación de huertos y jardines.

La instalación se debe realizar en lugares cerrados o protegidos de la intemperie.

²⁵ Citado <http://www.freshwatersystems.com/p-3622-blue-white-f-550-panel-mount-rotameter.aspx>

4.1.4.1 Curva y prestaciones de la bomba

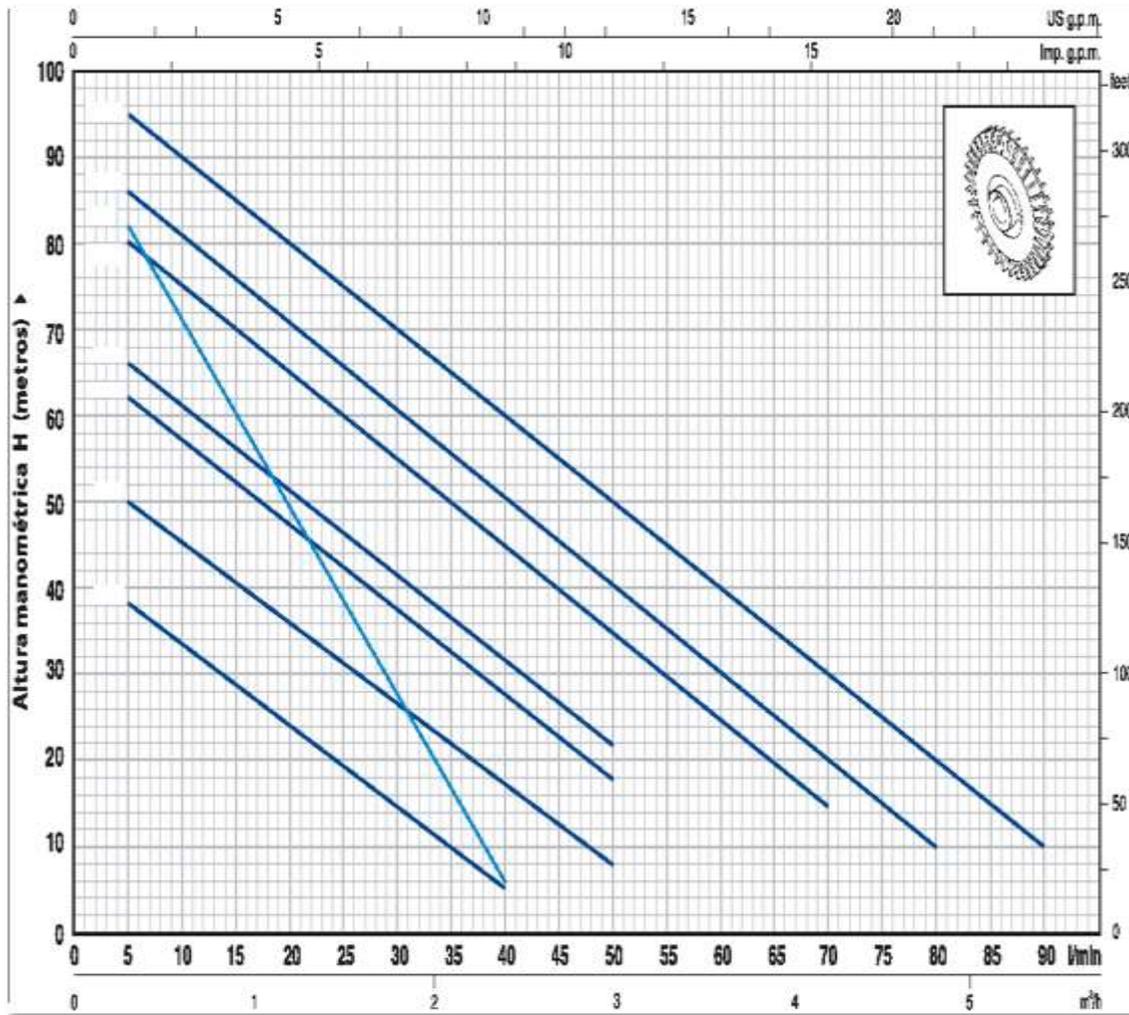


Fig.4.3 Curva de prestaciones de la bomba.²⁶

²⁶ Citado <http://www.pedrollo.com/pdf/PK%20-%2060Hz%20ES.pdf>

4.1.4.2 Partes de la bomba

Tabla 4.3 componentes de la bomba primaria.²⁷

	COMPONENTES	CARACTERISITCA
1	CUERPO	Hierro fundido, con bocas roscadas
2	SOPORTE	Aluminio con tapa en latón
3	RODETE	Latón, del tipo aletas periféricas radiales
4	EJE MOTOR	Acero inoxidable
5	SELLO MECANICO	Diámetro de 12mm de cerámica
6	RODAMIENTOS	6201 ZZ / 6201 ZZ
7	CONDENSADOR	Monofásica (230 V o 240 V)
8	MOTOR ELECTRICO	

²⁷ Elaborado por pablo Rossignoli/Daniel Izquierdo.

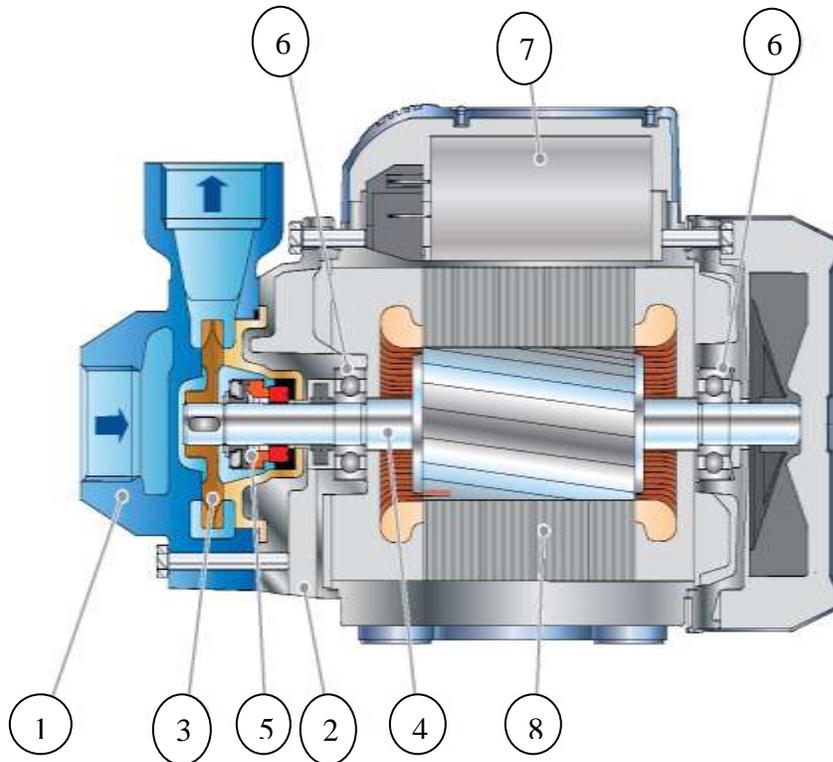


Fig.4.4 Grafico de las partes de la bomba primaria.²⁸

4.2. CALCULO ESTRUCTURAL

Datos Generales

Cedula 40

Norma: ASTM (American Standars and Testing Materials) A 53 GR B

Recubrimiento: Negro

Resistencia Mecánica

Resistencia a la tracción: 60000 psi

Limite de elasticidad: 35000 psi

Alargamiento: 0,5 %

²⁸ Citado <http://www.pedrollo.com/pdf/PK%20-%2060Hz%20ES.pdf>

4.2.1. Datos de la estructura del banco de pruebas

PERFIL: 3/4"

E" PESOR: 26,70 *pulg*

PRESION / PRUEBA: 1,05 *kg/cm²*

PESO: 2,87 *kg/mt*

NOMINAL: 0,11 *mm*

EXTERIOR: 49 *mm*

4.2.3. Composición química

MAXIMO PORCENTAJE

Carbón 0,3

Manganeso 1,2

Fosforo 0,05

Azufre 0,06

4.2.4. Cálculos de esfuerzos de la estructura

4.2.4.1. Tensión soportada

ESTRUCTURA 1"

$$\sigma = F/A$$

$$\sigma = 324 \text{ kgf} / A \quad W = 324 \text{ kg.f} = F$$

$$1'' \cdot 2.54 \text{ cm} / 1 \text{ pulg} \cdot 100 \text{ cm} = D \text{ ex} = 0.0254 \text{ m}$$

$$D \text{ in} = 0.0254 \text{ m} \quad A = 1''$$

$$A = 0.0254 \cdot 0.0254$$

$$A = 0.00064516$$

$$\sigma = 324 \text{ kgf} / 0.00064516 = \sigma = 502201 \text{ kgf/m} = 4921569.8 \text{ N/m}^2 = J$$

ESTRUCTURA 1"1/4

$$\sigma = F/A$$

$$\sigma = 324 \text{ kgf} / A \quad W = 324 \text{ kg.f} = F$$

$$1\frac{1}{4} = 1.25 \text{ ''}$$

$$1.25 \text{ ''} \times 2.54 \text{ cm/pulg} = 3.175 \text{ cm} = 0.03175 \text{ m}$$

$$D_{in} = 0.027 \text{ m} \quad A = \pi \left(\frac{D^2}{4} - \frac{d^2}{4} \right)$$

$$A = 1.25 \times 1.25 = 1.5625 \text{ m}^2$$

$$\sigma = \frac{324 \text{ kgf}}{1.5625 \text{ m}^2} = \sigma = 207.36 \text{ kg f/m}^2 = 207.36 \text{ N/m}^2$$

4.2.5. Deformación bajo carga axial

$$L = 0.38 \text{ m} \quad 1\frac{3}{4}$$

$$\delta = \sigma \times L / E$$

E = Modulo de elasticidad

$$E = 207 \times 10^9 \text{ N/m}^2 \quad \delta = \frac{207.36 \text{ N/m}^2 \times 0.38 \text{ m}}{207 \times 10^9 \text{ N/m}^2}$$

$$\delta = 3.7 \times 10^{-8} \text{ m}$$

4.2.6. Tensión por esfuerzos

$$\text{Perfil} = 1\frac{3}{4} = 44.445 \text{ mm}$$

$$\tau_{max} = T \times C / J$$

$$\tau_{max} = 0.04445 \text{ m}$$

$$c = D/2$$

$$c = 0.04445/2 = c = 0.022225 \text{ m}$$

$$T = F \times D/2$$

$$T = 648 \text{ kg} \times 0.022225 \text{ m} = 14.399 \text{ kg.m} \times 9.8 \text{ N/kg} = 141.11 \text{ Nm}$$

$$T = 141.11 \text{ JOULES} \quad J = \frac{\pi \times D^4}{32} - \frac{\pi \times d^4}{32}$$

$$D = 0.04445 \text{ m}$$

$$d = 0.04045 \text{ m}$$

$$J = \frac{\pi \times 1.226 \times 10^{-6}}{32}$$

$$J = 1.2042 \times 10^{-7} \text{ m}^4$$

$$\tau_{max} = T \times C / J$$

$$\tau_{max} = \frac{141.11 \text{ Nm} \times 0.022225 \text{ m}}{1.2042 \times 10^{-7} \text{ m}^4}$$

$$\tau_{max} = 26037736.26 \text{ Nm}^2$$

$$\tau_{max} = 26037 \text{ MPAS}$$

4.2.7. Tensión por esfuerzo de corte vertical

$$Q = Ap \cdot y \quad Ap = \pi D^2 t$$

$$t = r_1 - r_2$$

$$t = 2 \text{ mm}$$

$$Ap = \pi D^2 t \quad Y = D^4 \quad t = 0.002 \text{ m}$$

$$\text{ESTRUCTURA } \phi = 1 \frac{3}{4}$$

$$Ap = \pi 0.0445 \text{ m}$$

$$Ap = 7.75 \times 10^{-4} \text{ m}^2$$

$$Y = D^4 = y = 0.044454 \quad y = 0.0111 \text{ m}$$

$$Q = 7.75 \times 10^{-4} \text{ m}^2 \times 0.0111 \text{ m}$$

$$Q = 8.6025 \times 10^{-6} \text{ m}^3$$

$$\tau = V \cdot QI \cdot T$$

$$V = \text{Peso}$$

$$Q = \text{Valor dado } t = D_1 - D_2$$

$$I = \text{Tabla}$$

$$T = \text{espesor}$$

$$L = 0.58 \text{ m } 2.09 \text{ kg } \times 1 \text{ m } 0.58 \text{ m}$$

$$x = 1.21 \text{ kg}$$

$$V \text{ de } 0.58 \text{ m} = V = 1.21 \text{ kg } 9.8 \text{ N } 1 \text{ kg } F$$

$$V = 11.858 \text{ N } I = \pi D^4 - d^4 64$$

$$I = \pi 0.0444 \text{ m}^4 - 0.0404 \text{ m}^4 64$$

$$I = 6 \times 10^{-8} \text{ m}^4$$

$$\tau = V \cdot QI \cdot T$$

$$\tau = 11.858 \text{ N } 8.6025 \times 10^{-6} \text{ m}^3 6 \times 10^{-8} \text{ m}^4 \times 2 \times 10^{-3} \text{ m}$$

$$\tau = 2 \text{ mm} = \tau = 2 \times 10^{-3} \text{ m}$$

$$\tau = 8500070.37 \text{ Nm}^2 \quad \tau = 850.07 \text{ MPa}$$

4.3. GUÍA DE USO

A continuación vamos a explicar cómo usar el banco de pruebas termodinámico, lo vamos a detallar en los siguientes pasos.

1. Cebbar la bomba.
2. Colocar el fluido a analizar en el depósito.
3. Verifica que las válvulas de salida se encuentren cerradas para evitar fugas.
4. Encender el interruptor de la bomba.
5. Mediante el uso de las llaves restringir o permitir el paso del fluido a las cajas de control para poder realizar las pruebas de presión y de temperatura.
6. Encender el interruptor de sistema Peltier.
7. Encender el interruptor de resistencia de calentador.
8. Verificar los termómetros el cambio de temperatura.
9. Verificar el flujómetro.
10. Apagar los diferentes interruptores de comandos.
11. Abrir las válvulas de salida para desfogue.
12. Revisar que las presiones de los manómetros se encuentren en cero.
13. Limpiar el recipiente de fluidos.

El uso de este banco de pruebas es muy simple, se recomienda siempre después de cada uso limpiar el depósito de fluido y las cajas de control. Tener en cuenta antes de realizar pruebas tener que cebbar la bomba ya que como no va a pasar en constante trabajo la bomba no siempre va a succionar sin que se le cebe.

4.3.1 Objetivos

- Validar los parámetros experimentales tomados en el banco en comparación de las tablas termodinámicas
- Variar las presiones con las aperturas de las válvulas.
- Sacar el error de los datos experimentales de los teóricos.

4.3.2 Marco teórico

4.3.3 Procedimiento

4.3.4 Tabla de datos

4.3.5 Tabla de resultados

4.3.6 Conclusiones

4.4 TABLA DE GASTOS

A continuación se detalla una tabla de los diferentes gastos que se tuvieron que hacer para la tesis.

Tabla 4.4 gastos realizados.²⁹

DETALLE	COSTO EN USD
Asesoría	700
Materiales	2300
Mano de obra	600
TOTAL	3600

²⁹ Elaborado por pablo Rossignoli/Daniel Izquierdo.

CONCLUSIONES Y RECOMENDACIONES

Conclusiones

1. Como principal conclusión destacamos la importancia del banco de pruebas como instrumento fundamental en el aprendizaje de material teórico dictado en la universidad al aplicarlo prácticamente en este banco de pruebas
2. Se pudo observar que se tiene que cebar la bomba antes de realizar las pruebas ya que como no siempre se utilizara el banco la bomba pasara sin funcionar.
3. Se pudo comprobar el comportamiento de los diferentes fluidos utilizados al exponerlos a diferentes tipos de temperaturas y/o presiones.
4. Se realizo una guía de uso muy sencillo y práctica para la fácil utilización del banco de pruebas termodinámico.
5. Al realizar las diferentes pruebas con los fluidos se encontró un problema; al introducir combustible en el banco destruía el material del cual está hecho el flujómetro que se instalo en el banco y producía un atrancamiento en la bomba por lo cual se concluyo que no se puede realizar con combustible las pruebas en el banco termodinámico.
6. Cuando se realizaron las pruebas con el combustible y el refrigerante se encontró fallas en los diferentes termómetros que se encuentran en el banco termodinámico ya que son abrasivos a la herramienta que mide la temperatura del fluido.
7. Se concluyo que el banco termodinámico solo se puede realizar las diferentes pruebas solo con agua.

Cabe recalcar que la creación de este instrumento está dirigido para el uso didáctico de alumnos en la universidad, así el personal docente contara con una herramienta más para la inducción de temas de termodinámica en especial.

Recomendaciones

1. Después de cada uso realizar siempre la limpieza del depósito del fluido y de las cajas de control.
2. Después de utilizar el banco apagar los interruptores de control de los diferentes elementos eléctricos del banco.
3. Al utilizar una línea o campo de prueba para análisis, restringir el paso de fluido a las otras dos líneas o campos para tener un mejor control de la fase que se está analizando.
4. No utilizar fluidos viscosos o pesados en el banco de pruebas, ya que estos pueden provocar daños a la bomba, y en los termómetros digitales.
5. Verificar que cuando se encuentre encendida la bomba se encuentre agua en el depósito donde succiona la bomba.
6. Después de cada uso del banco siempre abrir las válvulas de salida para que no se quede estancado el fluido en el banco termodinámico.
7. Desconectar el enchufe que controla tanto la fuente de los Peltier, de la resistencia calentadora y de la bomba al finalizar el uso del banco.

BIBLIOGRAFIA

FAIRES/SIMMANG., Termodinámica., Edit. Unión Tipográfica Hispano Americana S.A de C.V., 6ª edición., Mexico.1983.

YUNUS A. CENGEL, MICHAEL A. BOLES., Termodinámica tomo 1., Edit. McGraw Hill., 2ª edición., 1996.

SHAMES., Mecánica de fluidos., Edit. McGraw Hill., 1ª edición., México., 1977.

REYNOLDS W.C PERKINS H.C., Ingeniería Termodinámica. Edit. McGraw Hill., 1980.

LEVENSPIEL OCTAV., Fundamentos de termodinámica., Edit. Hall., México. 1987.

CITADOS WEB

<http://latino619elreyazul.blogspot.es>

Citado <http://www.kryotherm.ru/?tid=23>

<http://amolacienciadlcs.blogspot.com/2011/07/ley-de-boyle.html>

http://es.wikipedia.org/wiki/Ley_de_Boyle-Mariotte

<http://www.foroselectronica.es/f43/ayuda-resistencia-calefactora-6632.html>

<http://acer.forestales.upm.es/basicas/udfisica/asignaturas/fisica/termo1p/calor.html>

http://www.balasalinnova.com/Castellano/Templates/Dosier_Refrigeracion_PC.pdf

<http://www.kryotherm.ru/?tid=23>

<http://www.freshwatersystems.com/p-3622-blue-white-f-550-panel-mount-rotameter>

<http://www.pedrollo.com/pdf/PK%20-%2060Hz%20ES.pdf>

ANEXOS

Planos de banco termodinámico