

T E R



M O



SANDRA
PATRICIA
BLATTER

CLAUDIO
ARIEL
PONCE
ALTAMIRANO



D

I



N

Á



APUNTES DE CÁTEDRA ● CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES
Y AGRIMENSURA

LILIANA
RESTREPO
SÁENZ
(COORD.)

Termodinámica:

enseñanza y aprendizaje
desde un enfoque experimental

M

I

C

A

GUILLERMO
RUBÉN
SÁNCHEZ



MARTA
GABRIELA
STOPPELLO



Termodinámica: enseñanza y aprendizaje desde un enfoque experimental



Termodinámica : enseñanza y aprendizaje desde un enfoque experimental / Lilitiana Restrepo Sáenz ... [et al.] ; coordinación general de Lilitiana Restrepo Sáenz ;. - 1a edición para el alumno -

Corrientes : Editorial de la Universidad Nacional del Nordeste EUDENE, 2023.
Libro digital, PDF - (Apuntes de Cátedra)

Archivo Digital: descarga

ISBN 978-950-656-229-8

1. Física. 2. Ley de Gravedad. 3. Técnicas de Laboratorio. I. Restrepo Sáenz, Lilitiana , coord. II.

CDD 536.7

Coordinación editorial: Graciela Barrios Camponovo

Corrección: Irina Wandelow

Diseño y diagramación: Julia Caplan

REUN
Red de Editoriales
de Universidades
Nacionales



© EUDENE. Coordinación General de Comunicación Institucional,
Corrientes, Argentina, 2023

Queda hecho el depósito que marca la ley 11.723.
Reservados todos los derechos.

25 de Mayo 868 (CP 3400) Corrientes, Argentina.
Teléfono: (0379) 4425006
eudene@unne.edu.ar / www.eudene.unne.edu.ar

Termodinámica: enseñanza y aprendizaje desde un enfoque experimental

LILIANA RESTREPO SÁENZ (COORD.)

SANDRA PATRICIA BLATTER

CLAUDIO ARIEL PONCE ALTAMIRANO

LILIANA RESTREPO SÁENZ

GUILLERMO RUBÉN SÁNCHEZ

MARTA GABRIELA STOPPELLO



LIBRIS

ESTE LIBRO PERTENECE A

.....

.....

APUNTES DE CÁTEDRA



FACULTAD DE CIENCIAS EXACTAS Y
NATURALES Y AGRIMENSURA



Índice

Presentación	6
Capítulo 1	
Presión atmosférica	7
Capítulo 2	
Masa molar de gas ideal.....	14
Capítulo 3	
Coefficiente de compresibilidad de gases reales.....	23
Capítulo 4	
Propiedades de las sustancias puras	31
Sección para docentes.....	43

Presentación

Termodinámica es una asignatura presente en gran parte de los planes de estudio de las carreras universitarias enfocadas en la ciencia y en la ingeniería. La palabra proviene del griego *therme* (calor) y *dynamis* (fuerza), y se puede definir como la *ciencia de la energía*, la cual incluye tanto aspectos de energía como sus transformaciones. Esto permite imaginar la gran variedad de aplicaciones que tiene y la necesidad de que las y los futuros profesionales de estas carreras comprendan los principios básicos de esta ciencia.

El presente texto contiene experiencias prácticas realizadas bajo la dirección de las autoras y los autores, por estudiantes de tercer año de Ingeniería eléctrica, de segundo año del Profesorado en Física, de la Licenciatura en Ciencias Físicas, de segundo año de Bioquímica, del Profesorado en Química y de la Licenciatura en Ciencias Químicas y del Ambiente de la Facultad de Ciencias Exactas, Naturales y Agrimensura (FaCENA) de la Universidad Nacional del Nordeste, durante el dictado de las asignaturas Termodinámica, Laboratorio de calor y termodinámica y Mecánica, calor y termodinámica, respectivamente. Los resultados que se encuentran en este texto fueron tomados de estas experiencias. Es importante resaltar que los datos presentados no son de carácter científico y reflejan únicamente resultados de prácticas experimentales realizadas en el aula, enfocados en la enseñanza y el aprendizaje en la práctica de los y las estudiantes.

Los capítulos que componen *Termodinámica...* están escritos en formato de artículo de investigación y contienen un breve resumen y palabras clave, seguidos de una introducción, materiales y métodos, análisis de resultados y un último apartado de observaciones. Se eligió presentar cada tema en este formato, con el fin de familiarizar a las y los estudiantes con una de las maneras –y tal vez la más utilizada– de difundir los resultados experimentales en ciencias.

Finalmente, la última sección está destinada a docentes y tiene como objetivo permitir que estas experiencias se puedan replicar en diferentes aulas. Con este sentido se detallan los equipos, los materiales utilizados y la metodología aplicada.



Capítulo 1. Presión atmosférica

RESUMEN

Teniendo en cuenta que la presión atmosférica es una magnitud física utilizada en varias de las experiencias en los laboratorios de termodinámica, su determinación de manera precisa es necesaria. En este capítulo se presentan los resultados obtenidos en la medición de la presión atmosférica del laboratorio y la comparación con los valores reportados por el Servicio Meteorológico Nacional (SMN). Las mediciones se realizaron en un barómetro de mercurio construido específicamente en el taller de FaCENA para la experimentación en el laboratorio.

Palabras clave: Torricelli, barómetro, gravedad, densidad, latitud

Los datos presentados en este documento son de carácter académico y no representan resultados de investigaciones científicas.

INTRODUCCIÓN

En 1630 Giovanni Battista Baliani, ingeniero genovés, experto en temas hidráulicos, comparó la presión de la atmósfera sobre los cuerpos en la superficie terrestre con la que soportan los cuerpos que se encuentran en el fondo profundo del mar (Herrera, 2012).

El matemático Evangelista Torricelli, conociendo las ideas de Baliani y de su maestro Galileo Galilei, realizó un experimento en el que calibró la presión atmosférica y comprobó la existencia del vacío. Su experiencia consistió en introducir mercurio en el interior de un tubo de 1 m de longitud, abierto por un extremo y cerrado por el otro. Una vez que el tubo estuvo completamente lleno, se invirtió la posición y se volcó en un recipiente que, a su vez,



contenía mercurio. Después, observó que la columna descendía parcialmente y se detenía a una altura aproximada de 76 cm. Torricelli interpretó que el espacio que quedaba libre estaba vacío y que la altura de la columna de mercurio dependía de la fuerza que el aire ejercía sobre la superficie del mercurio de la cubeta (Herrera, 2012).

Posteriormente, realizó repeticiones del experimento y llegó a concluir que:

- «El peso ejercido por las capas de aire ejercen una presión real sobre el mercurio de la cubeta y esta presión provoca la elevación del mercurio en el tubo. Es decir que la columna de mercurio en el tubo se mantiene debido a la presión atmosférica transmitida a través del mercurio y, al no haber gas, el mercurio se eleva hasta que su peso es suficiente para equilibrar la fuerza que el aire exterior ejerce sobre la superficie de la cubeta». (Herrera, 2012, p. 10)
- «Al observar pequeñas variaciones en la elevación del mercurio, que le indujeron a pensar que estas podrían deberse a fluctuaciones en las condiciones atmosféricas y que estuviesen relacionadas con las variaciones de la presión del aire atmosférico. De otro modo, que la altura de la columna no solo varía con la presión, sino también con la temperatura del aire». (Herrera, 2012, pp. 10-11)

Presión atmosférica

En la actualidad se define a la presión atmosférica como la fuerza por unidad de área que experimenta cualquier superficie expuesta a la atmósfera de la tierra, ya que es igual al peso por unidad de área de la columna de aire que está encima de ella. Dicha magnitud depende de la localización y de las condiciones climáticas.

La presión atmosférica se calcula a partir de la medición de las alturas del fluido en cada rama de un barómetro de mercurio, que tiene una densidad conocida. Se determina con la siguiente ecuación:

$$P_{atm} = \rho g \Delta h \tag{1.1}$$

Donde:

- P_{atm} : Presión atmosférica
- ρ : Densidad del mercurio
- g : Aceleración de la gravedad del lugar
- Δh : Diferencia de las alturas medidas ($h_2 - h_1$)

Corrección de la densidad de un fluido

La densidad de los fluidos medida a una temperatura diferente a los 0 °C requiere ser corregida (Ecuación 1.2) conociendo el coeficiente de expansión volumétrico de la sustancia (l'Organisation Internationale de Métrologie Légale/Organización Internacional de Metrología Legal [OIML], 2011).

$$\rho_{Hg}(T) = \frac{\rho_{Hg}(0^\circ)}{1 + \gamma_{Hg}T} \quad (1.2)$$

Donde:

- $\rho_{Hg}(T)$: Densidad del mercurio (Hg) a la T requerida
- $\rho_{Hg}(0^\circ)$: Densidad del Hg a $0^\circ\text{C} = 13595.1 \text{ kg / m}^3$
- γ_{Hg} : Coeficiente de expansión volumétrico del Hg = $0.0001812 \text{ }^\circ\text{C}^{-1}$
- T: Temperatura del laboratorio [$^\circ\text{C}$]

Corrección de la aceleración de la gravedad del lugar

Se puede hacer por latitud, altitud o tiempo.

Por latitud. Se realiza debido a que la aceleración de la gravedad es mayor conforme nos acercamos a los polos y es menor en el Ecuador. También es afectada, pero en menor proporción, por la fuerza centrífuga por efecto de la rotación, que es menor en los polos y mayor en el Ecuador, y tiene un sentido contrario a la fuerza de gravedad.

En 1992, l'Organisation Internationale de Métrologie Légale (OIML), en su boletín 127, sugiere la Ecuación 1.3 para realizar la corrección de la aceleración de la gravedad de acuerdo con la latitud (Thulin, 1992, p. 45).

$$g = g_e (1 + f^* \text{sen}^2 \phi - 0.0000058 \text{ sen}^2(2\phi)) \quad (1.3)$$

Donde:

- g: Aceleración de la gravedad [m/s^2]
- g_e : Aceleración de la gravedad en el Ecuador ($\phi = 0$)
- $g_e = 9.780318 \text{ m/s}^2$
- f^* : Aplastamiento gravitacional
- $f^* = 0.0053024$
- ϕ : Latitud del lugar [$^\circ$]

Esta ecuación ha sido citada por diferentes autores en diversas notas e investigaciones (Aranda Contreras, 2001; Ramos Aguilar *et al.*, 2012; Griem Klee, 2016).

También se puede calcular haciendo el ajuste de la curva de los valores tabulados (Tabla 1) y calculando la aceleración de la gravedad para la latitud del lugar con la ecuación resultante del ajuste.

Tabla 1. Valores de la gravedad según la latitud del lugar

LATITUD	g (m/s²)
0	9.78039
10	9.78195
20	9.78641
30	9.79329
40	9.80171
50	9.81071
60	9.81918
70	9.82608
80	9.83059
90	9.83217

Fuente: Rela, Perazzo y Castiglioni (1993).

MATERIALES Y MÉTODOS

En esta experiencia se utilizaron barómetros de mercurio fabricados en FaCENA, que se encuentran ubicados en el laboratorio de Termodinámica y calor (ciudad de Corrientes). El diagrama representativo del barómetro se muestra en la Figura 1 y se observan las alturas h_1 y h_2 medidas desde el punto 0 (origen de referencia).

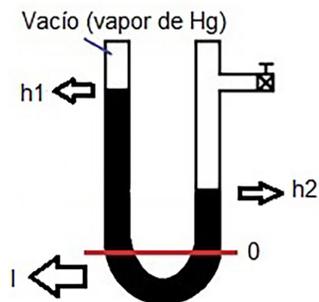


Figura 1. Representación esquemática de los barómetros de mercurio utilizados en la experiencia.

Si se observa el esquema (Figura 1), se puede ver que, sin importar la elección del origen del sistema de referencia, las determinaciones de las alturas h_1 y h_2 están relacionadas entre sí, por lo que la suma de ambas alturas (h_1 y h_2) y el recorrido que va desde la marca de referencia 0 de un brazo al otro (l) siempre será un valor constante (c).

Entonces:

$$\begin{aligned}h_1 + h_2 + l &= cte = c \\h_1 &= h_2 + (c - l)\end{aligned}$$

Siendo: $(c - l) = cte = B$

$$h_1 = -h_2 + B \tag{1.4}$$

En la Ecuación 1.4 se puede observar que la determinación de la altura h_1 es una función lineal de la altura h_2 . La relación tiene pendiente -1 y ordenada al origen B.

Para minimizar los errores en las mediciones de Δh , se realizó una serie de determinaciones previas de h_1 y h_2 . Esto se hizo conectando el barómetro a una bomba de vacío y haciendo variar las alturas de las columnas de mercurio. Posteriormente, mediante una regresión por método de cuadrados mínimos, se determinó el valor de la constante B (ordenada al origen en la expresión 1.4).

El conocimiento de la relación (1.4) para el barómetro del laboratorio permite calcular la presión atmosférica midiendo la altura de una sola de las columnas de mercurio.

Con las ecuaciones de ajuste para cada barómetro, las correcciones de la densidad del mercurio debido a la temperatura mediante la Ecuación 1.2 y de aceleración de la gravedad (Ecuación 1.3), y midiendo la altura h_1 de la columna de mercurio al inicio y final de cada clase, se procedió a medir la presión atmosférica.

RESULTADOS Y ANÁLISIS

Se graficaron los valores de las alturas h_1 y h_2 para cada uno de los barómetros del laboratorio. Sin embargo, solamente se presentan los datos del barómetro 2 (Gráfico 1).

En el gráfico se observa que existe una relación de proporcionalidad entre las alturas de la columna de mercurio. Realizando un ajuste lineal, se obtiene la ecuación de cada uno de los barómetros (Tabla 2). De esta forma, es posible obtener la variación de la altura (Δh) a partir de la medición de h_1 únicamente.

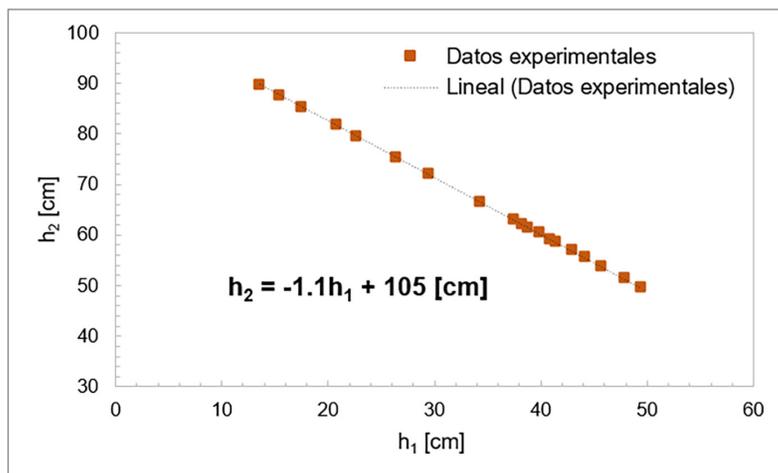


Gráfico 1. Determinación de la relación entre las alturas de las dos columnas de mercurio. Calibración del barómetro.

Tabla 2. Ajuste lineal de las alturas de los barómetros

<u>BARÓMETRO</u>	<u>ECUACIÓN</u>	<u>R²</u>
1	$h_2 = -1.0 h_1 + 80.4$	0.99
2	$h_2 = -1.1 h_1 + 105.0$	0.99

Con el fin de obtener varios resultados de presión atmosférica y compararlos con la presión atmosférica suministrada por el SMN para la ciudad de Corrientes en el mismo momento de las mediciones, se midió la altura h_1 en cada uno de los barómetros y mediante las ecuaciones de la Tabla 2 se determinó la altura h_2 para luego calcular Δh . Esto se hizo todos los días en que las y los estudiantes asistieron al laboratorio.

La presión atmosférica del laboratorio se determinó teniendo en cuenta las correcciones de densidad y aceleración de la gravedad. Estos resultados se compararon con las presiones del SMN y teniendo como referencia la presión atmosférica normal (Gráfico 2).

En el Gráfico 2 se muestran los valores registrados con el barómetro 2 durante experimentaciones hechas en 2018. Con el barómetro 1, se obtienen tendencias similares a las mostradas con el barómetro 2.

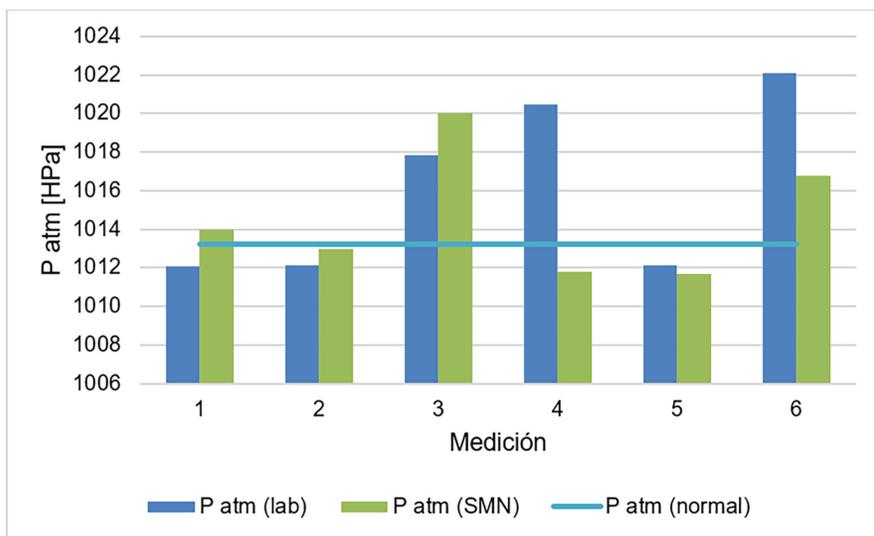


Gráfico 2. Comparación de la presión atmosférica del SMN y del laboratorio (datos del barómetro 2).

OBSERVACIONES

Esta experiencia es una de las primeras en realizarse durante el desarrollo de la asignatura y permite introducir a las y los estudiantes en el trabajo experimental en laboratorio, en las técnicas de análisis de resultados mediante el uso de hojas de cálculo y en la escritura de sus primeros informes experimentales.

Con la experiencia práctica presentada, se desarrollan conceptos teóricos de la física como *presión atmosférica*, *temperatura* y *expansión térmica*.



Capítulo 2. Masa molar de gas ideal

RESUMEN

Se presentan la metodología y los resultados obtenidos en la determinación de la masa molar de dos gases refrigerantes (R-134 y R-22) y del dióxido de carbono (CO_2), a partir de la ecuación general de los gases ideales.

Palabras clave: masa molar, ecuación de estado, Boyle, Avogadro, Charles

Los datos presentados en este documento son de carácter académico y no representan resultados de investigaciones científicas.

INTRODUCCIÓN

En 1662, el físico y químico Robert Boyle, junto con su alumno Robert Hooke, estudió el cambio de presión que experimentaba un gas cuando se variaba su volumen. De esta manera, Boyle propuso una expresión para los cambios de presión y volumen de un gas, la denominada ley de Boyle (Cengel y Boles, 2011).

Posteriormente, alrededor de 1787, el matemático francés Jacques Charles experimentó el cambio en el volumen de un gas al someterlo a variaciones en la temperatura y planteó así lo que hoy se conoce como ley de Charles (Abreu León, 2011).

En 1800, el químico y físico francés Joseph Louis Gay-Lussac estudió la relación entre la temperatura y la presión de un gas, y propuso la denominada ley de Gay-Lussac (Abreu León, 2011).

Complementando el trabajo de sus antecesores, en 1811 el científico italiano Amadeo Avogadro publicó una hipótesis en la que relacionó el volumen de un gas con el número de moléculas que posee, conocida como la ley de Avogadro (Chang y College, 2002).



Ley de Boyle

«La presión ejercida por una fuerza física es inversamente proporcional al volumen de una masa gaseosa, siempre y cuando su temperatura se mantenga constante (proceso isotérmico)» (Chang y College, 2002).

$$\begin{aligned} \text{Si } T = Cte \quad \text{entonces:} \quad & PV = Cte \\ & P_1 V_1 = P_2 V_2 \end{aligned} \quad (2.1)$$

Ley de Charles

«Si se mantiene la presión constante (proceso isobárico) sobre una cantidad dada de gas ideal, el volumen del gas aumentará en la misma proporción en que aumente su temperatura absoluta» (Chang y College, 2002).

$$\begin{aligned} \text{Si } P = Cte \quad \text{entonces:} \quad & \frac{V}{T} = Cte \\ & \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \end{aligned} \quad (2.2)$$

Ley de Gay-Lussac

«Si se mantiene el volumen constante (proceso isocórico), la presión de un gas aumenta en la misma proporción en la que aumenta su temperatura absoluta» (Chang y College, 2002).

$$\begin{aligned} \text{Si } V = Cte \quad \text{entonces:} \quad & \frac{P}{T} = Cte \\ & \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \end{aligned} \quad (2.3)$$

Ley de Avogadro

«A presión y temperatura constante, el volumen de un gas es directamente proporcional al número de moles del gas presente» (Chang y College, 2002).

$$\text{Si } P \text{ y } T = Ctes \quad \text{entonces:} \quad \frac{V}{n} = cte$$

Gases ideales

Un comportamiento ideal supone que las moléculas en estado gaseoso no ejercen fuerza alguna entre ellas y el volumen de las moléculas es pequeño en comparación con el recipiente que las contiene (Cengel y Boles, 2011).

Ecuación general de los gases ideales

Al combinar tres de estas leyes se tiene que:

$$\text{Ley de Boyle} \quad V \propto \frac{1}{P}$$

$$\text{Ley de Charles} \quad V \propto T$$

$$\text{Ley de Avogadro} \quad V \propto n$$

$$\text{Por lo que: } V \propto \frac{nT}{P}$$

$$PV = nRT \quad (2.4)$$

Donde:

- R: Constante universal de los gases ideales
- n: Número de moles
- V: Volumen
- T: Temperatura
- P: Presión

Masa molar de los gases

Se define como la masa (en gramos o kilogramos) de 1 mol de unidades (átomos o moléculas) de una sustancia.

$$n = \frac{m}{M} \quad (2.5)$$

Donde:

- m: Masa del gas.
- n: Número de moles.
- M: Masa molar.

Es la medida del peso exacto de la materia presente en los cuerpos y relaciona la masa de una sustancia y el número de partículas que la componen (Chang y College, 2002).

MATERIALES Y MÉTODOS

En esta experiencia se utilizaron los siguientes materiales: un juego de manómetros, un cilindro de prueba, una bomba de vacío, balanza y los gases Nitrógeno, CO₂, R-134a y Freón-22. El juego de manómetros y los dos últimos gases mencionados se emplean en refrigeración. En la Figura 1 se puede observar el montaje de la experiencia.

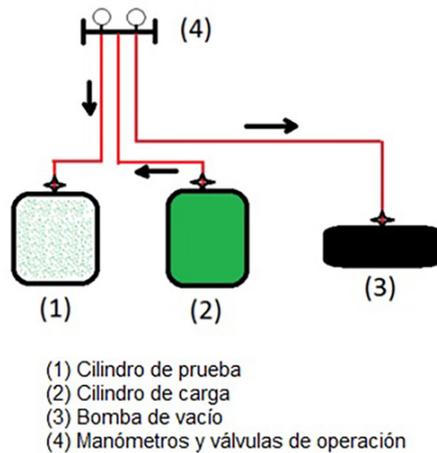


Figura 1. Montaje experimental.

Inicialmente, es necesario medir el peso vacío (tara) y el volumen del cilindro de prueba. Este procedimiento es posible realizarlo de dos maneras diferentes:

- a. Cargar el cilindro de prueba con un gas pesado y conocido (R-134), con el fin de evidenciar la variación en el peso e ir disminuyendo el contenido del gas dentro del cilindro, haciendo vacío y registrando la variación hasta obtener tres mediciones consecutivas constantes.

Luego, cargar el cilindro con nitrógeno gaseoso ya que este gas, en condiciones normales, se comporta como un gas ideal, nivelar la presión del interior con la presión atmosférica y pesar el cilindro.

Partiendo de la definición de que el volumen de un gas es igual al volumen del recipiente que lo contiene, el volumen del cilindro se calcula con la Ecuación 2.4, utilizando la constante R del nitrógeno gaseoso.

- b. Cargar el cilindro con nitrógeno gaseoso a una presión de 1 atm, medir la temperatura y pesarlo. Continuar el procedimiento sacando nitrógeno del cilindro y variando la presión. Hacerlo para más de tres presiones diferentes.

Graficar la presión del cilindro en función de la masa total (m_t) y a partir de la ecuación de ajuste que se obtiene y la definición de que la masa total es la suma de la masa del gas y la masa del cilindro vacío, se define la tara y se calcula el volumen del cilindro.

Después de tener los datos de la tara y el volumen del cilindro, con el fin de calcular la masa molar, se cargó el cilindro de prueba con el gas de trabajo, por encima de la presión atmosférica. Se niveló la presión del interior del cilindro con la presión atmosférica y se pesó.

Este procedimiento se repitió 10 veces.

Finalmente, con la ecuación de gases ideales (Ecuación 2.1), utilizando la constante universal R, se calculó la masa molar del gas para cada uno de los 10 ensayos y se realizó un análisis estadístico.

El cálculo de la masa molar se realizó para tres gases diferentes (R-134a, R-22 y CO₂), siguiendo el procedimiento descrito anteriormente.

RESULTADOS Y ANÁLISIS

- a. Para determinar la tara de los cilindros se graficó la variación del peso a medida que se fue haciendo más vacío (Gráfico 1). Se pesó hasta que hubo tres pesadas consecutivas constantes (óvalo).

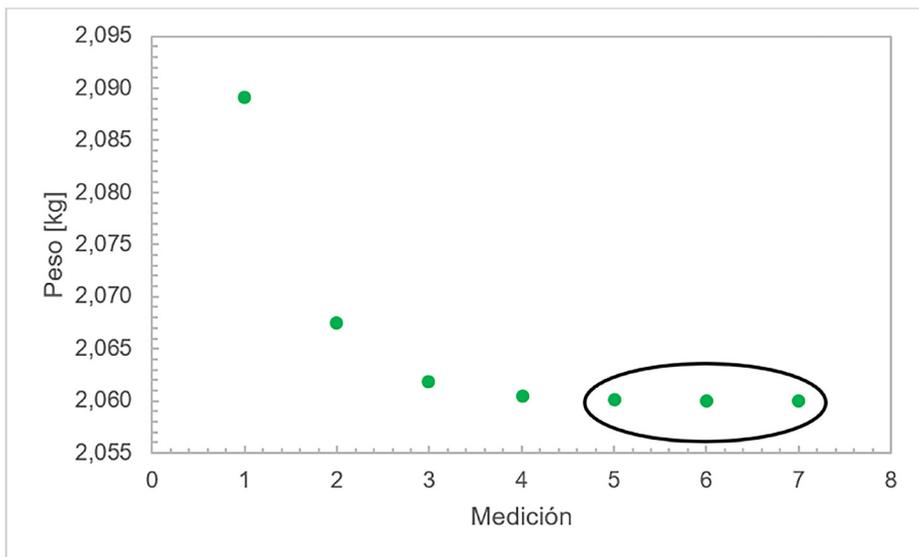


Gráfico 1. Peso del cilindro de prueba vacío.

La tara del cilindro es el promedio de las últimas tres pesadas (óvalo), que tienen una desviación estándar de 0.0001.

Teniendo como base la tara, la constante R del nitrógeno gaseoso, la presión atmosférica y la temperatura ambiente, así como los pesos medidos del cilindro con el nitrógeno adentro, se calculó el volumen total del cilindro. Estos resultados se graficaron, se calculó el promedio y la desviación estándar (Gráfico 2). Las barras de error corresponden a la desviación estándar de los datos.

- b. La otra forma de calcular la tara y el volumen del cilindro fue graficando la masa total en función de la presión del cilindro (Gráfico 3).

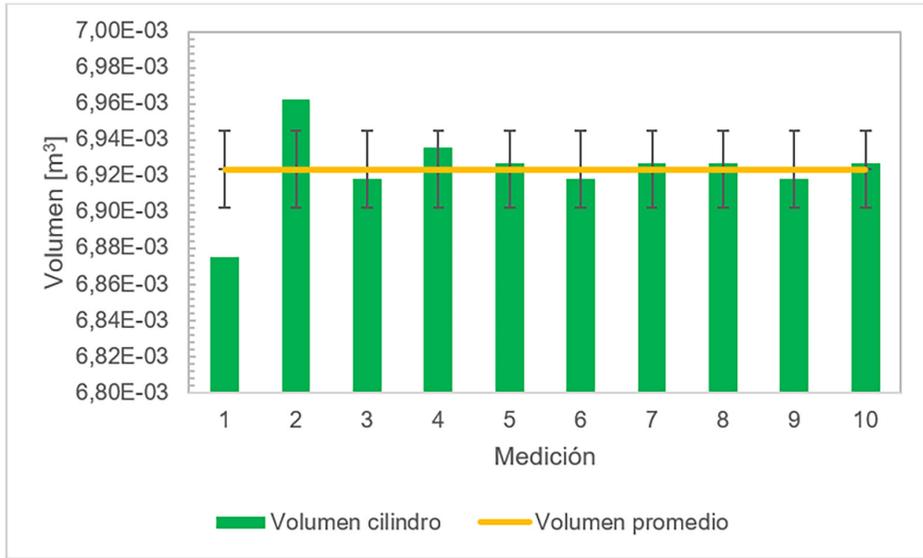


Gráfico 2. Volumen del cilindro de prueba.

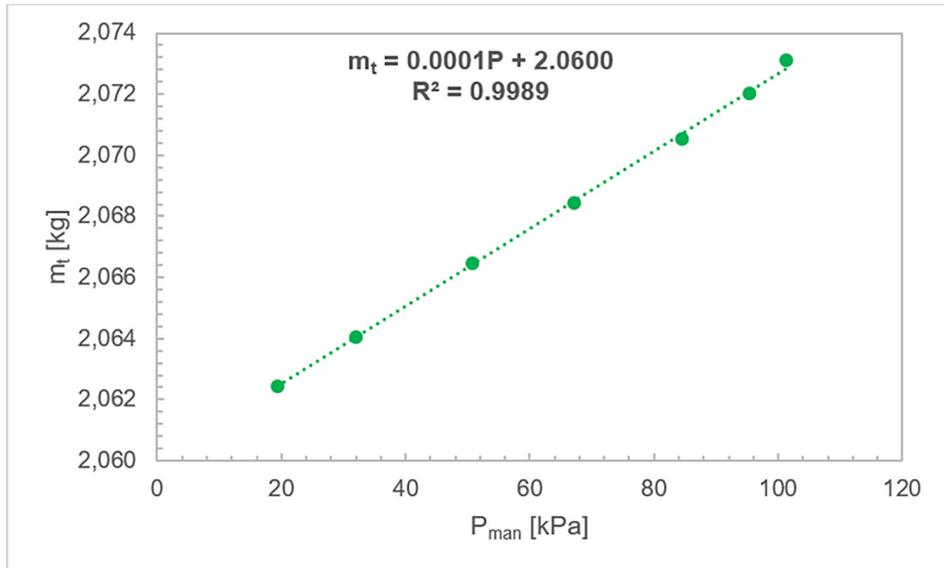


Gráfico 3. Masa total y presión del cilindro.

Como se dijo anteriormente, la ecuación de ajuste indica que el intercepto es la tara y el término de la pendiente por la presión es la masa del gas, ya que:

$$m_t = m_g + tara$$

Comparándola con la ecuación de ajuste $m_t = a P + b$, se tiene que: $m_g = a P$

Utilizando las ecuaciones las ecuaciones 2.4 y 2.5, en donde resulta que $m = \frac{VP}{R_x T}$, se puede concluir que $a = \frac{V}{R_x T}$ y, por lo tanto, $V = a R_x T$.

Con los valores de volumen y tara obtenidos, se calculó la masa molar de cada uno de los gases trabajados y se graficó con el promedio y la desviación estándar. Adicionalmente, se compararon los resultados con los valores teóricos de las masas molares de los gases.

Para el dióxido de carbono (CO_2) se obtuvo una masa molar promedio de 44.49 g/mol, una desviación estándar de 0.06 (Gráfico 4) y su valor teórico es 44.01 g/mol.

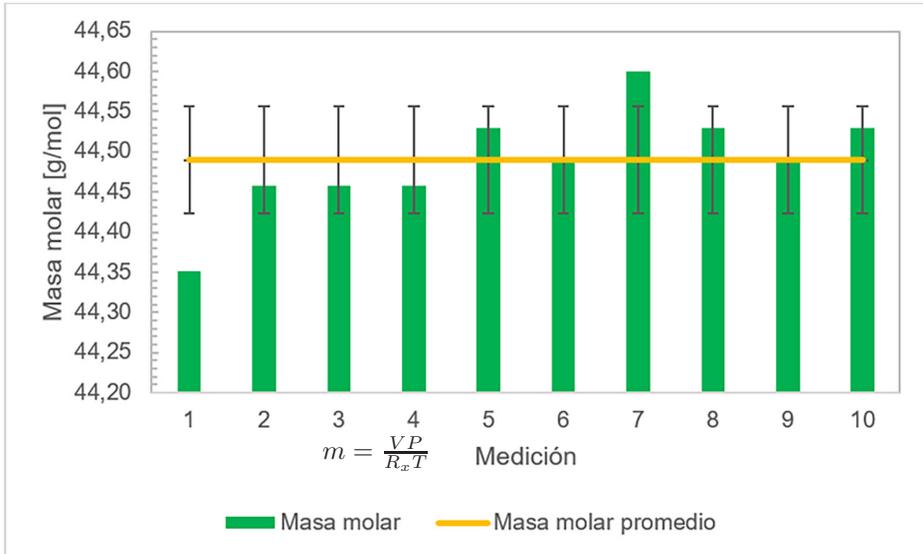


Gráfico 4. Masa molar del CO_2 .

El refrigerante 134a es el 1,1,1,2-Tetrafluoroetano y tiene una masa molar de 102.03 g/mol, por lo que se obtuvo un valor promedio de 104.56 g/mol, con una desviación estándar 0.20 (Gráfico 5).

Experimentalmente se obtuvo que el R-22 o clorodifluorometano tiene una masa molar de 87.21 g/mol, con una desviación estándar 0.09 (Gráfico 6). El valor teórico de su masa molar es 86.47 g/mol.

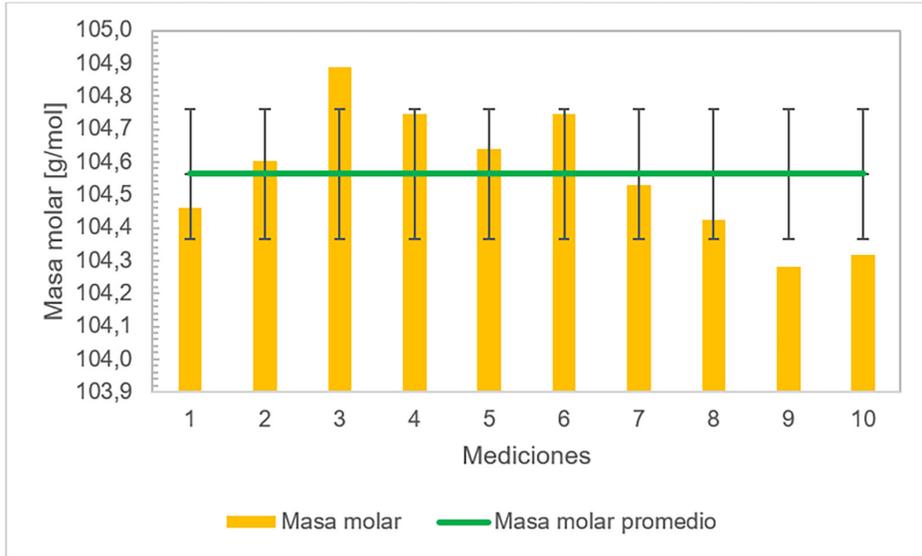


Gráfico 5. Masa molar del R-134a.

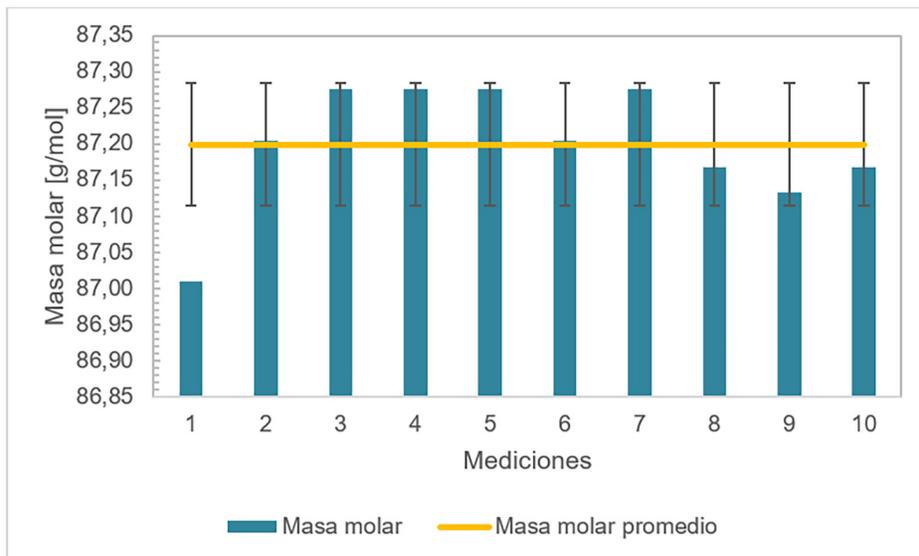


Gráfico 6. Masa molar del R-22.

De esta manera se pudo establecer que para el caso del CO_2 se tuvo un error experimental del 1.1%, para el R-134a fue de 2.5% y para el R-22 de 0.9%.

OBSERVACIONES

Con la experiencia práctica presentada, se desarrollan conceptos teóricos de la física como son la teoría cinética de los gases y la ecuación de estado de gases ideales. La experiencia permitió obtener valores aproximados de la masa molar de los gases CO_2 , R-134a y R-22. Los datos fueron recolectados en ensayos realizados durante las clases.



Capítulo 3. Coeficiente de compresibilidad de gases reales

RESUMEN

Se presentan los resultados del cálculo del coeficiente de compresibilidad (z) del R-22 y el R-134a utilizando metodologías experimentales basadas en métodos de cálculo teóricos.

Palabras clave: idealidad, volumen específico, desviación.

Los datos presentados en este documento son de carácter académico y no representan resultados de investigaciones científicas.

INTRODUCCIÓN

Los gases se desvían del comportamiento de gas ideal en estados cercanos a la región de saturación y el punto crítico. Esta desviación a temperatura y presión especificadas se toma en cuenta con exactitud mediante la introducción del factor de compresibilidad (Z), que se define como (Cengel y Boles, 2011):

$$Z = \frac{Pv}{RT} \quad (3.1)$$

Donde:

- P: Presión del gas
- v: Volumen específico del gas
- R: Constante específica del gas
- T: Temperatura del gas



Partiendo de la ecuación de gases ideales en donde:

$$v_{\text{ideal}} = \frac{RT}{P} \quad (3.2)$$

P: Presión del gas

v_{ideal} : Volumen específico del gas en condiciones ideales

R: Constante específica del gas

T: Temperatura del gas

Y reemplazando en la Ecuación 3.1 se tendrá:

$$Z = \frac{v}{v_{\text{ideal}}} \quad (3.3)$$

Donde:

v: Volumen específico del gas

v_{ideal} : Volumen específico del gas en condiciones ideales

Entonces, el factor de compresibilidad Z para gases ideales es igual a 1 y para los gases reales deberá ser mayor o menor que la unidad. Cuanto más lejos se encuentra Z de la unidad, mayor es la desviación del gas con respecto al comportamiento ideal.

Los gases se comportan de manera diferente a determinadas presiones y temperatura, pero lo hacen muy similar a temperaturas y presiones normalizadas en cuanto a sus temperaturas (T_c) y presiones críticas (P_c). Esta normalización se hace de la siguiente manera:

$$P_r = \frac{P}{P_c} \quad T_r = \frac{P}{T_c} \quad (3.4) \text{ y } (3.5)$$

Donde:

P_r : Presión reducida

T_r : Temperatura reducida

El factor Z es aproximadamente el mismo para todos los gases de igual temperatura y presiones reducidas, y recibe el nombre de principio de los estados correspondientes. Este comportamiento dio origen a las cartas gráficas de compresibilidad generalizadas, que pueden ser utilizadas para todos los gases.

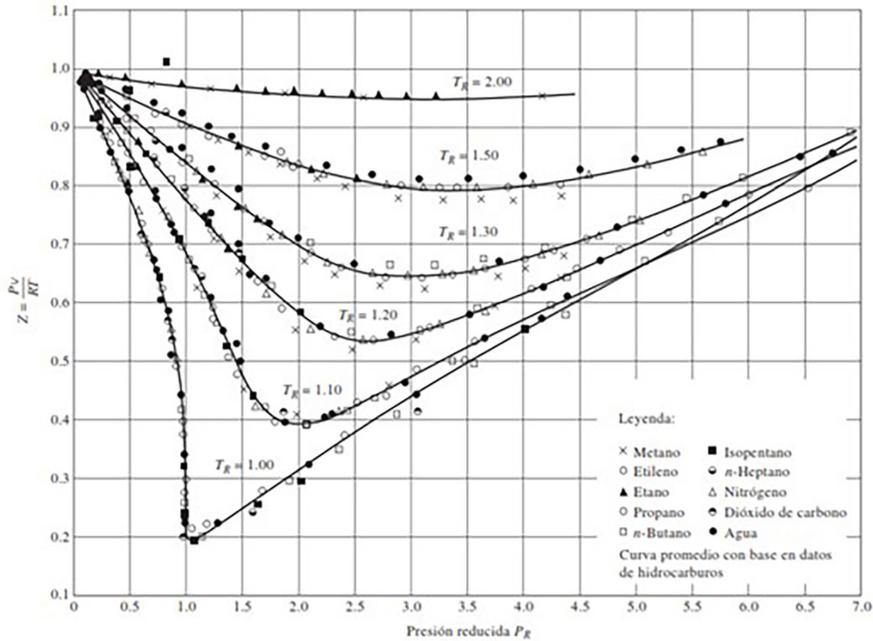


Figura 1. Carta de compresibilidad Z para diferentes gases (Cengel y Boles, 2011).

Otra forma de trabajo con gases en condiciones no ideales es disponer de ecuaciones de estado corregidas (más complejas). La primera y más simple de estas ecuaciones es la de Van Der Waals (1873), pues introduce dos efectos no considerados en el modelo ideal: 1) Las fuerzas de atracción intermoleculares, y 2) El volumen ocupado por las moléculas.

$$\left(P + \frac{a}{v^2}\right)(v - b) = R_x T \quad (3.6)$$

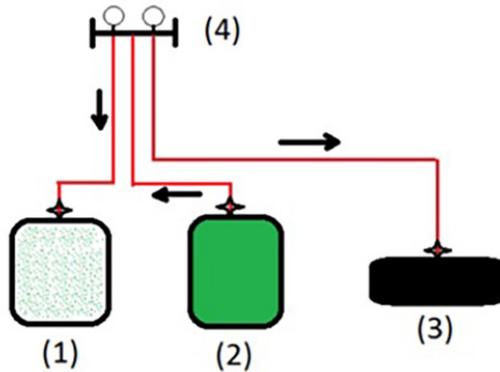
Donde: a y b son constantes experimentales particulares de cada gas.

$$a = \frac{27R^2T_c^2}{64P_c} \quad b = \frac{RT_c}{8P_c} \quad (3.7) \text{ y } (3.8)$$

MATERIALES Y MÉTODOS

Para realizar esta experiencia, se utilizaron los gases 1,1,1,2-Tetrafluoroetano $C_2F_4H_2$ (R-134a) y clorodifluorometano $HCICF_2$ (R-22).

El esquema del montaje de la experiencia se muestra en la Figura 2.



- (1) Cilindro de prueba
- (2) Cilindro de carga
- (3) Bomba de vacío
- (4) Manómetros y válvulas de operación

En el cilindro de prueba se introdujo gas a una presión determinada, la que se midió con un manómetro. Adicionalmente, y gracias al diseño de los cilindros que cuenta con un portasensores de cobre, se midió la temperatura del interior con un termistor calibrado previamente.

Posteriormente, el cilindro se pesó en una balanza y se registraron los valores. Este procedimiento se triplicó para una misma presión y se hizo con tres presiones diferentes.

Con los datos de tara y volumen de cada cilindro que se midieron previamente para la experiencia de gases ideales, se calculó la masa de gas dentro del cilindro y el volumen específico de dicho gas (v). El volumen específico es el volumen total dividido la masa del gas [m^3/kg].

Con la Ecuación 3.2 se calculó el volumen específico del gas en condiciones ideales (v_{ideal}) y, con estos dos valores y la Ecuación 3.3, se calculó el coeficiente de compresibilidad Z .

Estos valores se promediaron y se obtuvo un $Z_{experimental}$ para cada presión.

Por otro lado, con la presión y temperaturas medidas, y basándose en el principio de estados correspondientes, se calcularon la presión y temperatura reducidas (Ecuación 3.4) y se determinó un valor de Z ($Z_{gráfico}$) a partir del diagrama de compresibilidad (Figura 3).

Utilizando la ecuación de Van der Waals (Ecuación 3.5) y técnicas de resolución matemática, como puede ser la iteración (Solver en Excel), se calculó el v específico (v_{vw}) utilizando las ecuaciones para a y b (Ecuación 3.6 y 3.7), como también los valores de presión y temperatura medidos.

Con este valor de volumen (v_{vw}), el v_{ideal} calculado previamente y la Ecuación 3.3, se calculó un nuevo valor de Z (Z_{vw}).

Finalmente, utilizando las tablas de propiedades termodinámicas de cada uno de los gases utilizados –disponibles en la bibliografía–, se buscaron los valores de volumen específico a las presiones y temperaturas medidas, como asimismo se calculó un nuevo coeficiente Z (Z_{tabulado}).

Se graficaron los valores de Z con respecto a la presión, con el fin de comparar los resultados obtenidos mediante los diferentes métodos.

RESULTADOS Y ANÁLISIS

Refrigerante R-22

En el Gráfico 1 se muestran los resultados de Z obtenidos, a partir de las mediciones en el laboratorio de FaCENA.

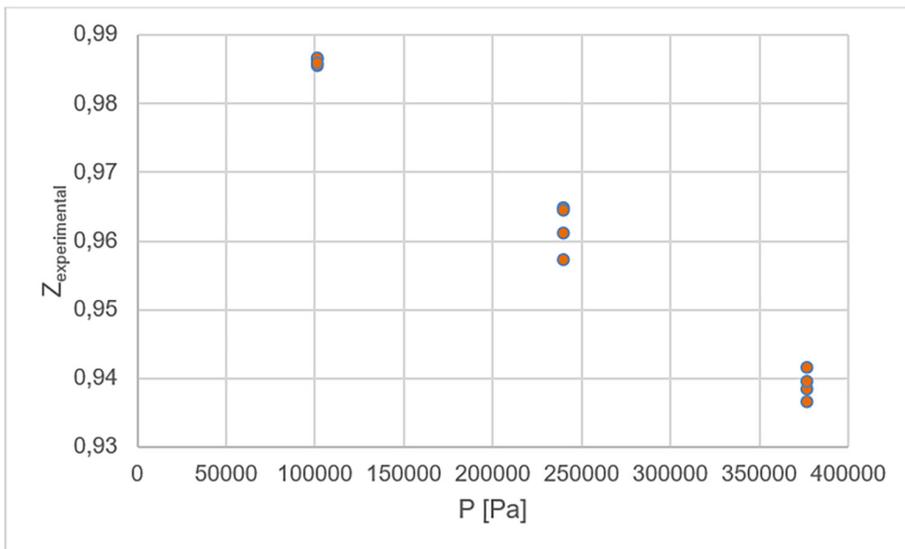


Gráfico 1. Resultados experimentales del coeficiente de compresibilidad Z para el R-22.

Estos resultados se promediaron y se calculó la desviación estándar.

Tabla 1. Resultados experimentales del coeficiente de compresibilidad Z para el R-22

T [°C]	P _{ABS} [Pa]	Z _{EXPERIMENTAL}	DESVEST Z
23.5	101210	0.98613	0.00051
24.0	239105	0.96194	0.00349
24.0	377000	0.93910	0.00214

Siguiendo los pasos expresados en la metodología, se determinaron los demás valores de Z, obteniendo los siguientes resultados:

Tabla 2. Coeficiente de compresibilidad para R-22 calculado por 4 métodos diferentes

<u>P [kPa]</u>	<u>Z_{MEDIDO}</u>	<u>Z_{GRAFICO}</u>	<u>Z_{VW}</u>	<u>Z_{TABULADO}</u>	<u>DESV EST</u>
101.2	0.99	0.99	0.99	0.99	0.0029
239.1	0.96	0.96	0.98	0.97	0.0066
377.0	0.94	0.94	0.96	0.95	0.0098

En el Gráfico 2 se muestran los resultados de Z obtenidos para cada presión, por los cuatro métodos diferentes.

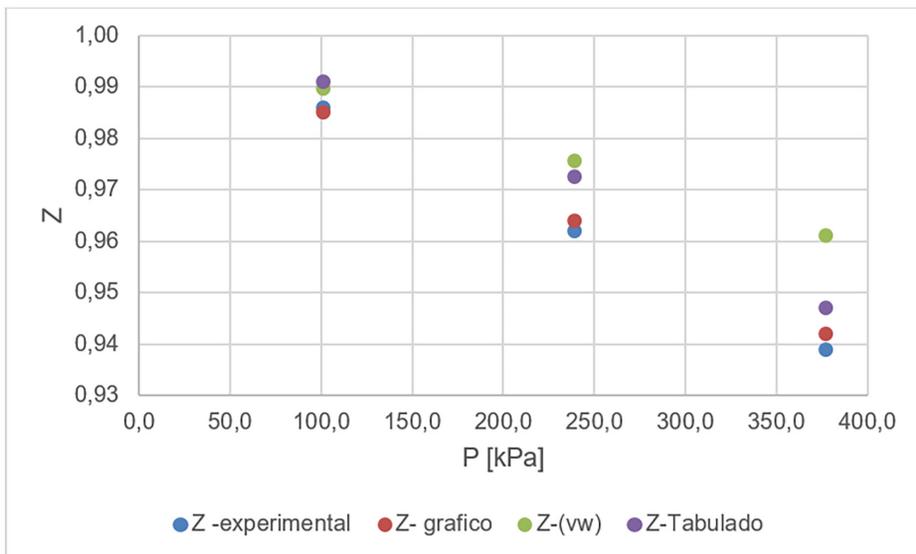


Gráfico 2. Comparación del coeficiente de compresibilidad para R-22 calculado por 4 métodos diferentes.

Se observa que para la mayor presión (377 kPa) el resultado de Z_{vw} se aleja de los demás, lo que se ve reflejado en la desviación estándar (0.0098). A menor presión, los valores son más homogéneos (desv est = 0.0029).

Refrigerante R-134

Para el caso del R-134, los resultados obtenidos fueron:

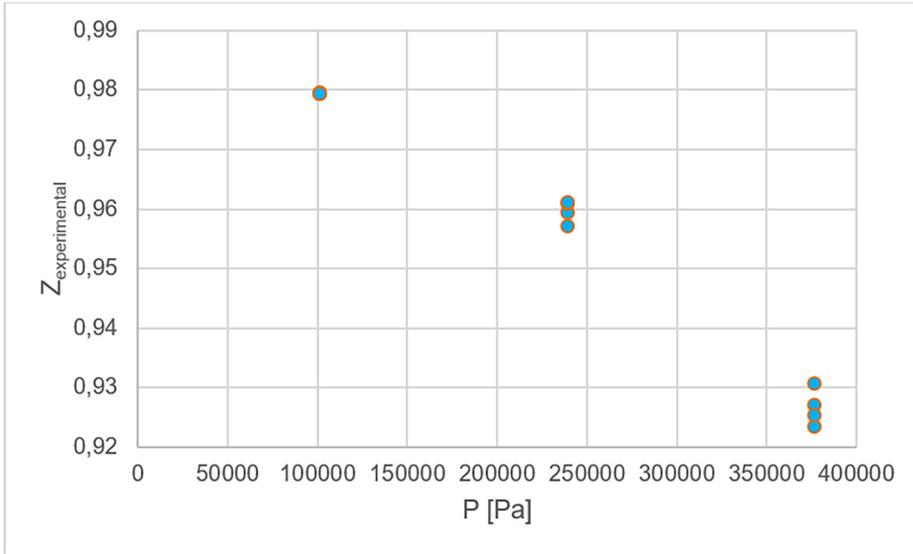


Gráfico 3. Resultados experimentales del coeficiente de compresibilidad Z para el R-134a.

Tabla 3. Resultados experimentales del coeficiente de compresibilidad Z para el R-134a

T [°C]	P_{ABS} [Pa]	$Z_{\text{EXPERIMENTAL}}$	DESVEST Z
23.81	100880	0.97953	0.00014
23.89	238775	0.95966	0.00185
24.05	376670	0.92668	0.00308

La comparación de los diferentes valores calculados de Z se muestra en la Tabla 4 y en el Gráfico 4:

Tabla 4. Coeficiente de compresibilidad para R-134a calculado por 4 métodos diferentes

P [kPa]	$Z_{\text{EXPERIMENTAL}}$	Z_{GRAFICO}	Z_{VW}	Z_{TABULADO}	DESVEST
101.3	0.98	0.98	0.98	0.99	0.0048
238.8	0.96	0.96	0.97	0.95	0.0081
376.7	0.93	0.93	0.95	0.92	0.0130

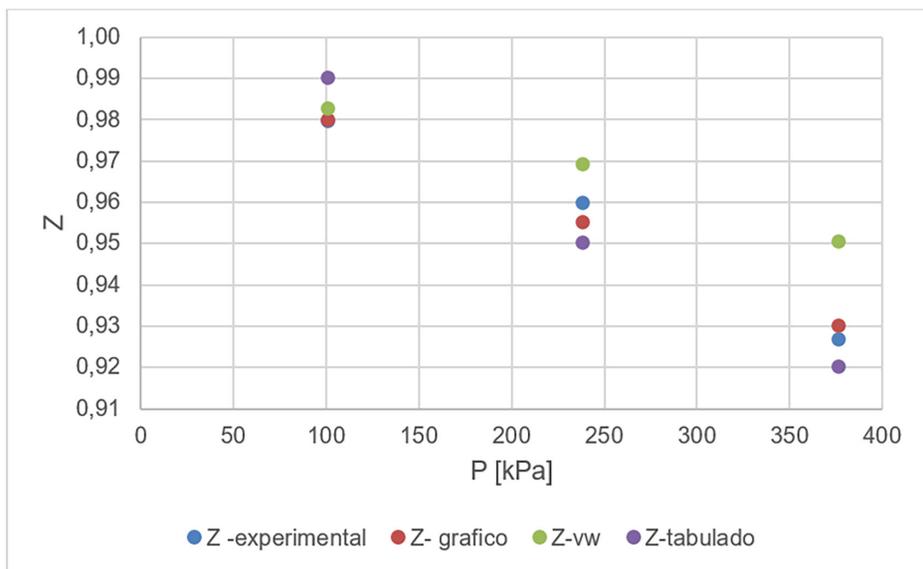


Gráfico 4. Comparación del coeficiente de compresibilidad para R-134 calculado por 4 métodos diferentes.

En el refrigerante R-134a se repite el comportamiento del R-22 en cuanto a los valores de los diferentes Z.

OBSERVACIONES

Esta experiencia guía a las y los estudiantes a evidenciar la desviación del comportamiento ideal de gases refrigerantes utilizando diferentes métodos.

Esta experiencia permite obtener valores experimentales del coeficiente de compresibilidad de los gases R-134a y R-22 para compararlos con valores obtenidos por diferentes métodos teóricos.



Capítulo 4. Propiedades de las sustancias puras

RESUMEN

Se presentan los resultados de la medición de la presión de los gases R-22 y R-134a al variar la temperatura, con el objetivo de identificar los conceptos termodinámicos y estudiar el comportamiento de las sustancias puras.

Palabras clave: presión de vapor, presión de saturación.

Los datos presentados en este documento son de carácter académico y no representan resultados de investigaciones científicas.

INTRODUCCIÓN

Una sustancia que tiene una composición química fija en cualquier parte se llama *sustancia pura* y no tiene que estar conformada por un solo elemento o compuesto químico. Una mezcla de varios de estos también puede ser una sustancia pura, siempre y cuando la mezcla sea homogénea (Cengel y Boles, 2011).

Las sustancias existen en fases diferentes, las principales son sólida, líquida y gaseosa. Cada fase tiene una configuración molecular distinta, es homogénea en todas partes y está separada de las demás fases por superficies frontera de fácil identificación (Cengel y Boles, 2011).

Una mezcla de dos o más fases de una sustancia pura se sigue considerando sustancia pura, siempre que la composición química siga siendo la misma (Cengel y Boles, 2011).

Las variaciones de presión y/o temperatura provocan un cambio del estado físico en el que se encuentra una sustancia, sin afectar la composición química de la misma y producen un cambio de fase.



A una determinada presión, la temperatura a la que una sustancia pura cambia de fase se llama *temperatura de saturación* (T_{sat}). Del mismo modo, a una temperatura determinada, la presión a la que una sustancia pura cambia de fase se llama *presión de saturación* (P_{sat}) (Cengel y Boles, 2011).

Durante un proceso de cambio de fase, la presión y la temperatura son propiedades dependientes y tienen una relación definida entre ellas. Una gráfica de T_{sat} en función de P_{sat} se llama *curva de saturación de líquido-vapor* y es característica de todas las sustancias puras (Cengel y Boles, 2011).

Las variaciones que experimentan las sustancias puras durante los cambios de fase se pueden entender con la ayuda de diagramas de fase de las propiedades termodinámicas de la sustancia.

Diagrama Presión-Temperatura (P-T)

En el diagrama de fases (Figura 1), las tres fases de la sustancia están separadas entre sí por tres líneas que dividen las regiones sólida y de vapor (sublimación), las regiones líquida y de vapor (evaporación), y la sólida y líquida (fusión). Las tres líneas convergen en el punto triple, donde las tres fases coexisten en equilibrio. La línea de evaporación finaliza en el punto crítico porque por encima de este no es posible distinguir las fases líquida y de vapor. Las sustancias que se expanden y contraen al congelarse difieren sólo en la línea de fusión en el diagrama P-T (Cengel y Boles, 2011).

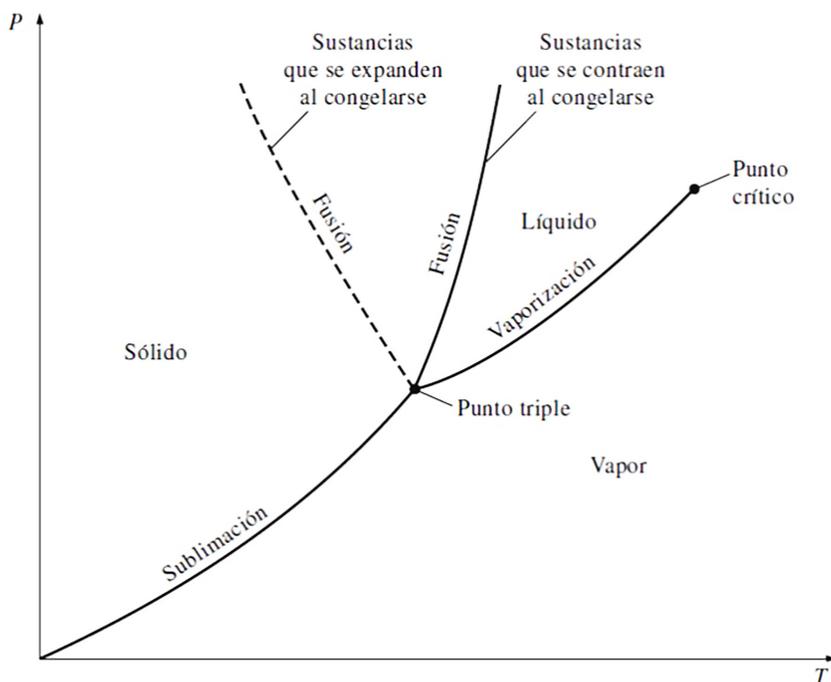


Figura 1. Diagrama P-T de una sustancia pura (Cengel y Boles, 2011).

Diagrama Temperatura-volumen específico (T-v)

En la Figura 2, las líneas de líquido saturado y de vapor saturado se unen en el punto crítico formando un punto máximo en la curva, mientras todos los estados de líquido comprimido se localizan en la región a la izquierda de la línea de líquido saturado, conocida como región de líquido comprimido, y los de vapor sobrecalentado se encuentran a la derecha de la línea de vapor saturado, en la región de vapor sobrecalentado. En estas dos regiones, la sustancia existe en una sola fase, líquida o vapor. Todos los estados que abarcan ambas fases en equilibrio se localizan bajo la curva de saturación, en la llamada *región de mezcla saturada líquido-vapor* o *región húmeda*.

En este diagrama también se muestran las líneas de presión constante (isobaras), que indican una tendencia hacia arriba en las regiones de líquido comprimido y vapor sobrecalentado.

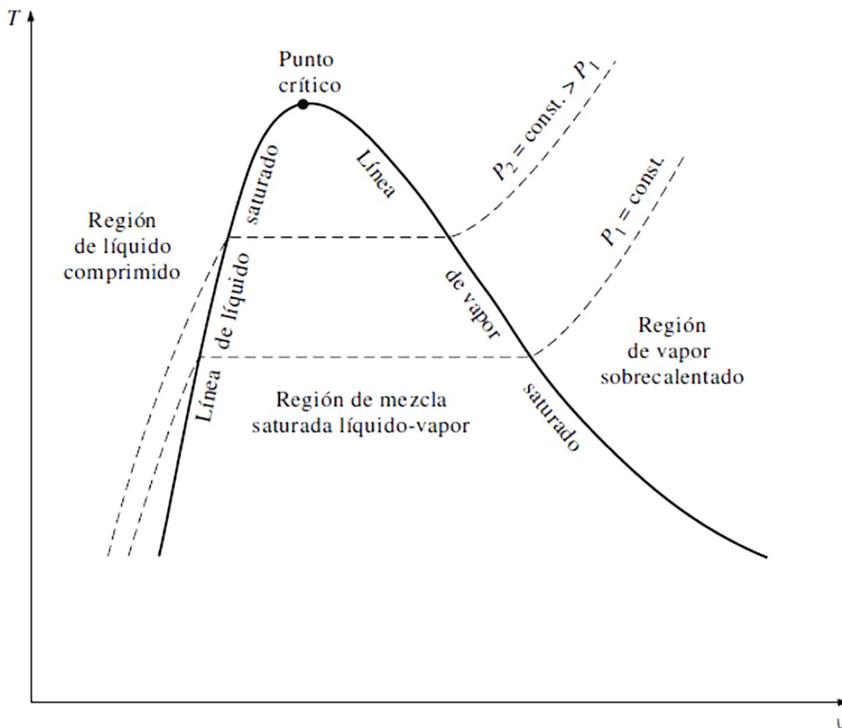


Figura 2. Diagrama T-v de una sustancia pura (Cengel y Boles, 2011).

Diagrama Presión-volumen específico (P-v)

Este diagrama (Figura 3) tiene el mismo modelo que el diagrama T-v, pero las líneas de temperatura constante (isotermas) tienen una tendencia hacia abajo.

Presenta la campana formada por las líneas de vapor y líquido saturado en la que está contenida la coexistencia de fases y por fuera de esta campana las regiones de líquido comprimido y vapor sobrecalentado.

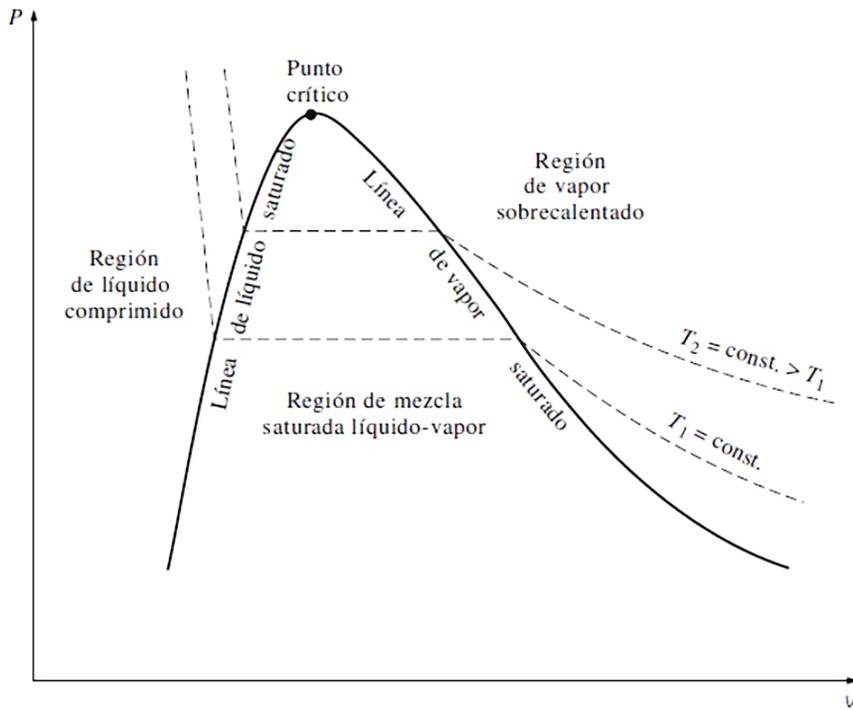


Figura 3. Diagrama P-v de una sustancia pura (Cengel y Boles, 2011).

MATERIALES Y MÉTODOS

En la Figura 4 se muestra el diagrama del equipo utilizado para realizar esta experiencia, que fue desarrollado por uno de los autores de este texto.

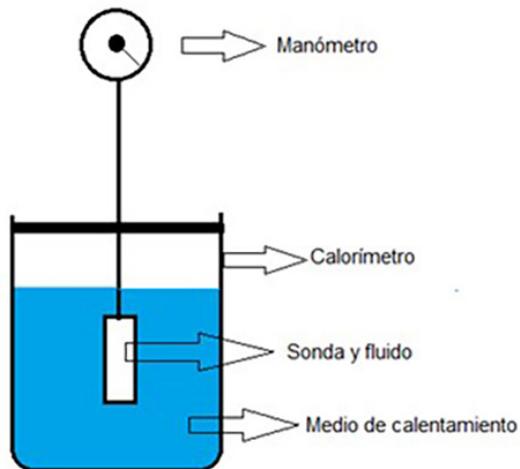


Figura 4. Diagrama equipo utilizado.

Se utilizaron equipos que tenían en su interior 1,1,1,2 Tetrafluoroetano (R-134a) y otros con clorodifluorometano (R-22). En este dispositivo, el fluido se encuentra contenido dentro de la sonda y conectado al manómetro mediante un caño de cobre.

Se midió la presión a medida que se varió la temperatura del medio de calentamiento. El rango de temperaturas utilizadas fue entre más o menos $-40\text{ }^{\circ}\text{C}$ y $70\text{ }^{\circ}\text{C}$, y se midieron con un termistor calibrado previamente. Las temperaturas por encima de $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ se obtuvieron con agua y para las menores a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ se utilizó alcohol.

Adicionalmente, se estudiaron las tablas de propiedades termodinámicas de los fluidos en cuestión y se hicieron los diagramas P-T y P-v de cada uno de los fluidos trabajados, con los datos teóricos tomados de la página web del National Institute of Standards and Technology de los Estados Unidos ([NIST], 2023) y de la tabla de propiedades termodinámicas (Dupont, 2020).

RESULTADOS Y ANÁLISIS

En la curva de saturación teórica realizada se incluyeron los datos medidos de presión y temperatura, y para cada fluido se realizaron los gráficos 1 y 2.

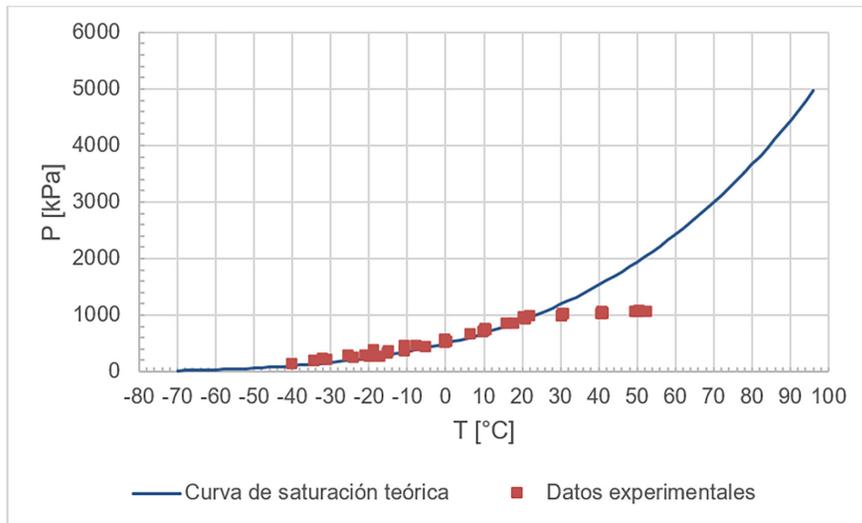


Gráfico 1. Curva de saturación del R-22 y datos experimentales.

En los gráficos 1 y 2 se observa que, desde las temperaturas más bajas y hasta una temperatura de más o menos $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ para el R-22 y de más o menos $30\text{ }^{\circ}\text{C}$ para el R-134a, los datos experimentales siguen el comportamiento de la curva de saturación aumentando la presión a medida que aumenta la temperatura. A partir de esa temperatura, la presión se mantiene constante y la temperatura sigue aumentando.

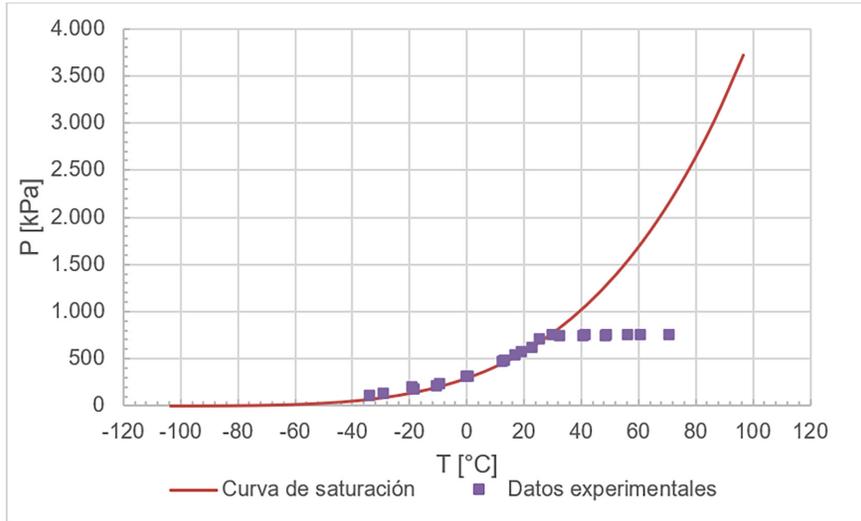


Gráfico 2. Curva de saturación del R-134a y datos experimentales.

Durante el desarrollo de la experiencia, el volumen específico del fluido se mantiene constante, ya que la sonda está cerrada, por lo que el proceso realizado es isocórico. Es por esto que, teniendo en cuenta el punto en el que el fluido cambia de fase, es posible determinar, a partir de los datos teóricos, un volumen específico aproximado para cada fluido y utilizando los diagramas T-v teóricos, graficar los datos experimentales.

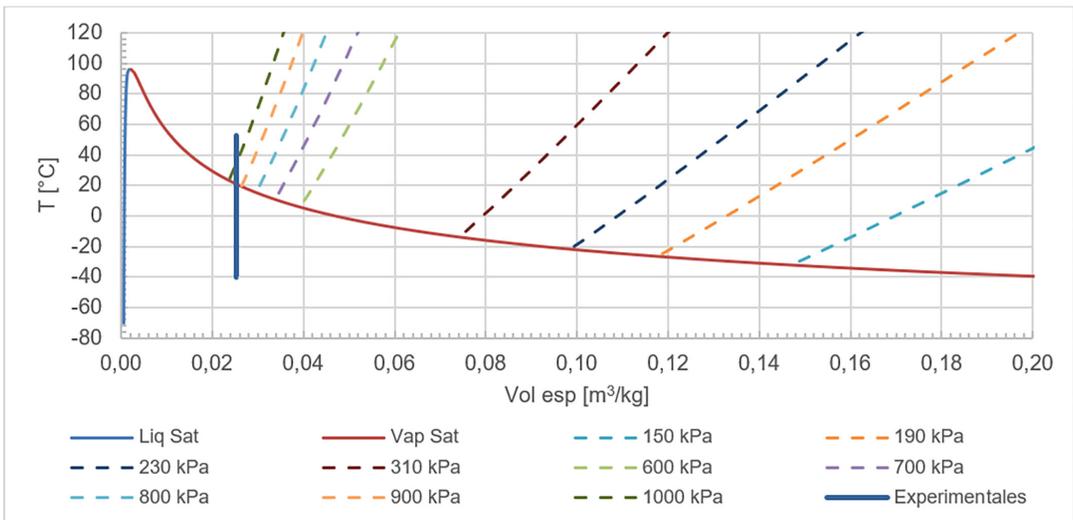


Gráfico 3. Diagrama T-v con isobaras y datos experimentales del R-22.

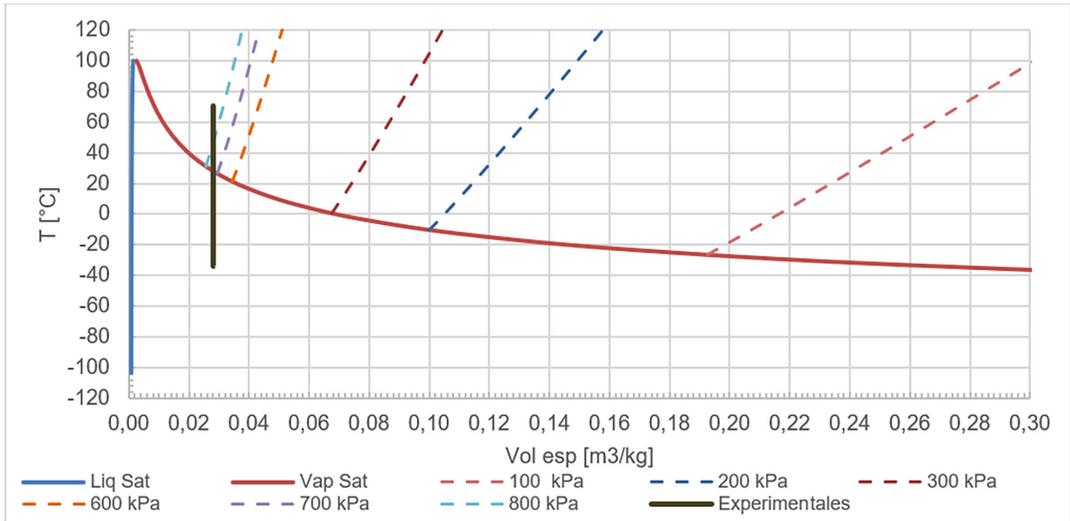


Gráfico 4. Diagrama T-v con isobaras y datos experimentales del R-134a.

En estos gráficos se puede observar que, a mayores temperaturas, los fluidos están en la región de vapor sobrecalentado y en el punto en que tocan la curva de vapor saturado inician el cambio de fase formándose una mezcla de vapor y líquido.

OBSERVACIONES

Las mediciones experimentales realizadas, junto con los conceptos teóricos estudiados, permiten observar el comportamiento de una sustancia pura y el cambio de fase.



Sección para docentes

ABORDAJE PEDAGÓGICO

En las clases experimentales se pretende proporcionar una experiencia práctica relacionada con los conceptos teóricos estudiados, que permita a los y las estudiantes plantear hipótesis, vincular la teoría con la realidad, consolidar los conceptos, realizar mediciones, identificar y estimar errores, organizar, interpretar y analizar los datos, como así también presentar de forma clara y concisa los resultados y conclusiones de su trabajo para comunicar sus resultados a terceros. De la misma forma, la experiencia fomenta el trabajo en equipo, con el fin de abrir discusiones y debates entre los y las participantes.

Para el desarrollo de las clases, se incluye el uso de software para procesamiento de datos durante el desarrollo de la experiencia, lo que permite ir observando, analizando y evaluando los resultados obtenidos.

También se presentan los temas a estudiar en guías de trabajo. Estas guías permiten tener una mirada global de lo que se va a realizar, pues incluyen los conceptos teóricos necesarios para el desarrollo de la práctica, la metodología general y la bibliografía utilizada.

Al finalizar las actividades y con el fin de evaluar el desempeño y el aprendizaje de los y las estudiantes, cada grupo debe entregar un informe escrito y exponer en forma oral el trabajo realizado.

EQUIPAMIENTO Y MATERIALES

Presión atmosférica

El equipo utilizado durante el desarrollo de esta experiencia es el manómetro que se muestra en la Figura 1.





Figura 1. Barómetros de mercurio de FaCENA-UNNE.

Este manómetro fue construido en vidrio sobre una base metálica que contiene una cinta métrica sobre la que se coloca el vidrio en U que contiene mercurio.

Uno de los lados del manómetro está cerrado, y el otro posee una manguera con un conector con rosca que permite su conexión a la bomba de vacío.

Masa molar de gas ideal

En esta experiencia se utilizan juegos de manómetros como los que se utilizan en refrigeración (Figura 2) y una bomba de vacío que ayuda a movilizar los gases.



Figura 2. Juego de manómetros.

De igual forma se utilizan garrafas (cilindros de prueba), que son recicladas de los contenedores en que se venden los gases refrigerantes. Se utilizan las que permiten entrada y salida de gas. Estas garrafas se limpiaron y pintaron, y se les adecuó un portasensor haciéndoles un orificio y colocando un tubo de cobre en su interior.



Figura 3. Cilindro de prueba.

En la Figura 4 se puede observar el montaje general de la experiencia.



Figura 4. Montaje experimental.

Coefficiente de compresibilidad de gases

En esta experiencia se usan los mismos equipos que en la anterior.

Propiedades de las sustancias puras

En esta experiencia se utiliza un calorímetro que contiene agua y/o agua con hielo para obtener temperaturas por encima de 0 °C.

Para las temperaturas por debajo de 0 °C se utiliza alcohol, que se enfría en un equipo (bacha) construido por uno de los autores y que consiste en un recipiente metálico enfriado con la ayuda de un compresor reciclado y un serpentín que contiene gas de refrigeración.

El equipo utilizado para las mediciones (Figura 5a) consta de un manómetro conectado a un serpentín de cobre que al final tiene un bulbo en el que se introduce el gas a trabajar. En la parte superior –entre el serpentín y el manómetro– (Figura 5b) tiene una válvula y un acople que permite la conexión de mangueras.

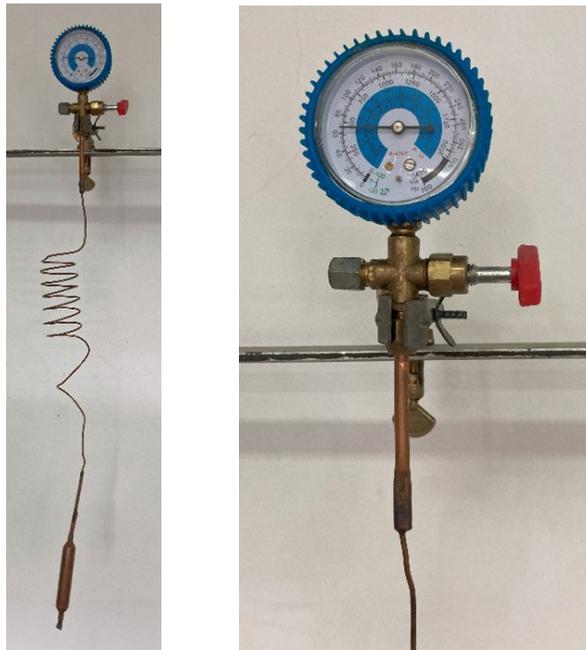


Figura 5. Dispositivo utilizado. (a) Vista completa. (b) Detalle del manómetro.



Referencias bibliográficas

- ABREU LEÓN, J. L. (2011). UDIE Gases ideales. *Proyecto Arquímedes*. Recuperado: 10/05/22. <https://acortar.link/MvYEtl>
- ARANDA CONTRERAS, V. (2001). Medición de presión barométrica de alta exactitud. *XIV Congreso Nacional de Metrología y Normalización*. Aguascalientes, México.
- CENGEL, Y. A. y Boles, M. A. (2011). *Termodinámica*. McGraw-Hill.
- CHANG, R. y College, W. (2002). *Química*. McGraw-Hill.
- DUPONT (2020). Technical Information. Thermodynamic properties of Freon 22. En *DuPont Fluorochemicals*. <https://www.dupont.com/>
- GRIEM KLEE, S. (2016). Gravimetría. *Apuntes geología*. Recuperado: 10/05/2019. <https://www.geovirtual2.cl/EXPLORAC/TEXT/o6001grav.html>
- HERRERA, R. M. (2012). Historias de Matemáticas. Historia del experimento barométrico. *Pensamiento matemático*, (X), 1-13.
- l'Organisation Internationale de Métrologie Légale [OIML] (2011). Medición de densidad. En *Guía G14. Medición de densidad*. OIML.
- National Institute of Standards and Technology [NIST] (2023). *Libro del Web de Química del NIST N° 69*. National Institute of Standards and Technology. <https://webbook.nist.gov>
- THULIN, A. (1992). BIML-A «standardized» gravity formula. *Bulletin de la l'Organisation Internationale de Métrologie Légale*, (127), 45.
- RAMOS AGUILAR, R., Máximo Romero, P., Narciso Hernandez, J., Mirón Morales, M. y Beltrán Cruz, M. (2012). Estudio geoestadístico para obtener la gravedad local, pendiente y cálculo hidrológico de las barrancas Xaltelulco, Tepeloncocone, Tenepanco, Colorado y Quimichule del volcán Popocatepetl. *Boletín de Ciencias de la Tierra*, (31).
- RELA, A., Perazzo, O. A. y Castiglioni, R. E. (1993). *Física I*. Troquel.



Sobre autores y autoras

Sandra Patricia Blatter. Licenciada en Ciencias Físicas de la Facultad de Ciencias Exactas y Naturales y Agrimensura (FaCENA) de la Universidad Nacional del Nordeste (UNNE) y profesora universitaria de la Facultad de Humanidades de la UNNE. Actualmente, cursa el Doctorado en Ciencias Físicas de la UNNE y la Especialización en docencia de la educación superior, modalidad virtual de la Facultad de Humanidades de la UNNE. Además, es profesora adjunta responsable de Física I en el Instituto de Ciencias Criminalísticas y Criminología de la UNNE, como así también auxiliar docente en la asignatura Mecánica, calor y termodinámica. Ha presentado trabajos en congresos sobre física atómica y molecular.

Claudio Ariel Ponce Altamirano. Doctor en Física por la UNNE, licenciado en Física egresado de la UNNE, profesor adjunto del Departamento de Física de la FaCENA-UNNE, investigador asistente del Conicet y de la Secretaría de Ciencia y Técnica de la UNNE, categoría 4. Cuenta con vasta experiencia en física del estado sólido, con varias publicaciones a nivel nacional e internacional en revistas de alto impacto y desempeño en cargos de gestión como coordinador de área y director de la Licenciatura en Física.

Liliana Restrepo Sáenz. Ingeniera química de la Universidad de América de Bogotá, Colombia, con maestría en Energías Renovables por la Universidad Nacional de Salta, Argentina. Se desempeña como jefa de trabajos prácticos de Mecánica, calor y termodinámica y como auxiliar docente en Laboratorio de termodinámica y calor del Departamento de Física en FaCENA. Ha investigado sobre el secado solar de alimentos y presentado trabajos en diferentes congresos y revistas acerca de esta temática.

Guillermo Rubén Sánchez. Licenciado en Ciencias Físicas por la Facultad de Ciencias Exactas y Naturales y Agrimensura de la Universidad Nacional del Nordeste. Es jefe de trabajos prácticos en las cátedras de Mecánica, calor y termodinámica, Termodinámica y calor y Termodinámica. Ha investigado sobre la refrigeración solar y presentado trabajos en diferentes congresos y revistas.



Marta Gabriela Stoppello. Máster en Gestión y política universitaria por la Facultad de Educación de la Universidad de Barcelona en España, profesora en Matemática y Física, y experta en estadística y computación de FaCENA-UNNE. Asimismo, es profesora titular de Mecánica y termodinámica del Departamento de Física en FaCENA e investigadora de la Secretaría Ciencia y Técnica de la UNNE, categoría 3. Tiene aprobados numerosos cursos de posgrado en energías renovables y en didáctica de la física, como también ha realizado presentaciones en congresos nacionales e internacionales y publicaciones en revistas especializadas en educación de las ciencias. Dictó numerosos cursos de posgrado y de capacitación destinados a docentes, y se desempeñó en cargos de gestión como coordinadora de área, directora de departamento, de carrera y en la Subsecretaría de planificación académica. Tiene experiencia en enseñanza de física y gestión de instituciones de nivel secundario.



Termodinámica: enseñanza y aprendizaje desde un enfoque experimental se compuso y diagramó en Eudene, en el mes de noviembre de 2023.



Rector

Gerardo Omar Larroza

Vicerrector

José Leandro Basterra

**Coordinación General de
Comunicación Institucional**

María Gabriela Bissaro

Gerente

Carlos Quiñonez



Es posible que los temas que aquí se tratan puedas encontrarlos en numerosos libros de texto sobre termodinámica. ¿Qué diferencia este breve manual de otros? Es que las formas de determinar la presión atmosférica o la medición de la masa molar; el cálculo del coeficiente de compresibilidad de gases reales, o el estudio del comportamiento de las sustancias puras –temas básicos de la disciplina– **se abordan desde prácticas experimentales realizadas por estudiantes de distintas carreras de la Facultad de Ciencias Exactas y Naturales y Agrimensura de la Unne.** Si bien los datos que presenta no son de carácter científico y solo reflejan los resultados de trabajos de laboratorio, su enfoque didáctico y su clara estructura proporcionan una comprensión accesible de los principios básicos de esta ciencia. Termodinámica incluye además una última sección destinada a docentes con el propósito de que estas experiencias puedan replicarse en otras aulas de otras universidades.

APUNTES DE CÁTEDRA ● CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES
Y AGRIMENSURA



Universidad Nacional
del Nordeste

