

Laboratorio 2

Ley de los gases ideales.

Erick Raasch
Terence O'Mahony
Benjamin Junemann

- **Carrera:** Ingeniería Civil Matemática
- **Profesor:** Claudio Faundez
- **Asignatura:** Termodinámica
- **Ayudante:** Valentín Ismael Lillo Araneda

1 Introducción

Durante este laboratorio estudiamos el comportamiento de los gases ideales en distintas condiciones, utilizando para ello el simulador en línea **PHET**

El objetivo fue que, tras varias tomas de datos y simulaciones, pudiéramos construir gráficos que nos permitieran comprender y predecir el comportamiento de estos gases sin necesidad de realizar nuevas simulaciones.

Este estudio resulta especialmente relevante, ya que el análisis de los gases constituye un tema central en termodinámica. En particular, los gases ideales son un modelo fundamental: aunque sus leyes se formulan bajo hipótesis simplificadoras, proporcionan una herramienta muy útil para estudiar situaciones físicas de manera más controlada. Por ello, suelen ser uno de los primeros temas abordados en los cursos de termodinámica o química.

Reconociendo su importancia, es necesario comprender que las leyes que los describen fueron determinadas experimentalmente por científicos. En ese sentido, el propósito de este laboratorio fue recrear de forma experimental algunas de esas observaciones, mostrando que, mediante experimentos concretos y una adecuada recolección de datos, es posible deducir las propiedades que se estudian teóricamente en el curso.

2 Marco Teórico

Un gas ideal es un gas hipotético que sigue exactamente las leyes de los gases bajo todas las condiciones de temperatura y presión, esto es, volumen despreciable y la inexistencia de fuerzas intermoleculares entre las partículas. Es una simplificación teórica que nos permite estudiar y predecir el comportamiento de los gases reales de una manera más fácil.

A continuación se presenta una breve descripción los siguientes científicos los cuales llegaron a concluir cual es exactamente la **Ecuación de los gases ideales**

- **Robert Boyle (1662)**: Mediante experimentos a temperatura constante (proceso isotérmico), estableció que el volumen de una cantidad fija de gas es inversamente proporcional a su presión. Esto se conoce como la **Ley de Boyle**:

$$P \propto \frac{1}{V} \text{ (o también como } P_1 V_1 = P_2 V_2\text{)}$$

- **Jacques Charles (1787)**: Estudió la expansión de los gases con la temperatura. A presión constante (proceso isobárico), descubrió que el volumen de una cantidad fija de gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta (medida en Kelvin). Esto es la **Ley de Charles**:

$$V \propto T$$

- **Joseph Louis Gay-Lussac (1802)**: Trabajando a volumen constante (proceso isocórico), determinó que la presión de una cantidad fija de gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta. Esto se conoce como la **Ley de Gay-Lussac**:

$$P \propto T \text{ (o también como } P_1/T_1 = P_2/T_2\text{)}$$

- **Amedeo Avogadro (1811)**: Postuló su famosa hipótesis: volúmenes iguales de gases diferentes, a la misma temperatura y presión, contienen el mismo número de partículas (moléculas). Esto introdujo la cantidad de sustancia (número de moles, n) como una variable fundamental y estableció que el volumen de un gas es directamente proporcional al número de moles. Esto es la **Ley de Avogadro**:

$$V \propto n$$

- **Clapeyron (1834)**: Clapeyron combinó estas cuatro relaciones obteniendo que $V \propto nT/P$ conduce a la **Ecuación de los gases ideales**:

$$PV = nRT \iff Pv = Rt$$

A R se le conoce como la constante de proporcionalidad (constante universal) que unifica todas las leyes.

3 Materiales

1. Recipiente con gas
2. Pistón
3. Termómetro
4. Barómetro
5. Regularizador de temperatura
6. Bomba de moléculas

4 Procedimiento

Los experimentos se realizaron en la siguiente página: https://phet.colorado.edu/sims/html/gas-properties/latest/gas-properties_es.html

En ella, se seleccionó el primer experimento llamado Ideal en el que se simulan gases ideales.

1. Primeramente se analizó el cambio de presión (atm) al variar la longitud(volumen)(nm). Empezamos con una temperatura de 300K, recompilando datos cuando las partículas pesadas(n) son 50, 100 y 150.

n	Presión (atm)	Temperatura (K)	Longitud (nm)
50	3.9	300	15.0
50	4.5	300	13
50	5.3	300	11
50	6.5	300	9
50	8.4	300	7
50	11.7	300	5

Table 1: Comparación de Presión, Longitud y Temperatura para $n = 50$

n	Presión (atm)	Temperatura (K)	Longitud (nm)
100	7.8	300	15.0
100	9	300	13
100	10.6	300	11
100	13	300	9
100	16.7	300	7
100	23.4	300	5

Table 2: Comparación de Presión, Longitud y Temperatura para $n = 100$

n	Presión (atm)	Temperatura (K)	Longitud (nm)
150	11.7	300	15.0
150	13.5	300	13
150	16.0	300	11
150	19.4	300	9
150	24.9	300	7
150	35.0	300	5

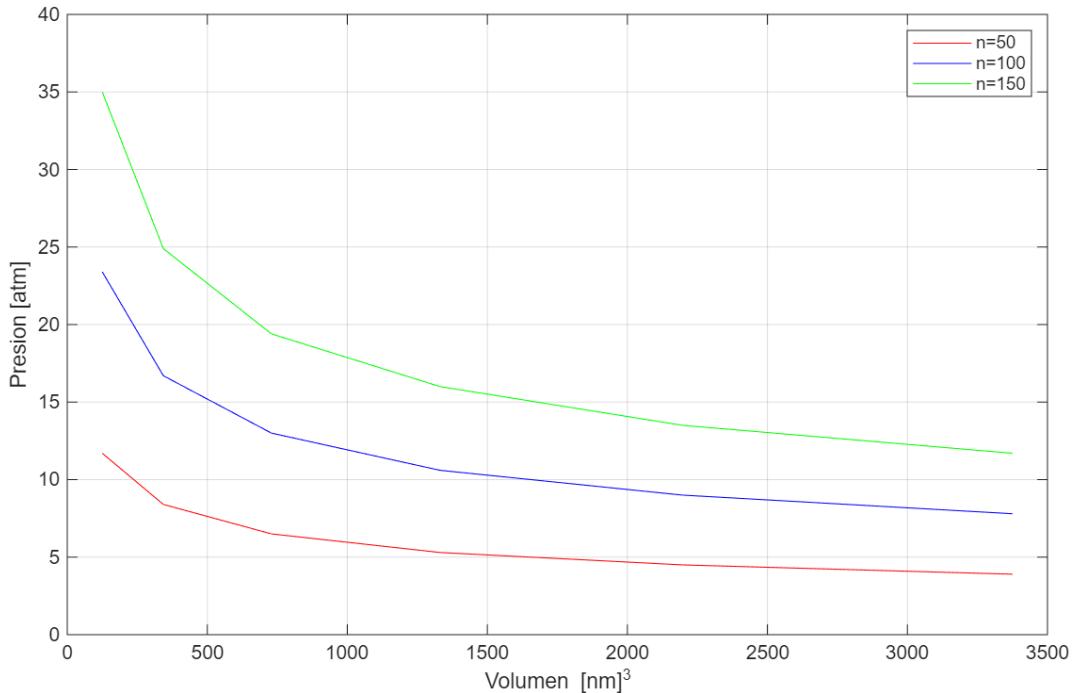
Table 3: Comparación de Presión, Longitud y Temperatura para $n = 150$ 

Figure 1: Gráfico relación volumen-presión a 300K

2. Repetimos el experimento, pero fijamos la temperatura a 600K.

n	Presión (atm)	Temperatura (K)	Longitud (nm)
50	7.8	600	15.0
50	9	600	13
50	10.6	600	11
50	13.0	600	9
50	16.8	600	7
50	23.4	600	5

Table 4: Comparación de Presión, Longitud y Temperatura para $n = 50$

n	Presión (atm)	Temperatura (K)	Longitud (nm)
100	15.6	600	15.0
100	18.0	600	13.0
100	21.3	600	11.0
100	26.0	600	9.0
100	33.2	600	7.0
100	46.7	600	5.0

Table 5: Comparación de Presión, Longitud y Temperatura para $n = 100$

n	Presión (atm)	Temperatura (K)	Longitud (nm)
150	23.4	600	15.0
150	27.1	600	13.0
150	32.0	600	11.0
150	38.8	600	9.0
150	50.3	600	7.0
150	70.1	600	5.0

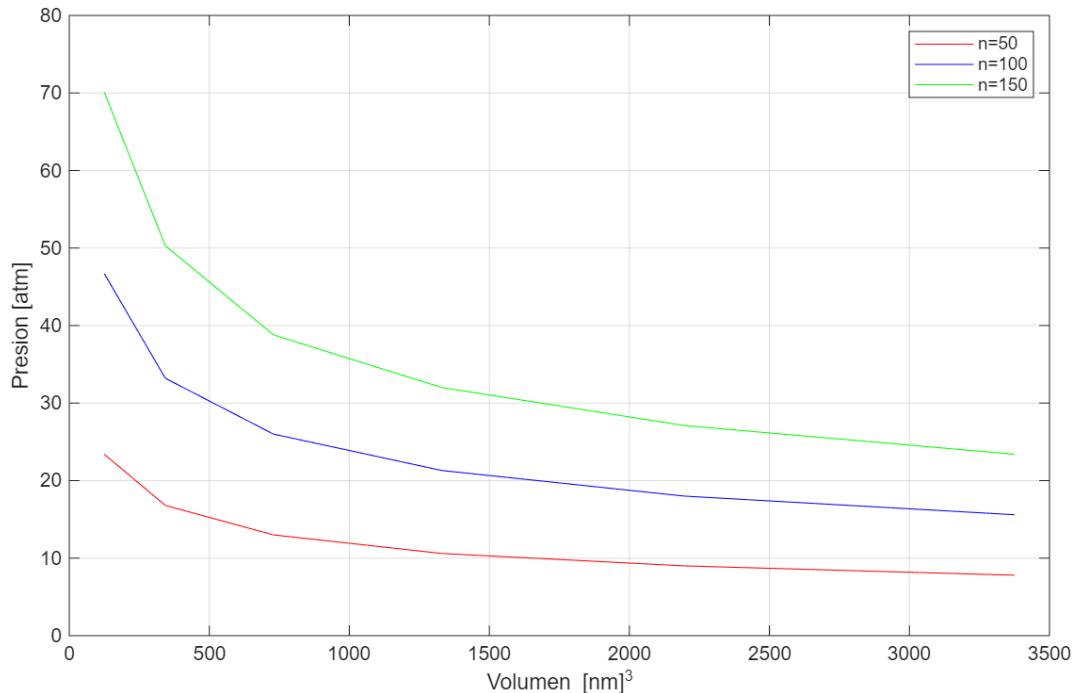
Table 6: Comparación de Presión, Longitud y Temperatura para $n = 150$ 

Figure 2: Gráfico relación volumen-presión a 600K

3. Para el siguiente experimento analizaremos el como cambia la longitud (volumen) (nm) cuando variamos la temperatura (K). Se trabajará con 50 y se variará la temperatura en 150K, 225K, 300K 375K, 450K. Notamos que la presión dependerá de la temperatura, siendo 5.8atm en este caso.

n	Presión (atm)	Temperatura (K)	Longitud (nm)
50	5.8	150	5.0
50	5.8	225	7.5
50	5.8	300	10.0
50	5.8	375	12.5
50	5.8	450	15.0

Table 7: Comparación de Presión, Longitud y Temperatura para $n = 50$

4. Repetimos el proceso con 150 para las partículas pesadas(n) y se variará la temperatura en 150K, 225K, 300K 375K, 450K. En este caso la presión sera de 17.5atm.

n	Presión (atm)	Temperatura (K)	Longitud (nm)
150	17.5	150	5.0
150	17.5	225	7.5
150	17.5	300	10.0
150	17.5	375	12.5
150	17.5	450	15.0

Table 8: Comparación de Presión, Longitud y Temperatura para $n = 150$

5. Nuevamente repetimos el proceso con 250 para las partículas pesadas(n) y se variará la temperatura en 150K, 225K, 300K 375K, 450K. En este caso la presión sera de 29.2.

n	Presión (atm)	Temperatura (K)	Longitud (nm)
250	29.2	150	5.0
250	29.2	225	7.5
250	29.2	300	10.0
250	29.2	375	12.5
250	29.2	450	15.0

Table 9: Comparación de Presión, Longitud y Temperatura $n = 250$

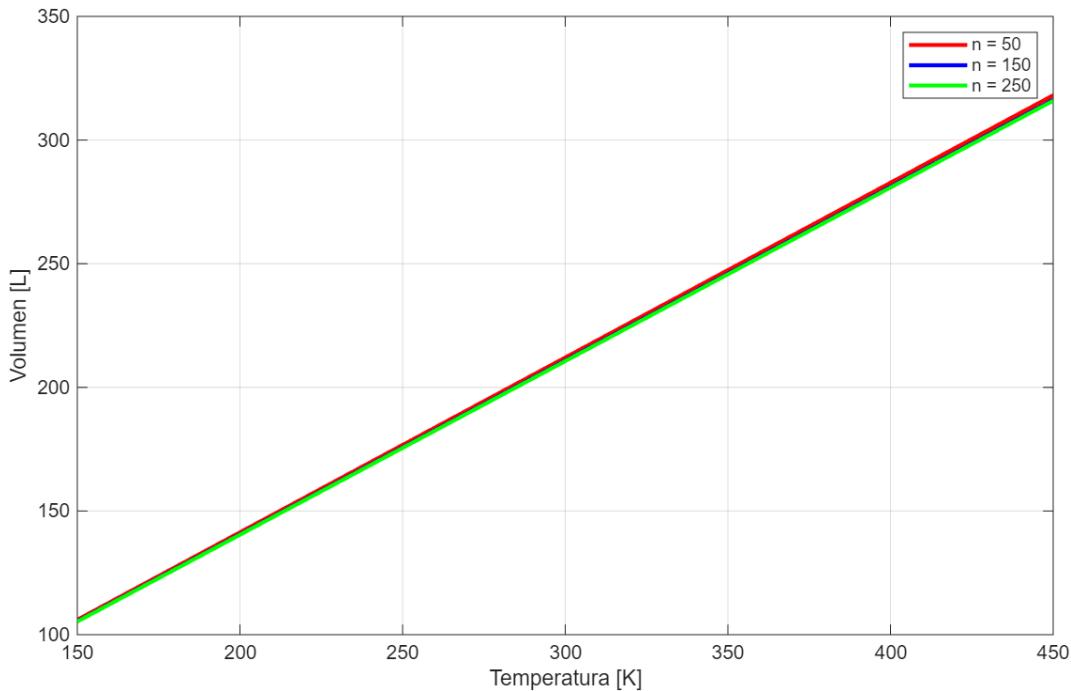


Figure 3: Gráfico relación temperatura-volumen

5 Preguntas

5.1 ¿Que predice que le sucedera a la presión dentro de un recipiente cuando la temperatura permanece constante pero el volumen cambia?

Solución: La Ley de Boyle dice que existe una relación inversamente proporcional entre la presión y el volumen cuando la temperatura se mantiene constante.

Recurrimos a la ley de los gases ideales dada por:

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

Como se mantiene la Temperatura constante, podremos decir que nRT es constante, ya que n y R son números, luego, sea $nRT = k$, reemplazando en (EGI), se tiene que

$$PV = k$$

La cual se puede escribir para dos estados diferentes, "i" siendo el inicial y "f" el final, luego:

$$P_i V_i = P_f V_f \implies P_f = P_i \cdot \frac{V_i}{V_f}$$

Con esto podemos concluir que:

Si el volumen disminuye ($V_f < V_i$), la presión aumenta ($P_f > P_i$).

Si el volumen aumenta ($V_i < V_f$), la presión disminuye ($P_f < P_i$).

Ademas, esto se ve reflejado durante las simulaciones donde se mantiene una temperatura constante y se hace variar el volumen.

□

5.2 ¿Que Generalizaciones puede hacer acerca de como los cambios de temperatura afectan la presión cuando el volumen de un recipiente permanece constante?

Solución:

Cuando el volumen de un recipiente se mantiene constante, existe una relación directamente proporcional entre la temperatura y la presión del gas contenido. Esta relación está descrita por la Ley de Gay-Lussac.

Recurrimos nuevamente a la ecuación de los gases ideales:

$$PV = nRT \implies P = \frac{nR}{V} \cdot T$$

Como n , R y V son constantes, podemos decir que $nR/V = k$, luego tenemos que la presión viene dada por:

$$P = kT \implies P/T = k$$

La cual, al igual que en la pregunta anterior, se puede escribir para dos estados diferentes, "i" inicial y "f" final, así:

$$\frac{P_i}{T_i} = \frac{P_f}{T_f} \implies P_f = T_f \cdot \frac{P_i}{T_i}$$

Con esto podemos concluir que, a volumen constante, la presión de un gas es directamente proporcional a su temperatura en Kelvin. Esto permite predecir exactamente cómo cambiará la presión cuando cambie la temperatura.

□

5.3 ¿Que representa el area bajo la curva en un diagrama (P-V)? ¿Como se calcula?

En clases se explico con detalle que, el área bajo la curva de una diagrama P-V representa el **trabajo (W)** realizado por o sobre el sistema termodinámico, notar que:

- si el volumen decrece (der a izq), el trabajo se realiza **sobre el sistema termodinámico**.
- Si el volumen crece (izq a der), el trabajo se realiza **por el sistema termodinámico**.

Si utilizamos al máximo nuestros conocimientos de Cálculo II, sabemos que el área bajo cierta curva se representa mediante una integral, en nuestro caso y como vimos en clases, viene dado por

$$\int_{V_i}^{V_f} PdV$$

donde:

- P es la presión del sistema
- V_i, V_f son los volúmenes iniciales y finales del sistema respectivamente.

□

6 Conclusión

Luego de las simulaciones realizadas, podemos afirmar que toda la teoría vista en clases es aplicable a experimentos y, eventualmente, a la realidad. Si bien las simulaciones no constituyen un experimento idéntico al que podríamos realizar de manera presencial, representan una aproximación muy cercana al comportamiento real de los gases en las condiciones planteadas.

De esta manera, durante este laboratorio comprendimos que lo aprendido en clases no se limita a ecuaciones y números: estas herramientas describen y predicen fenómenos del mundo real, e incluso permiten desarrollar simuladores como el utilizado en esta experiencia.

References

- [1] PhET Interactive Simulations. (s. f.). *Propiedades de los gases (Gas Properties)*. University of Colorado Boulder. Recuperado el 19 de octubre de 2025, de https://phet.colorado.edu/sims/html/gas-properties/latest/gas-properties_es.html
- [2] Faundez, C. (2025). *Apuntes del curso de Termodinámica* [Apuntes de clase]. Universidad de Concepción. Recuperado de https://udeconce-my.sharepoint.com/:f/g/personal/jjunemann2024_udc_c1/EkzB59kEM3dKirSwHn1Z8p8BEX1_01BUVLHHejmNATiUpg?e=4FsFOF