

Laboratorio 1

Variables y ecuaciones de estado

1. Introducción

Al examinar los distintos estados de la materia (sólido, líquido y gaseoso), se pueden encontrar claras diferencias en sus propiedades. Los objetos sólidos tienen formas definidas, mientras que los líquidos, aunque poseen volúmenes definidos, adoptan la forma del recipiente que los contiene. Así, a diferencia de los sólidos, los líquidos carecen de forma definida. Por otro lado, los gases, a diferencia de los estados condensados de la materia (sólidos y líquidos), no tienen ni forma ni volumen definidos. Las moléculas en estado gaseoso se expanden para ocupar todo el volumen disponible, independientemente de la forma del recipiente. Estas observaciones sobre los tres estados de la materia sugieren que, en el estado gaseoso, las moléculas están muy separadas entre sí, tienen poca interacción mutua y se encuentran en movimiento continuo.

Para describir el comportamiento de los gases, es necesario definir las **variables de estado** que los caracterizan: la presión (P), que es la fuerza ejercida por las moléculas del gas sobre las paredes del recipiente; el volumen (V), que es el espacio ocupado por el gas; y la temperatura (T), que está relacionada con la energía cinética promedio de las moléculas. Estas variables están relacionadas entre sí mediante **ecuaciones de estado**, que son expresiones matemáticas que describen el comportamiento de un gas bajo ciertas condiciones.

Para explicar el comportamiento de los gases, se postuló un modelo ideal que los describe como masas puntuales en movimiento aleatorio e independiente. Este modelo, junto con las contribuciones de las leyes de Boyle-Mariotte, Charles, Gay-Lussac y Avogadro, proporciona una descripción matemática del comportamiento de los gases dentro de ciertos límites experimentales.

1.1. Objetivo General

Determinar empíricamente si el aire se comporta como gas ideal.

1.2. Objetivos Específicos

1. Medir las variables de estado (presión, volumen y temperatura) del aire en condiciones controladas para obtener datos experimentales que permitan analizar su comportamiento.

2. Verificar el cumplimiento de la ley de Boyle-Mariotte al estudiar la relación entre la presión y el volumen del aire a temperatura constante.
3. Comprobar la ley de Charles-Gay-Lussac al analizar la relación entre la presión y la temperatura del aire a volumen constante.
4. Determinar el valor de la constante universal de los gases (R) a partir de los datos experimentales y compararlo con el valor teórico aceptado.
5. Aplicar la ecuación de estado del gas ideal para comparar los valores teóricos con los datos experimentales obtenidos.

2. Fundamentos teóricos

2.1. Ley de Boyle-Mariotte

La ley de Boyle-Mariotte indica que, para una cantidad constante de moles de gas (n), a temperatura constante, la presión P y el volumen V son inversamente proporcionales:

$$V \propto \frac{1}{P} \quad (\text{con } n \text{ y } T \text{ constante}) \quad (1)$$

O bien:

$$P \cdot V = C_1 \quad (\text{con } n \text{ y } T \text{ constante}) \quad (2)$$

En donde C_1 es una constante de proporcionalidad. Por lo tanto, si $P_1 \cdot V_1 = C_1$ para un estado 1 de presión y volumen, y $P_2 \cdot V_2 = C_1$ para un estado 2, entonces:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 \quad (\text{con } n \text{ y } T \text{ constante}) \quad (3)$$

Esta ley se cumple para gases ideales; los gases reales pueden mostrar desviaciones de esta ley debido a interacciones moleculares y al volumen ocupado por las propias moléculas.

2.2. Ley de Charles

La ley de Charles indica que, para una cantidad constante de moles de gas (n), a una presión constante, el volumen V y la temperatura absoluta T ($K = ^\circ C + 273.15$) son directamente proporcionales:

$$V \propto T \quad (\text{con } n \text{ y } P \text{ constante}) \quad (4)$$

O bien:

$$\frac{V}{T} = C_2 \quad (\text{con } n \text{ y } P \text{ constante}) \quad (5)$$

En donde C_2 es una constante de proporcionalidad. Por lo tanto, si $V_1 = C_2 \cdot T_1$ para un estado 1 de volumen y temperatura, y $V_2 = C_2 \cdot T_2$ para un estado 2, entonces:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad (\text{con } n \text{ y } P \text{ constante}) \quad (6)$$

2.2.1. Ley de Gay-Lussac

Como apoyo a la ley de Charles, la ley de Gay-Lussac afirma que, si el volumen de una cantidad constante de moles de gas (n) encerrada se mantiene constante, la presión guarda una relación proporcional con la temperatura absoluta ($K = ^\circ C + 273.15$):

$$P \propto T \quad (\text{con } n \text{ y } V \text{ constante}) \quad (7)$$

O bien:

$$\frac{P}{T} = C_3 \quad (\text{con } n \text{ y } V \text{ constante}) \quad (8)$$

En donde C_3 es una constante de proporcionalidad. Por lo tanto, si $P_1 = C_3 \cdot T_1$ para un estado 1 de presión y temperatura, y $P_2 = C_3 \cdot T_2$ para un estado 2, entonces:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \quad (\text{con } n \text{ y } V \text{ constante}) \quad (9)$$

2.3. Principio de Avogadro

El principio de Avogadro indica que para volúmenes iguales de gases V , en las mismas condiciones de temperatura y presión, contienen el mismo número de moles n :

$$V \propto n \quad (\text{con } T \text{ y } P \text{ constante}) \quad (10)$$

O bien:

$$\frac{V}{n} = C_4 \quad (\text{con } T \text{ y } P \text{ constante}) \quad (11)$$

En donde C_4 es una constante de proporcionalidad. Por lo tanto, si $V_1 = C_4 \cdot n_1$ para un estado 1 de volumen y número de moles, y $V_2 = C_4 \cdot n_2$ para un estado 2, entonces:

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} \quad (\text{con } T \text{ y } P \text{ constante}) \quad (12)$$

2.4. Ecuación de estado de los gases ideales

Las observaciones empíricas descritas por las ecuaciones 2, 5 y 11 pueden contenerse en una sola expresión:

$$\frac{P \cdot V}{n \cdot T} = C_5 \quad (13)$$

Esta expresión es consistente con la ley de Boyle-Mariotte ($P \propto V$) cuando n y T son constantes, con la ley de Charles ($V \propto T$) cuando n y P son constantes, con la ley de Gay-Lussac ($P \propto T$) cuando n y V son constantes y con el principio de Avogadro ($V \propto n$) cuando P y T son constantes. La constante de proporcionalidad C_5 , de la cual se encuentra experimentalmente que es la misma para todos los gases, se denota **R** y se llama **constante de los gases ideales**. La expresión resultante de esto es la **ecuación de los gases ideales**:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad (14)$$

Esta corresponde aproximadamente a la ecuación de estado de cualquier gas, y tiende a volverse más exacta al comportamiento real de los gases a presiones bajas y a altas temperatura debido a que, bajo estas condiciones, los efectos de las fuerzas intermoleculares y el volumen propio de las moléculas se vuelven despreciables en comparación con el movimiento térmico de las partículas. De esta forma, cualquier gas que obedezca la ecuación de gases ideales es llamado **gas ideal**.

3. Materiales y metodología experimental

3.1. Equipo

Para esta experiencia el equipo a utilizar es el GUNT WL102: Cambios de estado de los gases.

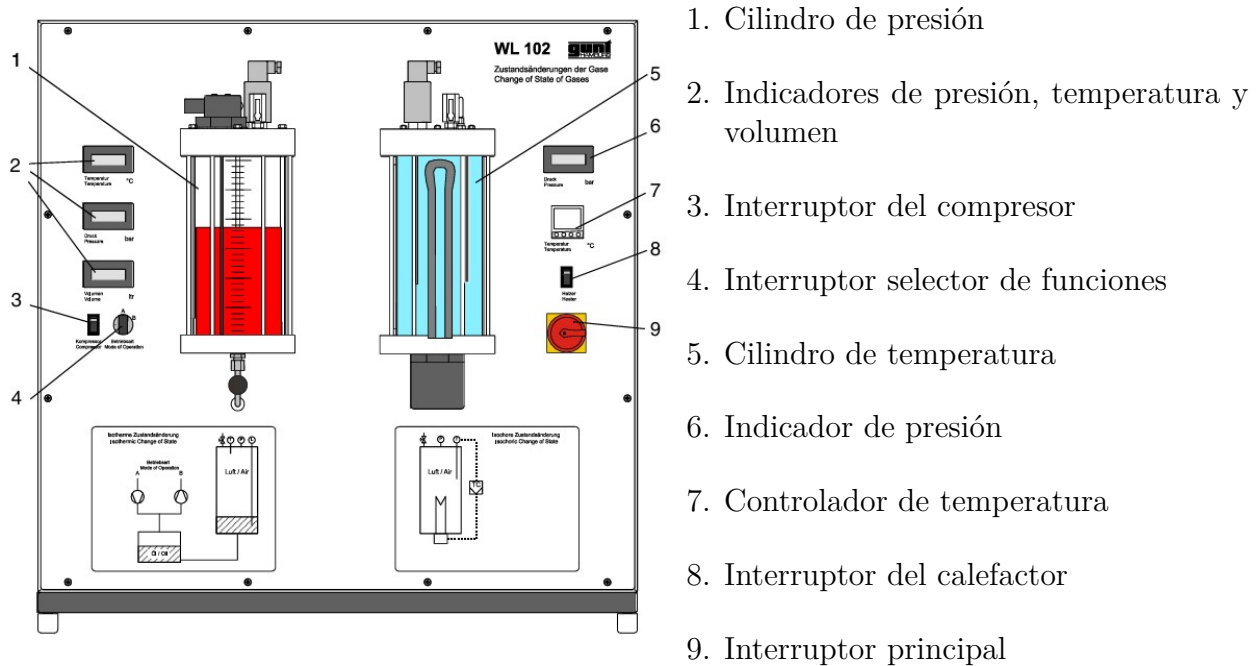


Figura 1: Equipo GUNT WL102

Adicionalmente se utilizan:

1. Computador con software de adquisición de datos
2. Excel o similar para tratamiento de datos

3.2. Metodología experimental

Para llevar a cabo las experiencias se deben seguir los siguientes pasos:

3.2.1. Compresión isotérmica

Una cantidad de gas (aire) confinada en un volumen de unos 3 litros se comprime hasta aproximadamente 1 litro a temperatura constante; después, se mide el cambio de presión correspondiente.

1. Encender el aparato mediante el interruptor primario (9).
2. Abrir la válvula de descarga en la tapa de la culata del cilindro (en la parte superior).
3. Colocar el interruptor seleccionador de funciones en "compresión"
4. Mantener encendido el compresor mediante el interruptor hasta que el nivel de líquido alcance la marca inferior de la escala del recipiente (3 litros). La velocidad de llenado se manipula desde la válvula de aguja debajo del cilindro.
5. Apagar el compresor y cerrar por completo la válvula de drenaje (debajo del cilindro).
6. Cerrar la válvula de descarga en la tapa de la culata del cilindro.
7. Seleccionar en la pantalla del computador la sección de programa $P \times V = \text{const.}$. Iniciar el programa de registro de datos.
8. Encender el compresor y abrir la válvula de drenaje asegurando un llenado lento (para mejor precisión de datos).
9. Apagar el compresor cuando quede 1 litro de volumen residual de aire encerrado y cerrar válvula de drenaje.
10. No modificar el cilindro a presión y efectuar enseguida el ensayo de expansión.

3.2.2. Expansión isotérmica

Ahora se expande un volumen de aire encerrado y se registra la presión.

1. Cambiar la configuración del interruptor selector de funciones a "expansión".
2. Encender el compresor y abrir la válvula de drenaje asegurando un vaciado lento del líquido.
3. Apagar el compresor cuando el volumen de gas sea de 3 litros y cerrar válvula de drenaje.
4. Llamar al registro de valores de medición e interpretarlo.
5. Abrir con cuidado la válvula de descarga en la tapa de la culata del cilindro a presión y dejar que entre aire en el cilindro a presión hasta que se alcance la presión ambiental.

3.2.3. Calentamiento isocórico

En este experimento se calienta un volumen de aire constante encerrado en el cilindro térmico (5) y se registra la variación de la presión.

1. Encender el aparato mediante el interruptor primario (9).
2. Abrir la válvula de descarga en la tapa de la culata del cilindro térmico hasta que en el recipiente haya presión ambiental.
3. Volver a cerrar la válvula de descarga.
4. Ajustar la temperatura objetivo deseada en el regulador de calefacción (7), usando las dos teclas de flecha, una hacia arriba y otra hacia abajo.
5. Seleccionar en la pantalla del computador la sección de programa $P / T = \text{const.}$. Iniciar el programa de registro de datos.
6. Encender el calefactor con el interruptor (8) y mantenerlo en marcha hasta alcanzar la temperatura objetivo. La presión que se alcanza en el cilindro se lee en el indicador (6).
7. No modificar el cilindro y realizar enseguida el ensayo de enfriamiento.

3.2.4. Enfriamiento isocórico

1. Apagar el calefactor con el interruptor (8)
2. Dejar que el recipiente se enfríe hasta alcanzar la temperatura ambiente.
3. Llamar al registro de valores de medición e interpretarlo.
4. Abrir la válvula de descarga en la tapa de la culata del cilindro hasta que en el recipiente haya presión ambiental.
5. Apagar el aparato mediante el interruptor primario.

4. Trabajo posterior a la práctica: Informe

4.1. General

Se debe realizar la entrega de un informe por cada grupo en un plazo máximo de dos semanas a contar desde la realización del experimento en el laboratorio.

El informe debe ser escrito en tercera persona y en pasado. El incumplimiento con el formato de entrega y en el contenido del informe, así como problemas con la redacción y faltas de ortografía, tiene asociado un descuento en el puntaje del informe.

4.2. Preguntas para el análisis experimental

1. ¿Qué relación se observa entre la presión y el volumen del aire al mantener constante la temperatura? ¿Se verifica la ley de Boyle con los datos obtenidos?
2. ¿Cómo varía la presión del aire cuando se incrementa la temperatura manteniendo constante el volumen? ¿Se cumple la ley de Gay-Lussac en el experimento?
3. A partir de los datos obtenidos, ¿cuál es el valor experimental de la constante universal de los gases R ? ¿Cómo se compara este valor con el valor teórico aceptado?
4. ¿Qué tan bien se ajustan los datos experimentales a la ecuación de estado de los gases ideales? ¿Qué posibles fuentes de error podrían explicar las discrepancias?

4.3. Contenido del informe

- **Resumen** (máximo media página): Indicar los objetivos del trabajo, los principales resultados y conclusiones.
- **Introducción** (máximo tres páginas): Debe incluir una contextualización al tema a describir. Incluye una explicación teórica que permita la comprensión del trabajo, con antecedentes bibliográficos y el resultado esperado. Las referencias deben citarse en formato APA (mínimo cinco). Se pueden incluir figuras (en español, buena resolución y citadas).
- **Objetivos** (máximo una página): Identificar lo que se busca lograr. Incluir objetivos generales y específicos ordenados progresivamente. Redactar con verbos en infinitivo (ej: determinar, evaluar, realizar).
- **Materiales y métodos** (máximo dos páginas): Detallar equipos, materiales, reactivos y metodología empleada en el experimento.
- **Resultados** (máximo dos páginas): Presentar tablas y gráficos a partir de los datos proporcionados, con títulos y descripciones breves (ej: "Figura 1. Efecto del pH en la actividad enzimática"). Evitar usar información redundante. Se debe ser consistente con el uso de cifras significativas y unidades de magnitud.
- **Discusión** (máximo dos páginas): Explicar resultados obtenidos de manera técnica y argumentar teóricamente el comportamiento fisicoquímico/matemático del fenómeno. En esta parte se deben responder las "*preguntas para el análisis experimental*". Redactar en tercera persona. Esto corresponde a la parte más importante en un informe.
- **Conclusiones** (máximo media página): Ser objetivas, sin suposiciones. Indicar si se cumplieron los objetivos generales y específicos, y mencionar los principales resultados, de manera cuantitativa, que lo respaldan.
- **Bibliografía**: Incluir mínimo cinco fuentes confiables (papers, libros, sitios web de universidades). Usar buscadores especializados como Google Scholar, ScienceDirect o PubMed.

- **Anexos:** Agregar cálculos, tablas extensas, gráficos, fotos u otra información complementaria sólo si es necesario. No usar como relleno. Todo elemento de los anexos debe estar referenciado en el cuerpo del informe.

Tabla 1: Distribución del puntaje

Contenido	Puntaje
Resumen	0.5
Introducción	1.0
Objetivos	0.3
Materiales y Métodos	0.7
Resultados	1.0
Discusión	1.5
Conclusiones	0.5
Bibliografía	0.5
Punto base	1.0
TOTAL	7.0