

Notas de estudio para Examen Privado
Licenciatura en Física

Diego Sarceño

15 de mayo de 2024

Índice general

I	Termodinámica	2
1.	Conceptos Básicos	4
1.1.	Sistemas Termodinámicos y Cantidades de Estado	5
1.2.	Equilibrio y Temperatura (Ley Cero de la Termodinámica):	5
1.3.	Presión, Ecuación de Estado	6
2.	Primera Ley de la Termodinámica	8
2.1.	Trabajo y Calor	8
2.1.1.	Naturaleza del Calor	9
2.2.	Energía Interna y Primera Ley	9
II	Mecánica Estadística	11
III	Electromagnetismo	12
IV	Mecánica Clásica	13
V	Mecánica Cuántica	14
VI	Reducción de Datos	15
VII	Materia Condensada	16

Parte I

Termodinámica

La termodinámica es el estudio de las restricciones a las posibles propiedades de la materia que se derivan de las propiedades de simetría de las leyes fundamentales de la física.

Capítulo 1

Conceptos Básicos

Propósito: La termodinámica busca describir sistemas de muchas partículas (10^{23} típicamente). Gases, líquidos, cristales, estrellas, universo, \dots , sistemas macroscópicos y en particular, estudiar los procesos de transferencia de energía (trabajo y calor) entre cuerpos macroscópicos¹.

- Definir cantidades físicas, "variables de estado" que caracterizan un sistema macroscópico: V, T, N, U, \dots
- Relacionar estas cantidades entre sí:
 1. Válidas para cualquier sistema en equilibrio:
 - a) Leyes axiomáticas de la termodinámica, como Ley de la Energía, Ley de la Entropía, etc.
 2. Específicas
 - a) Por ecuaciones de estado como: fenomenológicas, empíricas, experimentales en la mayoría de los casos.

Es importante mencionar que la termodinámica clásica macroscópica no puede explicar por qué una ecuación de estado describe un sistema particular.

¹Más adelante se tratará la parte microscópica con la Mecánica Estadística, poder explicativo y predictivo sobre propiedades macroscópicas de la materia, partiendo de una descripción microscópica.

1.1. Sistemas Termodinámicos y Cantidades de Estado

1. Sistema Termodinámico:

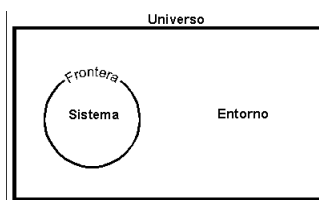


Figura 1.1: Representación gráfica de las partes de un sistema termodinámico.

2. Tipos de Sistemas: (depende de la frontera)

- Sistemas aislados: No intercambian energía con el entorno. Los sistemas rígidos no pueden intercambiar trabajo y los adiabáticos no pueden intercambiar calor.
 - Sistemas cerrados: Aquel que intercambia energía y trabajo con su entorno pero la masa permanece constante. Este intercambio de energía puede ser fluctuante aunque la caracterización de estas fluctuaciones no es de interés para la termodinámica.
 - Sistemas abiertos: Aquel que intercambia tanto energía como materia con su entorno.
3. Variables de estado: Cualquier cantidad macroscópica que pueda describir el sistema. E, V, N, T, P, S , viscosidad μ , composición química, etc. **no** $\{\vec{r}_i, \vec{p}_i\}$.
- Cantidades de estado extensivas: estas son aditivas (dependen de la cantidad de sustancia/moles o masa). Ejemplo: volumen, energía o entropía.
 - Cantidades de estado intensivas: son independientes de la cantidad de sustancia del sistema, como la densidad, índice de refracción, presión o temperatura.

1.2. Equilibrio y Temperatura (Ley Cero de la Termodinámica):

1. Estado de un sistema: Se define por un conjunto particular de valores de sus variables termodinámicas.
- Como cada variable describe el sistema como un todo, en general son constantes en el espacio.
 - Las variables pueden variar (lentamente en el tiempo).
2. Estado de equilibrio: cada variable tiene un único valor y este valor no cambia en el tiempo.
3. Procesos cuasi-estáticos y no cuasi-estáticos: un proceso \equiv un cambio de estado. (normalmente un proceso cuasi-estático se toma como un proceso reversible, aquí haremos una distinción). Un proceso no cuasi-estático puede ser una expansión muy rápida de un gas. Mientras que un proceso cuasi-estático puede ser reversible o irreversible como la expansión muy lenta de un gas con un pistón (δV es muy pequeña).

Temperatura y Ley Cero: La temperatura es una cantidad "desconocida" para la mecánica y electrodinámica, es una cantidad de estado especial para la termodinámica. Esta se define clásicamente mediante un proceso (DS: no hay definición matemática...aún, se verá en la parte de mecánica estadística).

La Ley Cero es una definición de la temperatura: Variable intensiva que es igual en dos sistemas en contacto, en equilibrio sin importar la forma y ubicación de este contacto.

Otra definición de la Ley Cero: Cuando el contacto térmico entre A y B produce que B se caliente y A se enfríe, sin importar donde está este contacto, entonces no hay proceso que pueda calentar A y enfriar B que no induce un trabajo".

ESTADO DE EQUILIBRIO \neq ESTADO ESTACIONARIO", estar en equilibrio implica ser estado estacionario, pero no al contrario.

1.3. Presión, Ecuación de Estado

1. Presión: En términos mecánicos es lo que ya se conoce F/A y en términos microscópicos es la suma de las fuerzas que realizan todas las partículas del sistema sobre A .
2. Ecuación de Estado: Relación entre variables independientes y la temperatura:

$$F(X, Y, T) = 0$$

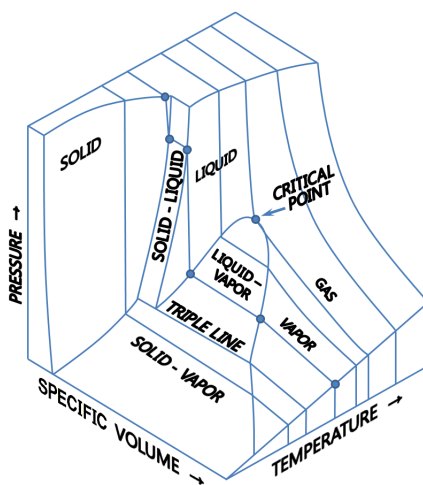


Figura 1.2: Diagrama PVT.

Por ejemplo: Ecuación del gas ideal $pV = nRT$, la ecuación de gas real (expansión del Virial) $pV = Nk_B T + B(T)p + C(T)p^2 + \dots$, donde $B(T), C(T), \dots$ son los coeficientes del Virial o la de Van der Waals.

3. Diferenciales Exactos (e Inexactos): Suponemos una ecuación de estado $z = f(x, y)$. Diferenciación $df(\vec{r}) = \vec{\nabla} f(\vec{r}) \cdot d\vec{r}$. df es un diferencial total si su integral no depende del contorno

y solo de los extremos. Y este es exacto si f es totalmente diferenciable, es decir, se pueden intercambiar las derivadas cruzadas (**DS: Básicamente, el teorema de Clairaut**). La implicación que esta tiene en termodinámica son las transformaciones reversibles (que pasan por estados de equilibrio), en estas la ecuación de estado el valor de las variables de estado es independiente del proceso que sigue para llegar a otro estado y esto es válido para cualquier variable de estado.

Capítulo 2

Primera Ley de la Termodinámica

2.1. Trabajo y Calor

La energía total de un sistema puede variar si recibe (cede) trabajo o calor.

1. Trabajo: Sistema sujeto a fuerzas externas. El sistema recibe energía durante una compresión. Con esta idea se tiene la convención general (**DS: Bastante lógico**) $\delta W > 0$ si el sistema recibe trabajo y $\delta W < 0$ si el sistema realiza trabajo.

Caso particular¹ procesos cuasi-estáticos, $d\vec{l}$ es infinitesimal, es decir muy lento, entonces la aceleración del pistón es despreciable $\vec{F}_e + \vec{F}_i = 0$, donde F_i es la fuerza ejercida por el sistema (fuerza interna) entonces $\delta W = -\vec{F}_i \cdot d\vec{l}$. Como el proceso es cuasi-estático, el sistema está en equilibrio $\leftarrow \exists$ presión en el sistema $\vec{F}_i = PA\hat{z}$. Reemplazando en la definición de trabajo $\delta W = -P dV$ (P cantidad intensiva, dV cantidad extensiva). **⚠** Durante el trabajo infinitesimal la presión es aproximadamente constante en el intervalo $[V, V + dV]$, pero si ΔV es grande, entonces

$$\Delta W = - \int_{V_1}^{V_2} P(V) dV .$$

2. Calor: Es una forma particular de energía distinta al trabajo, por ejemplo en el calentamiento por entrega de calor no hay un trabajo visible.

Experimento de Joule: Este fue crucial para demostrar la equivalencia entre trabajo mecánico y calor, sentando las bases de la primera Ley de la Termodinámica.

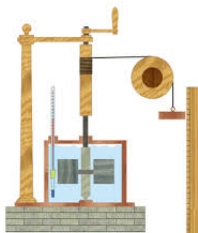


Figura 2.1: Este consiste en un contenedor de agua aislado térmicamente, un sistema de paletas y un peso y una cuerda los cuales pasan por una polea.

¹Para más ejemplos ver p9 de [Notas Boyer](#)

El procedimiento es:

- a) Elevación del peso: El peso se levanta a una cierta altura almacenando energía potencial gravitacional.
- b) Al liberar el peso, este desciende, la cuerda hace girar el eje el cual, a su vez, hace girar las paletas.
- c) Las paletas agitan el agua, creando fricción y generando calor.

Joule encontró que el aumento de la temperatura del agua estaba directamente relacionado con la cantidad de trabajo mecánico realizado. Específicamente, pudo determinar la equivalencia entre unidades de trabajo (joules) y unidades de calor (calorías). La relación que encontró es aproximadamente 4.184 joules por caloría.

Joule demostró que el calor podía generarse mediante trabajo mecánico y viceversa, consolidando el concepto moderno de energía.

Además podemos concluir que δQ y δW no son cantidades de estado, dependen del proceso, del camino (Q y W no son diferenciales exactos).

2.1.1. Naturaleza del Calor

Énergá distribuída de manera desordenada entre partículas. Ès mucho más fácil convertir trabajo en calor que al revés.

Convención: Misma que para el trabajo: $\delta Q = \delta Q_{\text{entorno} \leftarrow \text{sistema}}$

- $\delta Q > 0$ para un sistema que recibe calor del entorno.
- $\delta Q < 0$ para un sistema que cede calor al entorno.

2.2. Energía Interna y Primera Ley

1. Energía interna: (definición microscópica) U esta es la energía total del sistema, en el sentido mecánico-newtoniano, con N partículas

$$U = \sum_{i=1}^N \frac{1}{2} m_i v_i^2 + \sum_{i=1}^N \sum_{j>i}^N V(\vec{r}_i, \vec{r}_j) + \sum_{i=1}^N \vec{F}_e^i \cdot \vec{r}_i.$$

Donde se tiene la energía cinética, la potencial y las fuerzas externas. En general es imposible calcular esta energía y tampoco es el propósito de este curso. **DS: como siempre, a esperar a mecánica estadística**

(definición macroscópica): Es equivalente a la definición de microscópica si $N \rightarrow \infty$. Cantidad de estado que varía cuando el sistema recibe trabajo o calor y que tiene dimensión de energía.

2. Primera Ley de la Termodinámica: Conservación de la energía U (**DS: Es básicamente una conservación de la energía, como se ve en física 1, pero con esteroides**)

$$dU = \delta Q + \delta W.$$

Formas estándares de la primera ley:

- Sistemas aislados: $dU = 0$
- Sistemas cerrados: $dU = \delta Q - P dV$
- Sistemas abiertos: $dU = \delta Q - P dV + \mu dN$ ².

3. Implicaciones de la Primera Ley:

²En transformaciones cuasi-estáticas

Parte II

Mecánica Estadística

Parte III

Electromagnetismo

Parte IV

Mecánica Clásica

Parte V

Mecánica Cuántica

Parte VI

Reducción de Datos

Parte VII

Materia Condensada