
FÍSICA Y QUÍMICA

1º Bachillerato

I. FÍSICA

Termodinámica

II. QUÍMICA

Prof. Jorge Rojo Carrascosa

Índice general

1. TERMODINÁMICA	2
1.1. TEORIA CINÉTICO MOLECULAR	2
1.2. ELEMENTOS PARA EL ESTUDIO DE LA TERMODINÁMICA . .	3
1.2.1. TEMPERATURA	3
1.2.2. CALOR	4
1.2.2.1. CAMBIO DE TEMPERATURA	5
1.2.2.2. CAMBIO DE ESTADO	5
1.2.2.3. DILATACION	6
1.2.3. EL TRABAJO	6
1.3. PRINCIPIOS DE LA TERMODINÁMICA	7
1.3.1. PRIMER PRINCIPIO	7
1.3.2. SEGUNDO PRINCIPIO	7
1.4. PROBLEMAS PROPUESTOS	9

Capítulo 1

TERMODINÁMICA

La termodinámica es la ciencia que estudia las transformaciones energéticas que acompañan a los procesos físicos o químicos que sufren los sistemas materiales o sistemas termodinámicos. El estudio del calor y su transformación en trabajo trajo como consecuencia el avance de la sociedad gracias a la fabricación de las máquinas térmicas. Después de la manipulación de los metales en la edad de hierro o de las manufacturas del vidrio, la fabricación de las máquinas térmicas permitió un desarrollo social jamás visto hasta la fecha.

Que dos cuerpos en contacto siempre tienden al equilibrio térmico no es causa de ninguna sorpresa, la experiencia dicta así una de las leyes más importantes del universo, *la conservación de la energía*. Pero ¿cómo se traslada esa energía térmica?, ¿qué es la temperatura?, ¿qué diferencia existe entre la energía interna de los sistemas y el calor?, éstas y otras preguntas tienen respuesta bajo el estudio de la termodinámica.

1.1. TEORIA CINÉTICO MOLECULAR

En el S. XIX surgió la *teoría cinético molecular (TCM)* para explicar el comportamiento de los gases, aunque rápidamente se extendió al estudio de los distintos estados de agregación de la materia. Esta teoría se basa en unos simples postulados:

- Cualquier sustancia está constituida por átomos o moléculas que se encuentran en continuo movimiento.
- Cuanto mayor es la temperatura mayor es su movimiento, la velocidad de las partículas aumenta con la temperatura.

El estudio del movimiento de los gases predice que la energía cinética media del gas esta en relación directa con la temperatura según la expresión:

$$E_c = \frac{3}{2}KT$$

Siendo K la constante de Boltzman $1,38 \cdot 10^{-23} \text{ J/K}$ y T la temperatura del sistema termodinámico.

Según la TCM los sólidos se caracterizan por que las partículas que lo forman se encuentran en unas posiciones fijas formando estructuras cristalinas, las fuerzas de atracción entre éstas son muy grandes y vibran en sus posiciones de equilibrio; en los líquidos las partículas están más separadas, no mantienen posiciones fijas y se produce un movimiento en forma de capas, y por último, las partículas que forman los gases tienen libertad total de movimientos y las fuerzas de atracción son prácticamente nulas.

Este conjunto de movimientos y fuerzas de atracción entre las partículas que forman la materia da lugar a dos tipos de energía, *la energía cinética y la energía potencial*, pues bien, la suma de estas energías genera en termodinámica un nuevo tipo de energía, **la energía interna, U**. La energía interna de un cuerpo aumentará si aumenta o su masa o su temperatura. En general no es posible conocer la energía interna de un sistema pero sí sus variaciones.

1.2. ELEMENTOS PARA EL ESTUDIO DE LA TERMODINÁMICA

1.2.1. TEMPERATURA

La temperatura es una magnitud física y por tanto susceptible de medida. Es una propiedad que poseen todos los cuerpos y depende de la velocidad media que tienen las partículas que lo constituyen. Si aumenta la velocidad de las partículas que componen un sistema provocará un aumento de temperatura del sistema.

La temperatura, como todos sabemos, se mide con un termómetro, pero dependiendo del material utilizado en él se miden unas propiedades u otras. Unos miden el cambio de resistencia eléctrica otros miden la dilatación y los hay que se basan en el cambio de la fuerza electromotriz.

En el S.I. la unidad de temperatura es el grado kelvin (K) pero también se utilizan los grados centígrados (°C) o el grado Fahrenheit (°F) en los países anglosajones.

La relación entre ellos es,

$$T(K) = T(^{\circ}C) + 273$$
$$\frac{T(^{\circ}C)}{100} = \frac{T(^{\circ}F) - 32}{180}$$

Gracias a la definición de la temperatura podemos medir cuando dos sistemas se encuentran en equilibrio térmico. El principio cero de la termodinámica dice **Dos cuerpos que están en equilibrio térmico tienen la misma temperatura.**

1.2.2. CALOR

Todos sabemos cuando un cuerpo está caliente o frío, basta con tocarlo y nuestro sentido del tacto nos lo clasifica en uno u otro caso e incluso podemos casi predecir a qué *temperatura* se encuentra ese cuerpo. La experiencia nos muestra que al poner dos cuerpos de distinta temperatura en contacto, con el paso del tiempo, finalmente adquieren la misma temperatura, esto es, se ha producido un *equilibrio térmico*. Bien, lo que se ha producido es una transferencia de energía térmica a la que llamamos *calor* desde el cuerpo de mayor temperatura al otro de menor temperatura.

Por tanto, **el calor, (Q), es una energía que se transfiere de un cuerpo a otro como consecuencia de una diferencia de temperatura. Siempre tiene un sentido, desde los cuerpos más calientes a los más fríos.** El calor se toma como una energía en movimiento por eso no se considera como un tipo de energía, es energía en tránsito y de igual forma que ocurría con el trabajo (energía transmitida por una fuerza), tiene las mismas unidades en el S.I., el Julio (J), aunque recordar que se utiliza mucho como unidad de calor la caloría (1 cal = 4,18 J).

Cualquier cuerpo tiene temperatura como consecuencia de la energía interna que posee, pero *no tiene calor*. El aumento o descenso de temperatura de los cuerpos es debido a la transferencia de calor, esto es, a la ganancia o pérdida de energía.

En los cuerpos, el calor puede manifestarse cambiando la temperatura del cuerpo, cambiando el estado de agregación del cuerpo o cambiando su volumen, lo que se conoce como dilatación, pudiendo ser lineal, superficial o volumétrica. Los efectos del calor deben tenerse en cuenta siempre que se realice cualquier obra o instrumento, las juntas de dilatación que existen en muchas construcciones o los ventiladores de los ordenadores son muestra de ello.

1.2.2.1. CAMBIO DE TEMPERATURA

Al calentar un cuerpo la experiencia nos dice que éste aumenta su temperatura, pero no todos los cuerpos lo hacen de igual forma, el aumento de temperatura de cualquier sustancia depende de la masa del cuerpo y de su naturaleza, es decir, cuanto mayor es el cuerpo el aumento de temperatura necesitará más tiempo para producirse y dependiendo del tipo de sustancia habrá que calentar más o menos para variar su temperatura. Este último factor es una propiedad intrínseca de la sustancia denominado **calor específico**, éste se define como la cantidad de calor necesario para aumentar en 1 kelvin de temperatura 1 kg de dicha sustancia, su unidad en el S.I. es el $J/(kg \cdot K)$.

Por tanto, la cantidad de energía transmitida a un cuerpo por medio del calor es,

$$Q = mc_e(T_f - T_i)$$

Esta expresión se denomina **ecuación fundamental de la calorimetría**, en ella, m es la masa, c_e es el calor específico, T_f es la temperatura final y T_i es la temperatura inicial.

Al igual que ocurría con el principio de conservación de la energía mecánica aquí nos aparece un principio aún más fundamental, *el principio de conservación de la energía*. Por él, la energía transferida entre dos cuerpos debe ser la misma, esto es, el calor absorbido por un cuerpo más frío debe ser el mismo al calor cedido por el cuerpo más caliente.

$$Q_{cedido} = Q_{absorbido}$$

NOTA: Tened en cuenta que esto ocurre entre dos cuerpos, uno gana y otro cede calor.

1.2.2.2. CAMBIO DE ESTADO

Todos sabemos que si calentamos un trozo de hielo éste se convierte en agua líquida y que si seguimos calentando finalmente pasará a vapor de agua, lo que se ha ido producido han sido cambios de estado por efecto de la absorción de calor. Experimentalmente se observa que estos cambios de estado se producen a temperatura constante y que además dependen de la cantidad y del tipo de sustancia. Este resultado da lugar a una propiedad característica de cada sustancia denominada **calor latente**. El calor latente se define como la cantidad de calor necesario para que 1 kg de sustancia, realice un cambio de estado a temperatura constante. Su unidad en el S.I., de unidades es el J/kg. Esto da lugar a la expresión,

$$Q = mL$$

Siendo Q la energía transferida en forma de calor, m la masa y L el calor latente de la sustancia. Según sea el cambio de estado podemos tener L_f , L_v o L_s para la fusión, vaporización o sublimación respectivamente.

1.2.2.3. DILATACION

Ya hemos visto que al calentar un cuerpo aumenta su temperatura, pero además de este fenómeno ocurre otro paralelo, *la dilatación*. La dilatación es consecuencia del aumento de energía cinética (velocidad) de las partículas que lo forman, ya que provoca un aumento de las distancias que las separan y una relajación de las fuerzas de atracción.

La dilatación es un aumento de volumen de un cuerpo sin variación de masa, su efecto contrario es la contracción, que se produce cuando se enfrían los cuerpos. La dilatación es mayor en los gases, después son los líquidos y por último, los sólidos.

1.2.3. EL TRABAJO

El trabajo es cualquier cantidad que fluye a través de los límites del sistema durante un cambio de estado del mismo y que se puede convertir en la elevación de un peso en el entorno. Existen muchas formas de trabajo pero el más utilizado en termodinámica es el trabajo mecánico (expansión o compresión de una sustancia). De ahí que, comúnmente, veamos un sistema termodinámico como un cilindro provisto de un émbolo en cuyo interior tenemos una sustancia de trabajo, normalmente, un gas ideal. Tomando la definición de trabajo,

$$W = F\Delta x$$

y teniendo en cuenta la definición de presión $F = PS$,

$$W = P\Delta V$$

Donde P es la presión del sistema y ΔV es la variación de volumen que experimenta el gas. El trabajo aparece cuando el sistema cambia, pasa del sistema al entorno o al revés.

1.3. PRINCIPIOS DE LA TERMODINÁMICA

La termodinámica es una ciencia fenomenológica que se establece en torno a cuatro principios o Leyes. Gracias a ellas se especifica la naturaleza de la energía, de la temperatura y del orden en el universo. El orden cronológico de las cuatro Leyes no es correcto, la primera Ley y la Segunda se conocieron antes que el principio cero.

Este curso vamos a centrarnos en la Primera y Segunda Ley. A grandes rasgos, el Principio Cero dota de propiedad del sistema a la Temperatura y el Tercer Principio marca el fin de todo movimiento molecular a la Temperatura de cero grados kelvin.

1.3.1. PRIMER PRINCIPIO

Las experiencias de Joule demostraron que la energía interna de un gas podía aumentarse mediante trabajo mecánico o mediante calentamiento. Por tanto, el sistema alcanzaba un mismo estado partiendo de procesos distintos, esto hizo pensar que la conservación de la energía podía expresarse de modo termodinámico de la siguiente manera:

$$\Delta U = Q + W$$

El primer principio de la termodinámica dice: **Los intercambios de energía que un sistema realiza con su entorno (mediante calor y/o trabajo) producen variaciones en su energía interna.** Donde ΔU es la variación de energía interna del sistema, Q es el calor absorbido o cedido y W es el trabajo realizado por o sobre el sistema.

Es fundamental, para el uso de esta expresión conocer el criterio de signos,

- $Q > 0$ si el sistema absorbe calor.
- $Q < 0$ si el sistema cede calor al entorno.
- $W > 0$ si es trabajo realizado sobre el sistema.
- $W < 0$ si es trabajo realizado por el sistema sobre el entorno.

El primer principio de la termodinámica es en esencia, el principio de conservación de la energía. Es decir, la energía ni se crea ni se destruye, tan sólo se transforma.

1.3.2. SEGUNDO PRINCIPIO

El segundo principio de la termodinámica nos marca el sentido en el que se produce el intercambio energético. Una máquina térmica es un dispositivo mecánico que funcionando ciclicamente, transforme calor en trabajo. El calor suele venir dado por

una reacción química, si esta se produce en el interior de la máquina tendríamos un motor de combustión interna (motores de gasolina o diésel), sin embargo si la reacción química tiene lugar fuera de la máquina tendríamos un motor de combustión externa (máquina de vapor).

En toda máquina térmica deben existir dos focos térmicos a distinta temperatura, por tanto, una sustancia de trabajo adquiere una temperatura T_1 mediante un suministro de calor para posteriormente ceder calor al foco de menor temperatura T_2 pudiendo aprovechar y transformar este flujo calorífico en trabajo útil y volviendo así la sustancia de trabajo a su estado original. Matemáticamente,

$$W = Q_1 - Q_2 \Rightarrow T_1 > T_2$$

Este resultado se conoce como segundo principio de la termodinámica: **En un proceso cíclico, es imposible transformar íntegramente en trabajo cierta cantidad de calor.**

Sin embargo lo contrario sí que es posible, el trabajo se puede transformar íntegramente en calor. Supongamos que colocamos un bloque en la parte superior de un plano inclinado con rozamiento. El bloque baja por el plano, debido al rozamiento parte de su energía mecánica se transforma en energía interna y al llegar a la base del plano su temperatura habrá aumentado. Pero nunca observamos el proceso inverso, es decir, que el bloque se enfríe, transformando parte de su energía interna en cinética y, espontáneamente, comience a subir por el plano.

Los físicos definen una magnitud, **la entropía (S)**, para saber qué procesos son espontáneos y qué procesos no lo son. Cuando nos recomiendan que ahorremos energía no es porque la energía se pierda, sabemos que la energía total permanece constante. Lo que sí ocurre es que siempre que gastamos energía, parte de ella aparece en forma de calor y ésta energía no es aprovechable en su totalidad. Si toda la energía del universo estuviera en forma de calor, no podría llevarse a cabo ninguna transformación.

El rendimiento de una máquina térmica viene dado por,

$$\eta = \frac{Q_1 - Q_2}{Q_1} = \frac{W_{util}}{Q_1}$$

1.4. PROBLEMAS PROPUESTOS

1. Si se suministran 5820 J de energía en forma de calor a una bloque de aluminio, su temperatura se eleva 30 °C. Si la masa del bloque de aluminio es de 200 g, ¿cuál es el valor del calor específico del aluminio?

La rapidez con la que cualquier sustancia aumenta o disminuye su temperatura lo marca el calor específico de las sustancias. Según la ecuación fundamental de la calorimetría tenemos,

$$Q = mc_e\Delta T \rightarrow c_e = \frac{Q}{m\Delta T} = \frac{5820}{0,2 \cdot 30} = 970 \frac{J}{kgK}$$

2. Se calienta un bloque de aluminio de 150 g a 70 °C y a continuación se sumerge en un litro de agua a 20°C. Calcula la temperatura final del sistema. $c_e(\text{aluminio}) = 896 \text{ J/kg}^\circ\text{C}$; , $c_e(\text{agua}) = 4180 \text{ J/kg}^\circ\text{C}$

En el equilibrio térmico ambos tendrán la misma temperatura, Por tanto, aplicando la ecuación fundamental de la calorimetría para cada una de las sustancias y teniendo en cuenta que el calor que cede el aluminio lo gana el agua,

$$Q_{cedido} = Q_{ganado}$$

$$-mc_{e,Al}(T_f - T_i) = mc_{e,H_2O}(T_f - T_i)$$

$$\boxed{T_f = 21,6^\circ\text{C}}$$

3. Un cubo de hielo de 20 g a 0°C se calienta hasta que 15 g se han convertido en agua a 100°C y 5 g se han convertido en vapor de agua. ¿Cuánto calor se necesitó para lograr esto?. $L_f(\text{agua}) = 3,34 \cdot 10^5 \text{ J/kg}^\circ\text{C}$; $c_e(\text{agua}) = 4180 \text{ J/kg}^\circ\text{C}$; $L_v(\text{agua}) = 2,24 \cdot 10^6 \text{ J/kg}$.

En este caso tenemos que hallar por una parte el calor necesario para aumentar la temperatura del sistema y por otro lado el calor necesario para realizar los cambios de estado necesarios hasta llevar nuestro sistema desde el estado sólido al estado gaseoso, teniendo en cuenta que no toda la masa de agua se transforma en vapor de agua. Por tanto,

- Nos dicen que tenemos hielo y este se pasa a estado sólido, por tanto, cambio de estado

$$Q = mL_f = 0,02 \cdot 3,34 \cdot 10^5 = 6680 \text{ J}$$

- La masa de agua a 0°C se lleva hasta los 100°C, esto es, aumento de temperatura

$$Q = mc_e \Delta T = 0,02 \cdot 4180 \cdot 100 = 8360 \text{ J}$$

- Por último, tan sólo 5 g del total se han convertido en vapor de agua (cambio de estado)

$$Q = mL_v = 0,005 \cdot 2,24 \cdot 10^6 = 11200 \text{ J}$$

El calor necesario para lograr el proceso completo viene dado por la suma de los calores de cada una de las etapas,

$$Q_{total} = Q_1 + Q_2 + Q_3 = 26240 \text{ J}$$

4. La ecuación de estado de un gas perfecto es $pV = nRT$, donde p es la presión; V, el volumen; n, el número de moles del gas; T, su temperatura absoluta, y $R = 8,31 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1}$, la constante de los gases.

- Demuestra que el trabajo de expansión de un gas a presión constante se expresa por: $W = nR\Delta T$
 - Calcula el trabajo de expansión, a presión constante, de 48 g de oxígeno al incrementar su temperatura 50 K.
 - Determina el incremento de energía interna del gas sabiendo que $C_v = 21 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1}$.
 - Calcula la energía que ha absorbido caloríficamente el gas durante esta expansión.
- a) Al ser la presión constante y teniendo en cuenta el valor del trabajo para la expansión de un gas, es inmediato la comprobación.

$$W = P\Delta V \Rightarrow W = nR\Delta T$$

- 48 g de oxígeno equivalen a 1,5 moles (dividiendo por su masa molecular). Por tanto, el trabajo de expansión del gas es,

$$W = nR\Delta T = 623 \text{ J}$$

El trabajo, al ser realizado por el gas, es negativo.

- c) La variación de energía interna es igual al calor absorbido a presión constante.

$$\Delta U = n c_v \Delta T = 1575 \text{ J}$$

- d) Aplicando el primer principio de la termodinámica,

$$\Delta U = Q + W \Rightarrow Q = 2198 \text{ J}$$