

## SESIÓN 10

### TERMODINÁMICA I

#### I. CONTENIDOS:

1. Definición de termodinámica.
2. Ley cero de la termodinámica.
3. Primera ley de la termodinámica.
4. Procesos endotérmicos y exotérmicos.

#### II. OBJETIVOS:

Al término de la Sesión, el alumno:

- Comprenderá que es la termodinámica.
- Explicará la ley cero de la termodinámica.
- Analizará los parámetros involucrados en la primera ley.
- Diferenciará una reacción exotérmica de una endotérmica.

#### III. PROBLEMATIZACIÓN:

*Comenta las preguntas con tu Asesor y selecciona las ideas más significativas.*

- ¿Qué tipo de reacción se produce cuando cae un rayo?
- ¿Qué ley aplicamos cuando abrimos las llaves en la regadera?
- ¿Cómo se mide el trabajo que realiza la bomba de agua en nuestra casa?
- ¿Cuánto calor absorbe una planta durante la fotosíntesis para formar un mol de glucosa?

#### IV. TEXTO INFORMATIVO-FORMATIVO:

##### 1.1. Definición de termodinámica

La termodinámica se define como la ciencia que estudia los procesos en los que se transfiere energía en forma de calor y trabajo.

##### 2.1. Ley cero de la termodinámica

Establece que si ponemos en contacto dos cuerpos con diferentes temperaturas, en un determinado tiempo, estos cuerpos alcanzaran la misma temperatura, y si un tercer cuerpo se pone en contacto con los dos anteriores, también alcanzara la misma temperatura, es decir, los tres cuerpos estarán en equilibrio térmico después de un tiempo mientras estén en contacto. Es importante establecer las diferencias entre el calor y la temperatura:

Temperatura	Calor
Medida de la energía molecular media	Es la energía total del movimiento molecular en una sustancia
No depende del tamaño, del número o del tipo de partículas	Depende de la velocidad, número, tamaño y tipo de partículas
Se mide en grados	Se mide en joules

El termómetro es el instrumento de medición de la temperatura, cuando este se pone en contacto térmico con un sistema varía su medición.

##### 3.1. Primera ley de la termodinámica.

Se refiere a la conservación de la energía en un proceso cualquiera, establece que si se realiza un trabajo o el sistema intercambia calor con otro, la energía interna del sistema sufrirá un cambio. La energía interna de sistema debe ser igual a la cantidad de calor que es aportado al sistema menos el trabajo que realiza el sistema.

$$\Delta U = q + w$$

Donde:

$\Delta U$  = energía interna del sistema

$Q$  = cantidad de calor aportado

$W$  = trabajo realizado

La primera ley se aplica a todos los procesos que parten de un estado de equilibrio y termina en otro.

Imaginemos un gas encerrado en un cilindro, en donde una de sus tapas es un embolo móvil, a este gas se le suministra calor mediante un mechero, el cambio de la energía interna del gas es la diferencia entre el calor suministrado por el mechero y el trabajo que realiza el gas al levantar el embolo móvil contra la presión de la atmósfera. Ejemplo:

a) Calcular la entalpia si el trabajo realizado por una maquina es de 70 000 calorías y su energía interna es de 18 000 calorías.

Datos	Fórmula	Sustitución
$\Delta U - q = w = 70\ 000$ calorías	$\Delta U = q + w$ Despeje de la formula $q = \Delta U - w$	$q = 18\ 000$ calorías - $70\ 000$ calorías $q = -52\ 000$ calorías
$E = \Delta U = 18\ 000$ calorías		
$q =$		

#### 4.1. Procesos endotérmicos y exotérmicos

La termoquímica estudia el calor que entra o sale a un sistema cuando se lleva a cabo una reacción química.

- *Un proceso endotérmico es aquel en el que se absorbe calor, es decir, el calor fluye del entorno hacia el interior del sistema.*
- *Un proceso exotérmico es aquel en el que se desprende calor, el calor fluye del interior del sistema hacia el entorno.*

Debido a que el calor entrante o saliente en un proceso produce un cambio en la energía interna y además también es utilizado para realizar trabajo, se acostumbra definir la entalpia (H), magnitud termodinámica que se basa en que el calor se utiliza para la realización de trabajo.

A continuación se define el cambio de entalpia:

$$\Delta H = (H_{\text{productos}} - H_{\text{reactivos}}) = q_p$$

Donde:

$\Delta H$  = cambio de entalpia

$q_p$  = calor que entra o sale del sistema a presión constante

$H_{\text{productos}}$  = entalpia de los productos

$H_{\text{reactivo}}$  = entalpia de los reactivos

Si  $\Delta H$  es positivo, el proceso es endotérmico, es decir, se requiere calor para llevarse a cabo la reacción.

Si  $\Delta H$  es negativo, el proceso es exotérmico, es decir, sale calor del sistema durante la reacción. El paso de sólido a líquido y el paso de líquido a gas son procesos endotérmicos. El paso del estado gaseoso al estado líquido y de líquido a sólido son ejemplos de procesos exotérmicos. Según el proceso, la entalpia se denomina:

- **Entalpia de reacción:** *calor que se absorbe o desprende a presión constante en una reacción química.*
- **Entalpia de formación:** *a presión constante, es el calor necesario para formar un mol de una sustancia.*
- **Entalpia de combustión:** *a presión constante, es el calor liberado cuando se quema un mol de una sustancia.*
- **Entalpia de enlace:** *calor que se emplea para romper un mol de enlaces cuando la sustancia se encuentra en estado gaseoso.*