BLOQUE I: TERMODINÁMICA

Tema 1:TEMPERATURA Y CALOR: Conceptos básicos. Principio cero de la termodinámica. Concepto de temperatura y escalas termométricas. Tipos de termómetros. Ecuaciones de estado de un sistema. Coeficientes térmicos. Calor. Capacidad calorífica y calor específico. Cambios de fase: calor latente.
Tema 2: PRIMER PRINCIPIO DE LA TERMODINÁMICA: Trabajo termodinámico. Energía interna. Enunciados del primer principio. Transformaciones termodinámicas del gas ideal.
Tema 3: SEGUNDO PRINCIPIO DE LA TERMODINÁMICA: Necesidad del segundo principio. Enunciados del segundo principio. Ciclo y teorema de Carnot. Escala termodinámica de temperaturas. Teorema de Clausius. Entropía. Variaciones de entropía de un gas ideal.

BLOQUE II: ELECTROMAGNETISMO

Tema 4: CAMPO Y POTENCIAL ELÉCTRICOS: Carga eléctrica. Ley de Coulomb. Campo eléctrico. Flujo eléctrico. Ley de Gauss: aplicaciones. Diferencia de potencial. Potencial eléctrico. Cálculo del potencial eléctrico. Energía potencial electrostática .
Tema 5: CAMPO ELÉCTRICO EN LA MATERIA: Conductores y aislantes. Conductores en equilibrio electrostático. Capacidad de un conductor. Condensadores y capacidad. Energía almacenada en un condensador. Dipolo eléctrico en un campo externo. Condensadores con dieléctrico.
Tema 6: CORRIENTE ELÉCTRICA Y CIRCUITOS DE CORRIENTE CONTINUA: Corriente eléctrica: intensidad y densidad de corriente. Resistencia y ley de Ohm. La energía en los circuitos eléctricos: fuerza electromotriz y baterías. Análisis de circuitos de corriente continua. Circuitos RC: carga y descarga de un condensador. Instrumentos de medida: galvanómetro, amperímetro y voltímetro.
Tema 7: EL CAMPO MAGNÉTICO Y SUS FUENTES: Introducción. Líneas de campo magnético. Flujo magnético. Movimiento de partículas cargadas en un campo magnético. Fuerza sobre un conductor. Efecto Hall. Pares de fuerzas sobre espiras de corriente. Campo magnético creado por una carga móvil. Campo magnético creado por corrientes eléctricas: ley de Biot y Savart. Ley de Ampère: aplicaciones.
Tema 8: INDUCCIÓN ELECTROMAGNÉTICA: Introducción. Fuerza electromotriz debida al movimiento. Ley de Faraday. Ley de Lenz. Inductancia mutua. Autoinducción. Energía magnética. Circuitos RL. Magnetismo en la materia.
Tema 9: CORRIENTE ALTERNA: Introducción. Alternador elemental. Fuerza electromotriz sinusoidal. Circuito serie RLC. Valores medios y eficaces. Ley de Ohm aplicada a las magnitudes eficaces. Potencia en los circuitos de corriente alterna. El transformador.
Tema 10: ONDAS ELECTROMAGNÉTICAS: Introducción. La ecuación de onda para los campos eléctrico y magnético. Ondas electromagnéticas. Intensidad de una onda electromagnética. Emisión de ondas electromagnéticas. El espectro electromagnético.

FÍSICA 1

Tres leyes de Newton
+
Ley de gravitación universal

⇨ Sistemas de partículas

- Sólido-rígido
  - Rotación
  - Situación estática
- Fluidos

FÍSICA 2

Tres leyes de la termodinámica

Tema 1 Principio cero: definición de temperatura

Tema 2 Primer principio: conservación de la energía

Tema 3 Segundo principio: Máquinas térmicas

Tema 1

TEMPERATURA: PRINCIPIO CERO DE LA TERMODINÁMICA

OBJETIVOS PRINCIPALES:

1.- Conocer y aplicar el principio cero de la Termodinámica.

2.- Conocer y aplicar el concepto de temperatura.

3.- Conocer los diferentes métodos y sistemas de medida de la temperatura.

4.- Conocer y aplicar las leyes de los gases ideales.

5.- Conocer la relación entre las magnitudes termodinámicas macroscópicas y las propiedades mecánicas microscópicas en un gas ideal.

UTILIDAD DE LOS CONCEPTOS ANALIZADOS EN ESTE TEMA

1.- Concepto riguroso de temperatura.

2.- Diferentes formas de expresar la temperatura.

3.- Conocer las relaciones que se establecen a través de las ecuaciones de estado entre algunas magnitudes termodinámicas fundamentales para el posterior uso en los cálculos de ciclos termodinámicos.

PUNTO DE VISTA FUNDAMENTAL:

Leyes de Newton = Mecánica del punto material

⇩

Aplicación a sistemas de partículas.

Algunos resultados pero en general es difícil su aplicación estricta.

⇩

Se definen otras magnitudes macroscópicas que den cuenta del estado del sistema (ejemplo: fluidos)

⇩

Temperatura + Calor + ... = Termodinámica

PUNTO DE VISTA HISTÓRICO:

Termodinámica = Rama de la Física

⇩

Se basa, igual que la mecánica, en una serie de principios o leyes experimentales a partir de las cuales se deduce cualquier propiedad.

PUENTE ENTRE AMBAS DESCRIPCIONES:

Física Estadística

ESQUEMA DE DESARROLLO

1. Introducción.

2. Conceptos básicos.

3. Concepto de temperatura: principio cero de la termodinámica.

4. Escalas termométricas. Tipos de termómetros.

5. Ley de los gases ideales.

6. Teoría cinética de los gases.

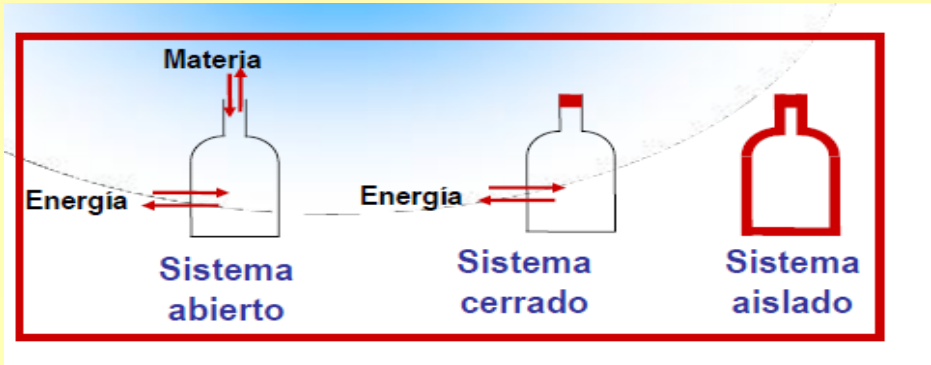
CONCEPTOS BÁSICOS

- **La termodinámica** estudia las propiedades macroscópicas de los sistemas que participan en procesos en los que se pone en juego la energía térmica.

- El elemento objeto de esta rama de la física es el **sistema termodinámico** (cualquier cuerpo material integrado por un gran número de individualidades y separado del exterior por una superficie cerrada o pared).

- En función de la interacción que permiten con el exterior las paredes se clasifican en

a) Aislantes: No permiten ningún tipo de interacción entre el sistema y el exterior.
b) Móviles (o fijas y rígidas): Permiten (o no) el intercambio energético por efectos mecánicos.
c) Adiabáticas (o diatérmanas): No permiten (o permiten) el intercambio de calor.
d) Permeables (o impermeables): Permiten (o no) el intercambio de materia.



CONCEPTOS BÁSICOS

- **Variables, parámetros o coordenadas termodinámicas**: Son las magnitudes físicas macroscópicas que caracterizan al sistema termodinámico.

- **Variables, parámetros o coordenadas de estado**: Para especificar el estado del sistema no es necesario especificar el valor de todas las variables termodinámicas puesto no todas ellas son independientes. Al conjunto de variables termodinámicas elegido para especificar el estado del sistema se les llama variables, parámetros o coordenadas de estado.

- **Variables termodinámicas intensivas**: son aquellas que permanecen inalteradas cuando dividimos un sistema en varios subsistemas (temperatura, presión, tensión superficial, calor específico, etc).

- **Variables termodinámicas extensivas:** Aquéllas cuyo valor depende de la cantidad de materia que hay en el sistema y, por tanto, cambian su valor cuando dividimos el sistema en varios subsistemas reciben el nombre de (masa, volumen, momento magnético, capacidad calorífica, etc).

- **Equilibrio termodinámico:** se dice que un sistema se encuentra en equilibrio termodinámico cuando: 1. Sus variables de estado no varían con el tiempo y 2. Sus variables intensivas poseen el mismo valor en todas las partes del sistema.

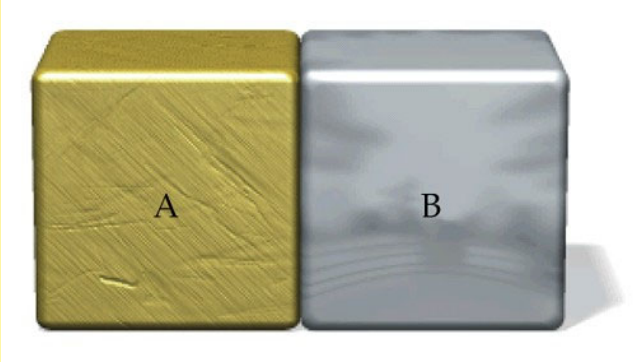
- **Ecuación de estado:** Ecuación válida en sistemas en equilibrio termodinámico que relaciona las variables termodinámicas de estado y que priva de su independencia a una de ellas.

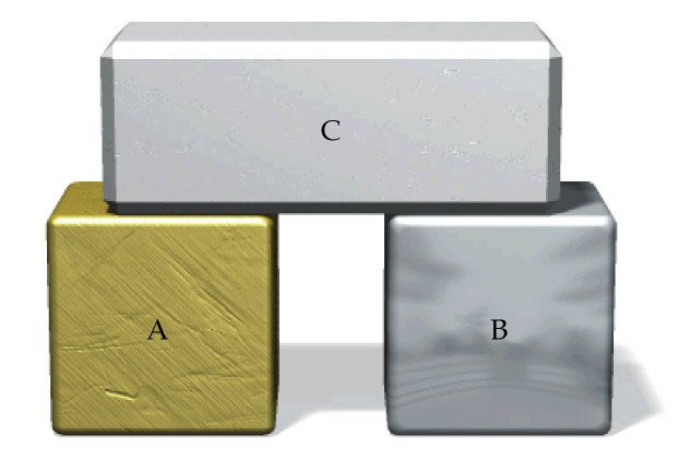
CONCEPTOS BÁSICOS

- Proceso termodinámico: Se dice que un sistema experimenta un proceso termodinámico cuando alguno de los parámetros de estado varía con el tiempo.

- Proceso de equilibrio o quasiestático: Se denomina de equilibrio o quasiestático si en la evolución del estado inicial al final los parámetros del sistema, que se modifican, varían de modo infinitamente lento, de forma que, desde un punto de vista práctico, podemos considerar que el sistema siempre se encuentra en estado de equilibrio y, por tanto, la ecuación de estado es válida en todo el proceso.

Una propiedad Física que varía con la temperatura se denomina propiedad termométrica





Principio cero de la termodinámica: ***Si dos objetos están en equilibrio térmico con un tercero, entonces están en equilibrio térmico entre sí.***

⇩

Tiene que existir una propiedad de los sistemas común para todos los estados de equilibrio termodinámico que se encuentren en equilibrio mutuo con uno dado. Esta propiedad es lo que conocemos como temperatura empírica. Por tanto, se dice que dos objetos tienen la misma temperatura cuando están en equilibrio térmico entre sí.

La temperatura es la magnitud que expresa el estado de movimiento interno del sistema en equilibrio termodinámico, caracterizada porque tiene el mismo valor en todos los sistemas que integran el sistema complejo cuando éste ha alcanzado el equilibrio, cuya cuantía es independiente del número de individualidades del sistema, dependiendo únicamente de los parámetros externos y de la energía. Definida así, **la temperatura es un parámetro interno y una variable intensiva**.

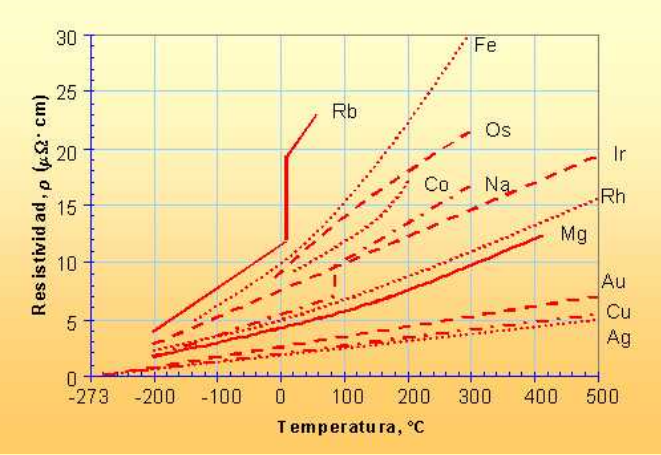
Para medir la temperatura se utilizan los termómetros que aprovechan la propiedades termométricas de los materiales. Una propiedad termométrica es cualquier propiedad macroscópica de un sistema que varíe al hacerlo la temperatura.

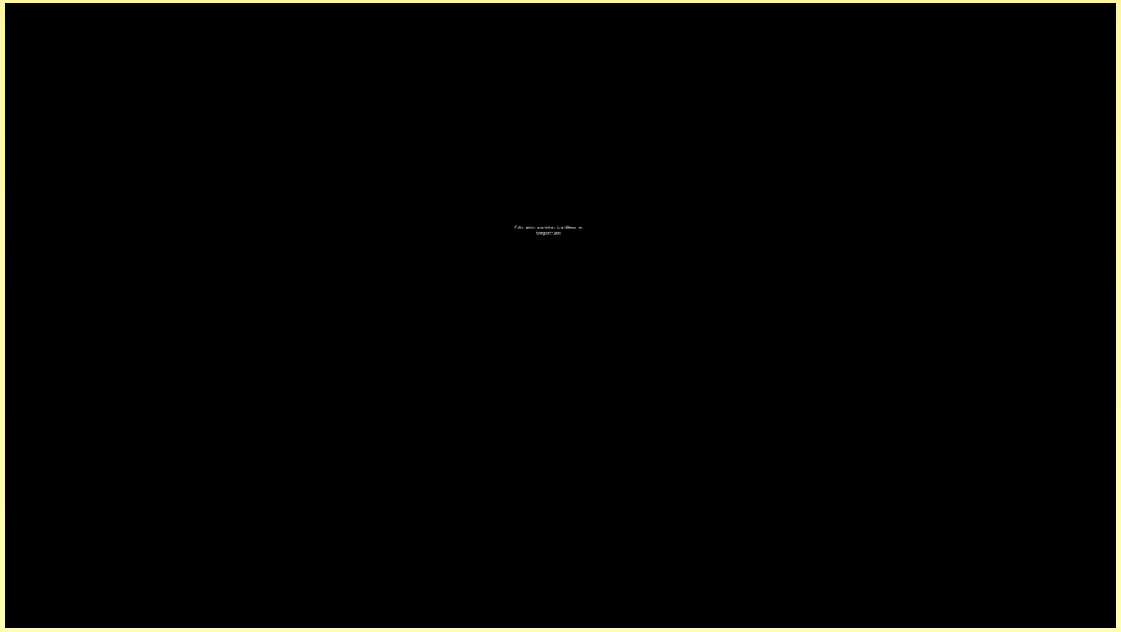
Requisitos que debe reunir una propiedad termométrica para poder ser usada en el diseño de un termómetro:

1.- Debe existir una relación biunívoca entre el valor de la magnitud medida y el valor asignado a la temperatura.
2.- Variaciones pequeñas de temperatura deben originar variaciones apreciables de la propiedad termométrica.
3.- Termómetros diferentes que utilicen la misma propiedad termométrica deben indicar la misma temperatura en los mismos estados.

4.- El termómetro debe poder utilizarse en un intervalo de temperaturas amplio.
5.- La propiedad termométrica debe carecer de inercia, el termómetro debe detectar rápidamente las variaciones de temperatura.
6.- El termómetro debe tener un tamaño reducido con objeto de que no provoque perturbaciones en el sistema.

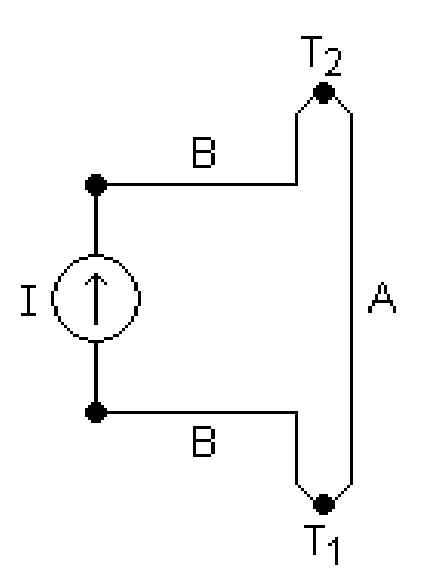
1.- Variación de la resistencia eléctrica de un material con la temperatura

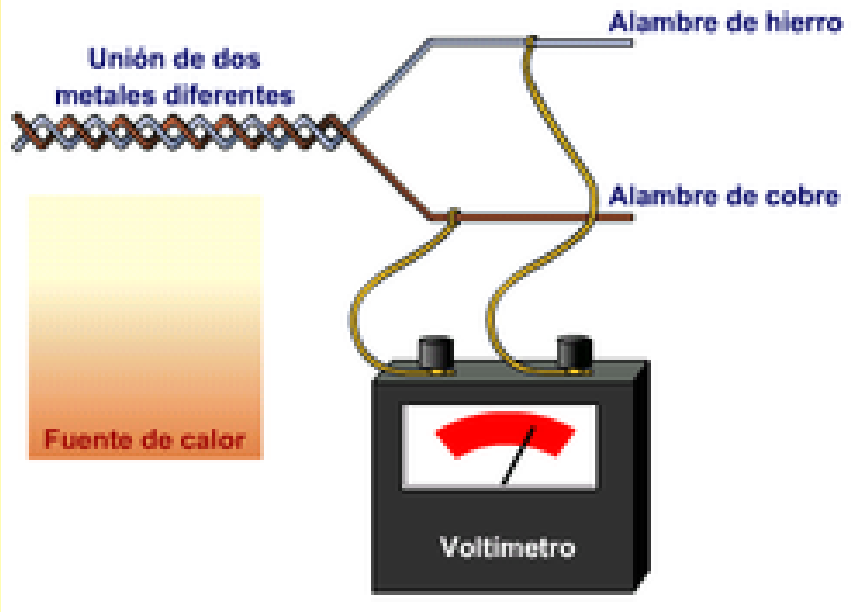




PROPIEDADES TERMOMÉTRICAS

2.- **Efecto Seebeck:** Conversión de diferencias de temperatura directamente a electricidad. Seebeck en 1821 descubrió que la aguja de una brújula se desviaba cuando se formaba un circuito cerrado de dos metales unidos en dos lugares con una diferencia de temperatura entre las uniones.



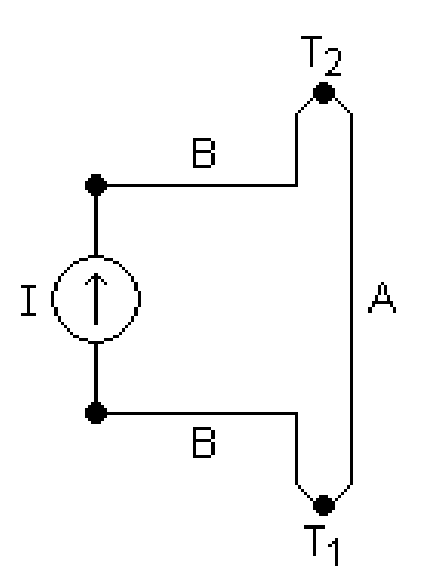


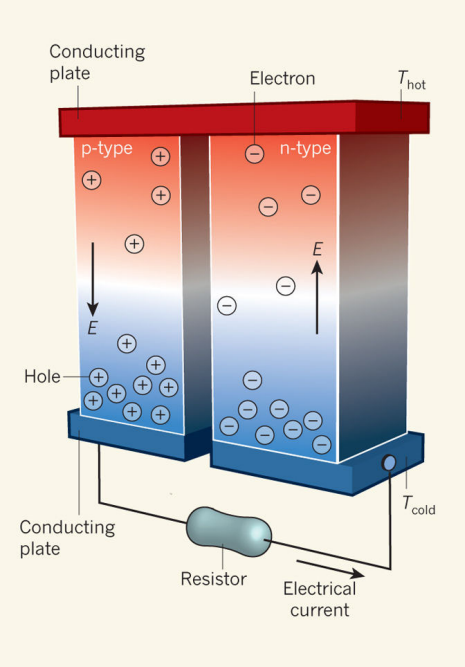
PROPIEDADES TERMOMÉTRICAS

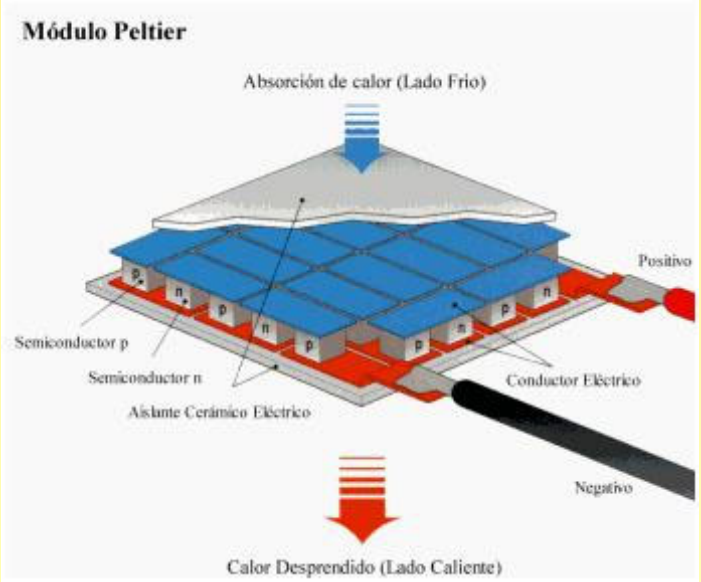
2.- **Efecto Seebeck:** Conversión de diferencias de temperatura directamente a electricidad. Seebeck en 1821 descubrió que la aguja de una brújula se desviaba cuando se formaba un circuito cerrado de dos metales unidos en dos lugares con una diferencia de temperatura entre las uniones.

PROPIEDADES TERMOMÉTRICAS

3.- **Efecto Peltier:** Propiedad termoeléctrica descubierta en 1834 por Jean Peltier. El efecto Peltier hace referencia a la creación de una diferencia de temperatura debida a un voltaje eléctrico. Sucede cuando una corriente se hace pasar por dos metales o semiconductores conectados por dos "junturas de Peltier". La corriente propicia una transferencia de calor de una juntura a la otra: una se enfría en tanto que otra se calienta.

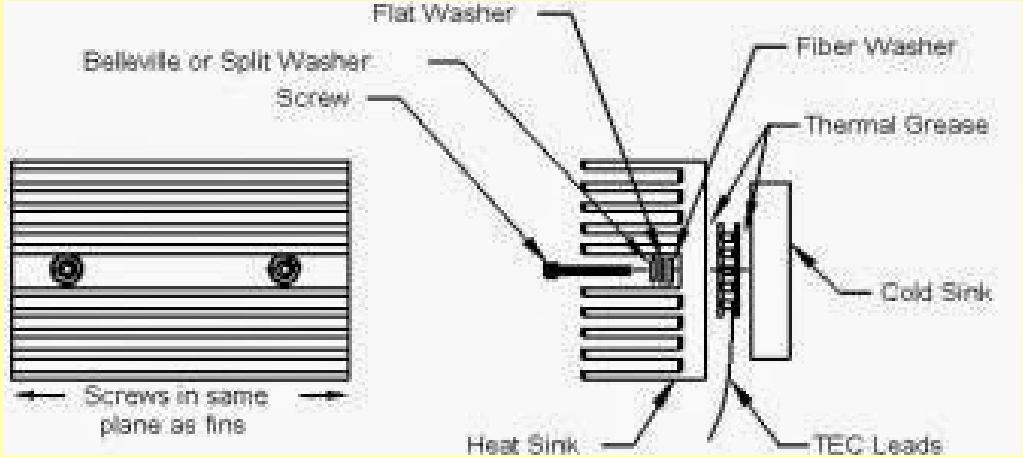






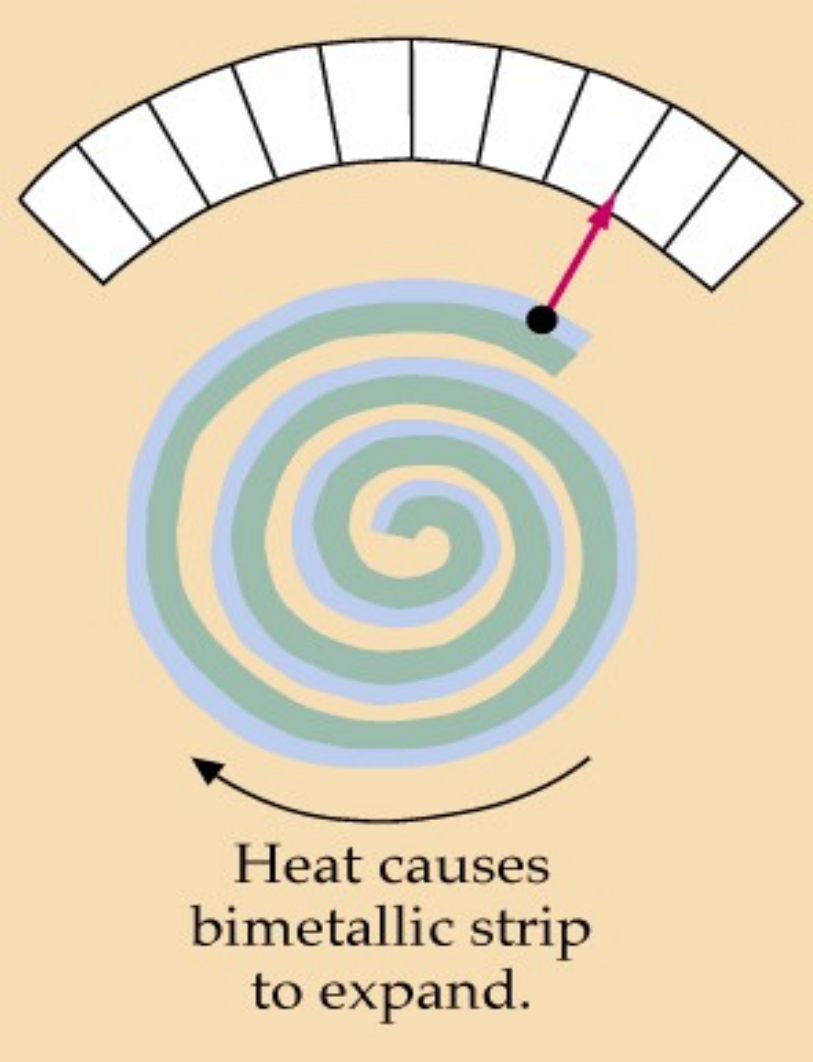
PROPIEDADES TERMOMÉTRICAS

3.- **Efecto Peltier:** Propiedad termoeléctrica descubierta en 1834 por Jean Peltier. El efecto Peltier hace referencia a la creación de una diferencia de temperatura debida a un voltaje eléctrico. Sucede cuando una corriente se hace pasar por dos metales o semiconductores conectados por dos "junturas de Peltier". La corriente propicia una transferencia de calor de una juntura a la otra: una se enfría en tanto que otra se calienta.

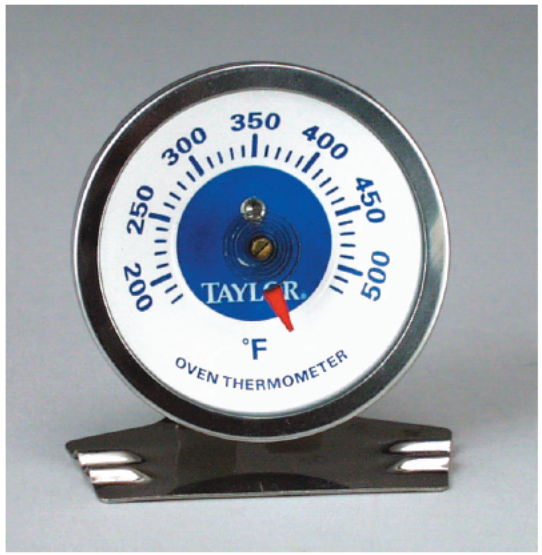


PROPIEDADES TERMOMÉTRICAS

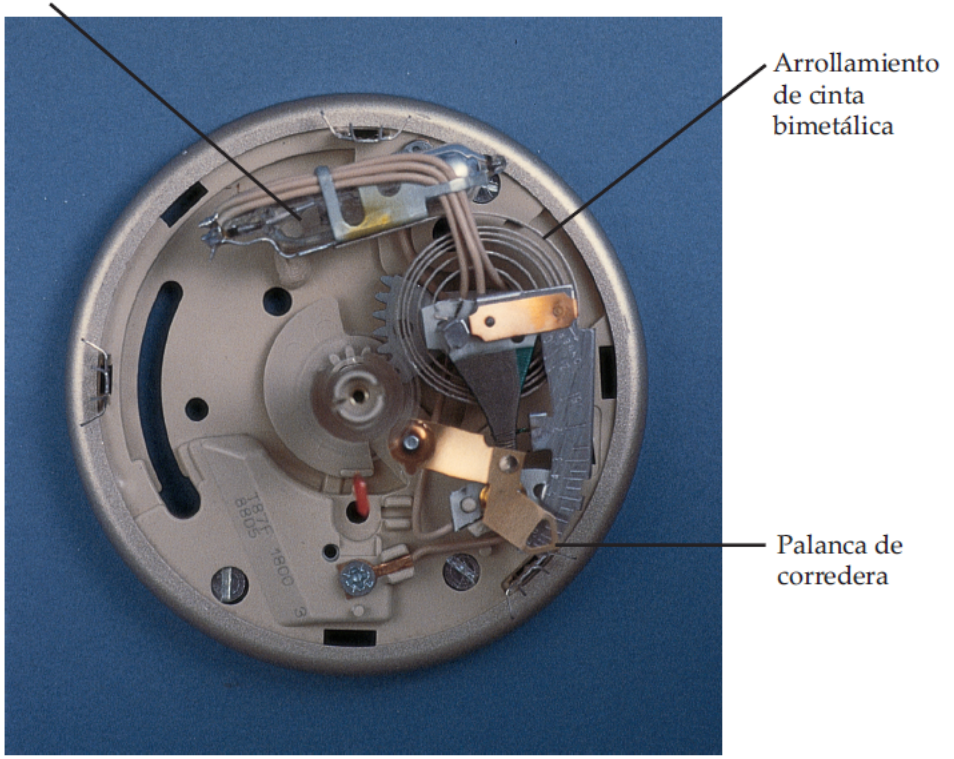
Sin duda alguna la propiedad termométrica de la que el hombre antes tuvo conocimiento es la dilatación-contracción que sufre la materia con el aumento-disminución de la temperatura. Como veremos esta propiedad termométrica fue fundamental en el desarrollo de los termómetros y por lo tanto para llegar a un concepto físico de lo que es la temperatura.



Pueden utilizarse otras propiedades termométricas para construir termómetros y establecer escalas de temperatura. La figura muestra una cinta o tira bimetálica compuesta por dos metales diferentes unidos entre sí. Cuando la cinta se calienta o se enfría, se curva para acomodarse a la diferencia de las dilataciones térmicas de los dos metales. La figura muestra un arrollamiento bimetálico que lleva un índice que indica la temperatura sobre una escala adecuada. Cuando se calienta el termómetro, la espiral se curva más y el índice se desplaza hacia la derecha. Se calibra el termómetro de la misma forma que un termómetro de mercurio, es decir, determinando el punto de hielo y el de ebullición del agua y dividiendo el intervalo entre ellos en 100 grados Celsius


200
250
300
350
400
450
500
TAYLOR
°F
OVEN THERMOMETER

(*a*)


Interruptor de mercurio
Arrollamiento de cinta bimetálica
Palanca de corredera

(*b*)

RESUMEN DE CLASE ANTERIOR

La termodinámica estudia las propiedades macroscópicas de los sistemas que participan en procesos en los que se pone en juego la energía.

CONCEPTOS BÁSICOS

Sistema termodinámico: Cuerpo material integrado por un gran número de individualidades y separado del exterior por una superficie cerrada o pared.
Paredes: Aislantes, móviles, rígidas, adiabáticas, diatérmanas, permeables, o impermeables.

Variables termodinámicas: Magnitudes físicas macroscópicas que caracterizan al sistema termodinámico.
Variables de estado: Conjunto de variables termodinámicas elegido para especificar el estado del sistema se les llama variables, parámetros o coordenadas de estado.

Variables intensivas: Permanecen inalteradas cuando dividimos un sistema en varios subsistemas.
Variables termodinámicas extensivas: Cambian su valor cuando dividimos el sistema en varios subsistemas.

Equilibrio termodinámico: 1. Sus variables de estado no varían con el tiempo
2. Sus variables intensivas poseen el mismo valor en todas las partes del sistema.

Ecuación de estado: Ecuación válida en sistemas en equilibrio termodinámico que relaciona las variables termodinámicas de estado y que priva de su independencia a una de ellas.

Proceso termodinámico: Cuando alguno de los parámetros de estado varía con el tiempo.

Proceso quasiestático: Cuando la evolución del estado inicial al final es infinitesimalmente lenta de forma que, desde un punto de vista práctico, podemos considerar que el sistema siempre se encuentra en estado de equilibrio y, por tanto, la ecuación de estado es válida en todo el proceso.

Principio cero de la termodinámica: ***Si dos objetos están en equilibrio térmico con un tercero, entonces están en equilibrio térmico entre sí.*** ⇨ La propiedad común en los sistemas para estar en equilibrio termodinámico se llama temperatura empírica. Por tanto, se dice que dos objetos tienen la misma temperatura cuando están en equilibrio térmico entre sí.

Propiedades de un sistema que dependen de la temperatura = Propiedades termométricas.

1. Variación de la conductividad.
2. Efecto Seebeck.
3. Efecto Peltier.
4. Dilataciones y contracciones de los materiales

$$L \approx L_0\left(1+\alpha_L \Delta t\right)$$
$$V \approx V_0\left(1+\alpha_V \Delta t\right)$$
$$\alpha_V \approx 3\alpha_L$$

α_L = *Coeficiente de dilatación lineal*
α_V = *Coeficiente de dilatación volumétrica*

Coeficiente de dilatación lineal

$$L = f(t) \Rightarrow L = L(t_0) + \left.\frac{df}{dt}\right|_{t=t_0} (t - t_0) + \left.\frac{d^2 f}{dt^2}\right|_{t=t_0} \frac{(t - t_0)^2}{2} + \ldots.$$

$$L \approx L_0 (1 + \alpha_L \Delta t)$$

Coeficiente de dilatación volumétrica

$$V \approx V_0 (1 + \alpha_V \Delta t)$$

Relación entre ambos:

$$\beta = \alpha_V \approx 3\alpha_L$$

Ejemplo.- *Un recipiente de vidrio, de 200 cm³ de volumen, se llena hasta el borde con mercurio. ¿Cuánta cantidad de mercurio se desbordará del recipiente si se eleva la temperatura en 30ºC? $\beta_{Hg}=0.182x10^{-3}/ºC$, $\alpha_{vidrio}=9x10^{-6}/ºC$.*

Ejemplo.- *Un recipiente de vidrio, de 200 cm³ de volumen, se llena hasta el borde con mercurio. ¿Cuánta cantidad de mercurio se desbordará del recipiente si se eleva la temperatura en 30ºC? $\beta_{Hg}=0.182x10^{-3}/ºC$, $\alpha_{vidrio}=9x10^{-6}/ºC$.*

$$V_{Hg} \approx V_{Hg}\left(1+\beta\Delta t\right) \Rightarrow V_{Hg} = 200\left(1+0.182\cdot10^{-3}\cdot30\right)\ \text{cm}^3 = 201.092\ \text{cm}^3$$

Ejemplo.- *Un recipiente de vidrio, de 200 cm³ de volumen, se llena hasta el borde con mercurio. ¿Cuánta cantidad de mercurio se desbordará del recipiente si se eleva la temperatura en 30ºC? $\beta_{Hg}=0.182x10^{-3}/ºC$, $\alpha_{vidrio}=9x10^{-6}/ºC$.*

$$V_{Hg} \approx V_{Hg}\left(1+\beta\Delta t\right) \Rightarrow V_{Hg} = 200\left(1+0.182\cdot10^{-3}\cdot30\right)\ \text{cm}^3 = 201.092\ \text{cm}^3$$

$$\left.\begin{array}{l} V_R \approx V_{R0}\left(1+\alpha_V\Delta t\right) \\ \beta \approx 3\alpha_L \end{array}\right| \Rightarrow V_R = 200\left(1+3\cdot9\cdot10^{-6}\cdot30\right)\ \text{cm}^3 = 200.162\ \text{cm}^3$$

Ejemplo.- *Un recipiente de vidrio, de 200 cm³ de volumen, se llena hasta el borde con mercurio. ¿Cuánta cantidad de mercurio se desbordará del recipiente si se eleva la temperatura en 30ºC? $\beta_{Hg}=0.182x10^{-3}/ºC$, $\alpha_{vidrio}=9x10^{-6}/ºC$.*

$$V_{Hg} \approx V_{Hg}\left(1+\beta\Delta t\right) \Rightarrow V_{Hg} = 200\left(1+0.182\cdot10^{-3}\cdot30\right)\ \text{cm}^3 = 201.092\ \text{cm}^3$$

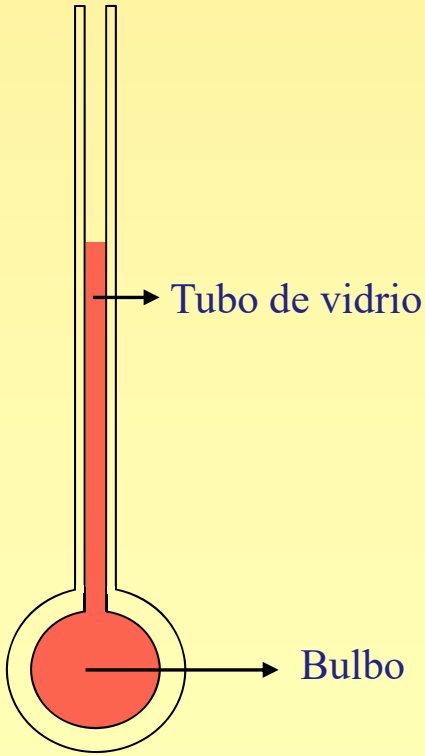
$$\left.\begin{array}{l} V_R \approx V_{R0}\left(1+\alpha_V\Delta t\right) \\ \beta \approx 3\alpha_L \end{array}\right| \Rightarrow V_R = 200\left(1+3\cdot9\cdot10^{-6}\cdot30\right)\ \text{cm}^3 = 200.162\ \text{cm}^3$$

$$\Delta V = V_{Hg} - V_R = (201.092 - 200.162)\ \text{cm}^3 = 0.93\ \text{cm}^3$$

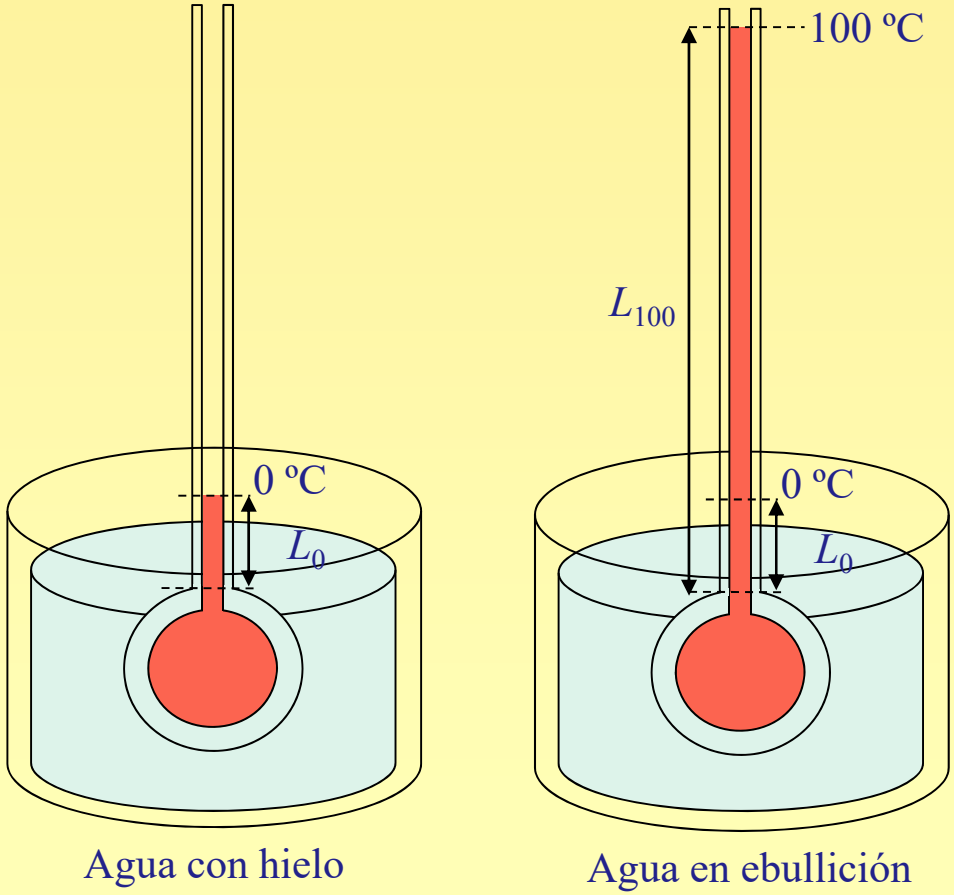
El principio cero nos permite definir fácilmente una escala de temperatura utilizando cualquier propiedad termométrica

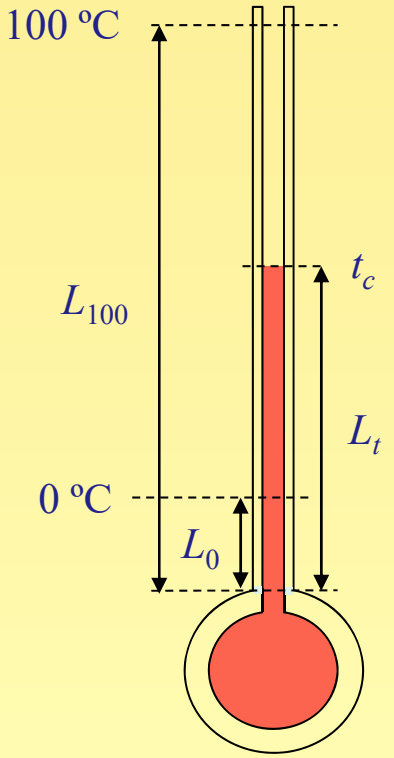
Termómetro común de mercurio

Esquema



Calibración del termómetro





Escala de grados Celsius

$$t_C = 100 \cdot \frac{L_t - L_0}{L_{100} - L_0} \ ^\circ\mathrm{C}$$

Escala de grados Fahrenheit

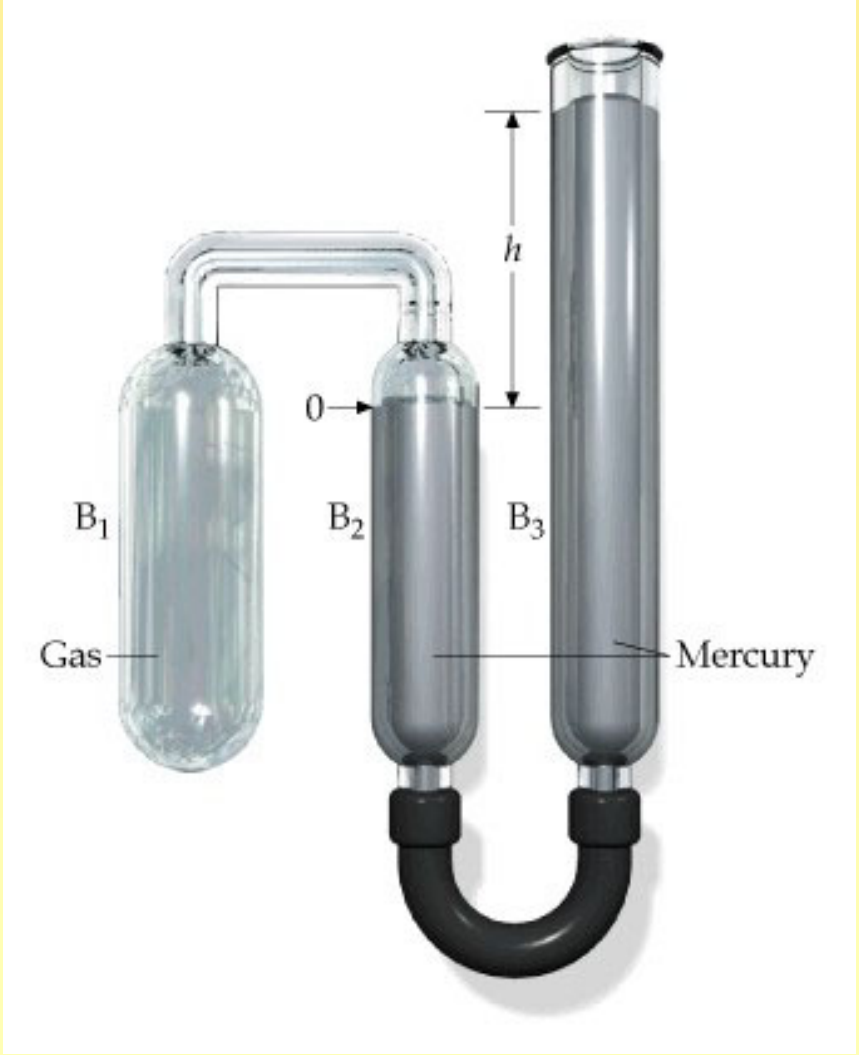
En esta escala de temperaturas se define como 32 °F la temperatura del punto de hielo y como 212 °F la del punto de ebullición del agua

$$t_C = \frac{5}{9}\left(t_F - 32\ ^\circ\mathrm{F}\right)\frac{^\circ\mathrm{C}}{^\circ\mathrm{F}}$$

Ejemplo.- *(a) Hallar la temperatura en la escala Celsius equivalente a 41°F. (b) Hallar la temperatura en la escala Fahrenheit equivalente a -10 ºC.*

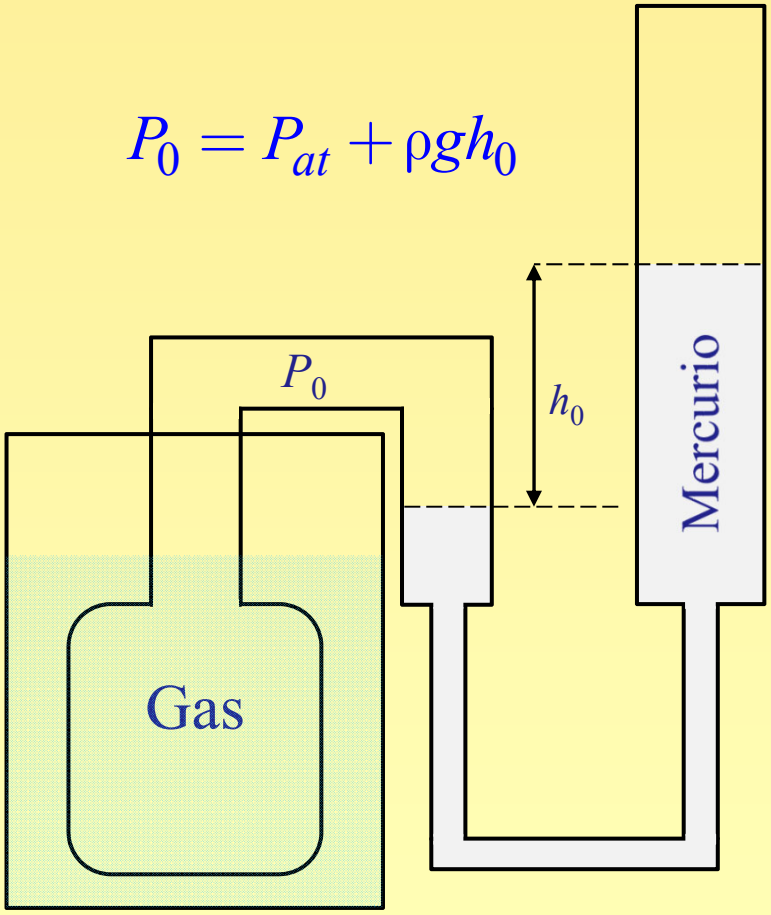
Termómetros de gas

Todos los termómetros calibrados mediante agua con hielo y vapor de agua utilizando la dilatación lineal o volumétrica concuerdan (por definición) a 0 ºC y 100 ºC, pero ofrecen lecturas ligeramente distintas en los puntos intermedios. Estas discrepancias pueden ser muy grandes por encima del punto del vapor y por debajo del punto del hielo. Sin embargo, existe un tipo de termómetros en el que las temperaturas medidas concuerdan muy bien incluso lejos de los puntos de calibración, son los termómetros de gas.



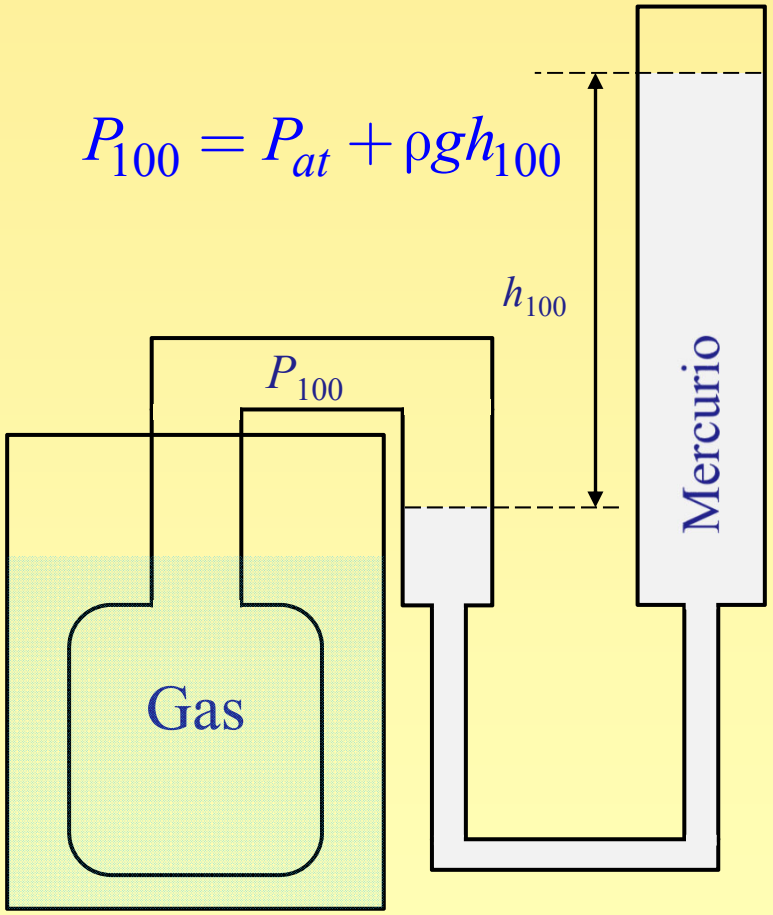
Calibrado de un termómetro de gas

$$P_0 = P_{at} + \rho g h_0$$



Agua con hielo

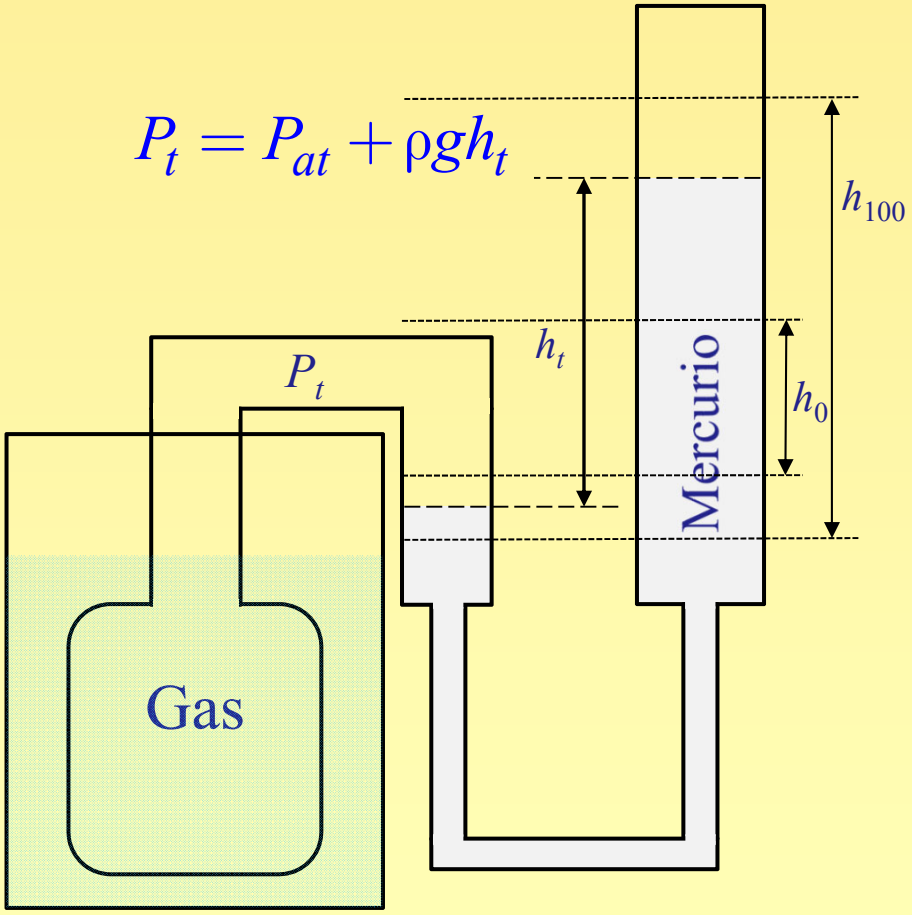
$$P_{100} = P_{at} + \rho g h_{100}$$



Agua en ebullición

Calibrado de un termómetro de gas

$$P_t = P_{at} + \rho g h_t$$

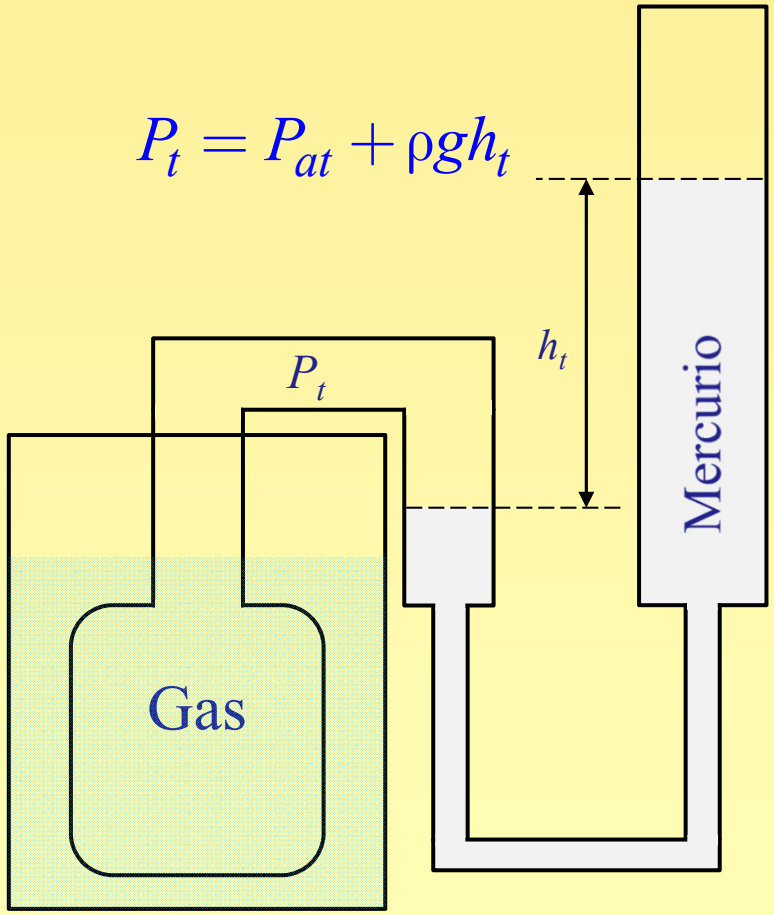


$$t_C = 100 \cdot \frac{P_t - P_0}{P_{100} - P_0}\ ^{\circ}\mathrm{C} =$$

$$= 100 \cdot \frac{h_t - h_0}{h_{100} - h_0}\ ^{\circ}\mathrm{C}$$

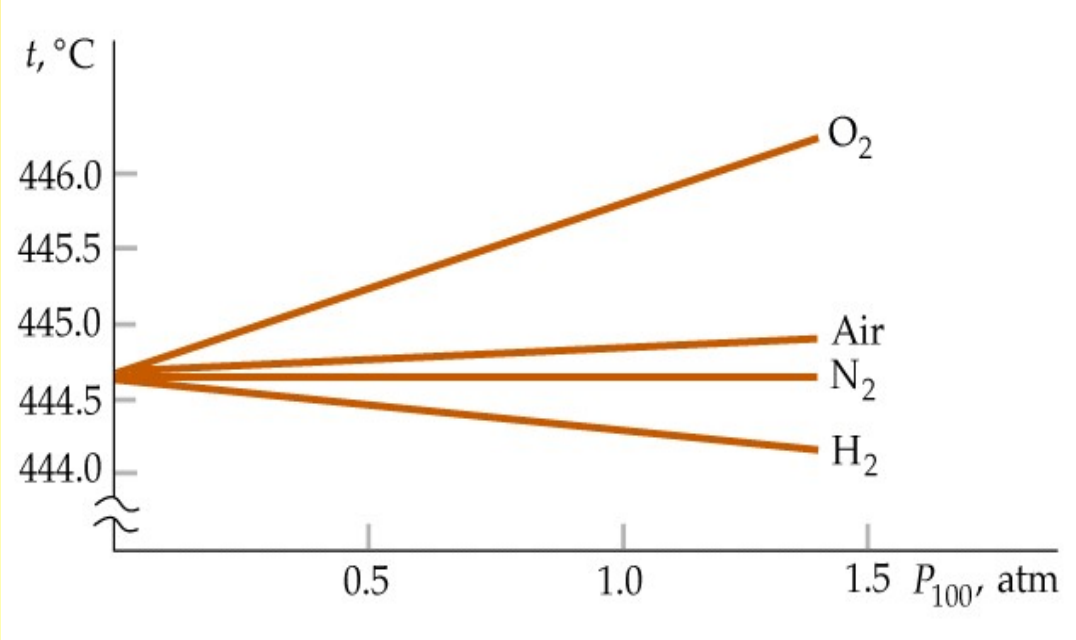
Calibrado de un termómetro de gas

$$P_t = P_{at} + \rho g h_t$$



$$t_C = 100 \cdot \frac{P_t - P_0}{P_{100} - P_0}\ ^\circ\mathrm{C} =$$

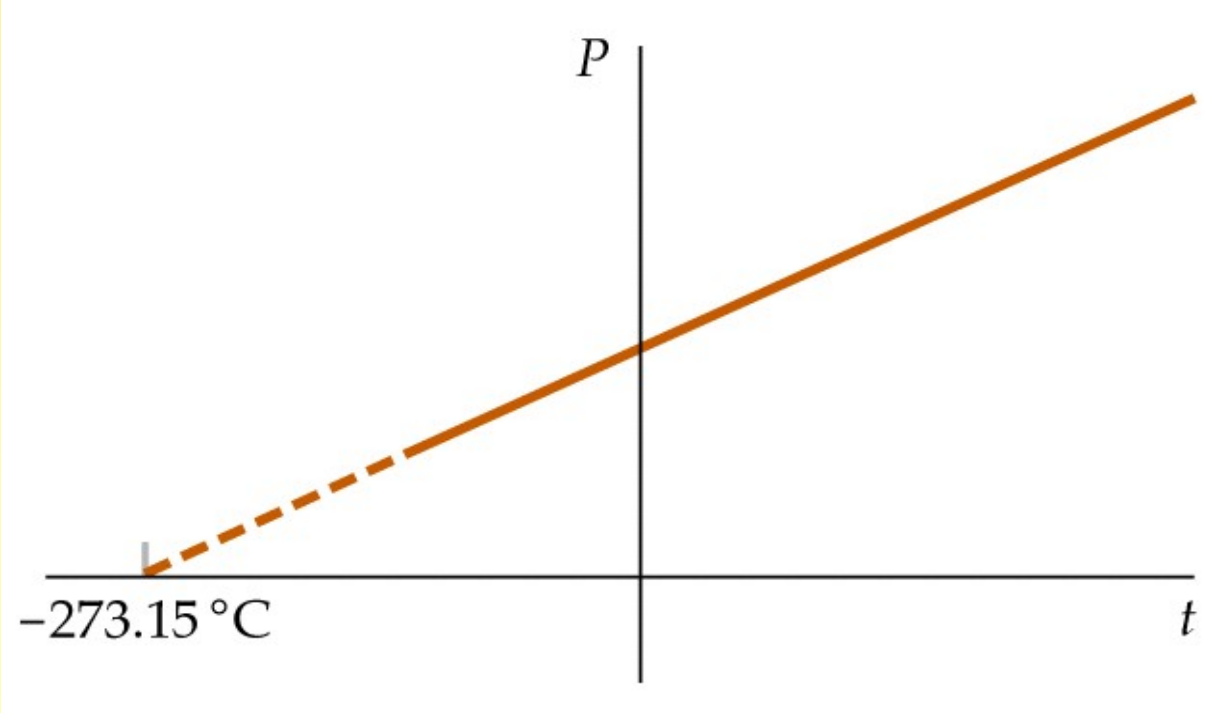
$$= 100 \cdot \frac{h_t - h_0}{h_{100} - h_0}\ ^\circ\mathrm{C}$$



Medidas del punto de ebullición del azufre como función de la presión del punto del vapor del agua que se varía modificando la cantidad de gas contenido en el termómetro utilizando termómetros de gas a volumen constante llenos con diversos gases.

Límite inferior de temperatura

$$t_C = 100 \cdot \frac{P_t - P_0}{P_{100} - P_0} \ ^\circ\text{C} \quad \Big| \quad P_t \geq 0 \quad \Rightarrow t_C \geq -\frac{100 \cdot P_0}{P_{100} - P_0} \ ^\circ\text{C} = -273.15 \ ^\circ\text{C}$$



Temperatura medida en función de la presión en un termómetro de gas a volumen constante.

Límite inferior de temperatura

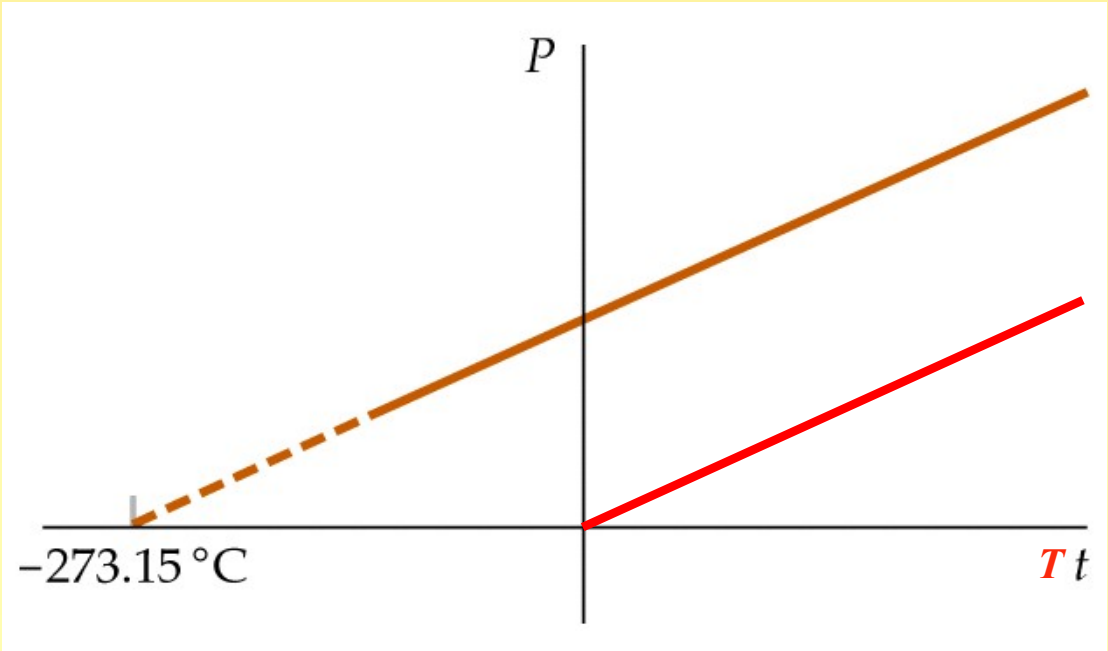
$$t_C = \frac{100 \cdot P_t}{P_{100} - P_0}\ ^\circ\text{C} - \frac{100 \cdot P_0}{P_{100} - P_0}\ ^\circ\text{C} = \frac{100 \cdot P_t}{P_{100} - P_0}\ ^\circ\text{C} - 273.15\ ^\circ\text{C}$$

$$\Downarrow$$

$$T = t_C + 273.15\ ^\circ\text{C}$$

$$\Downarrow$$

$$T = \frac{100 \cdot P_t}{P_{100} - P_0}\ ^\circ K$$



Temperatura medida en función de la presión en un termómetro de gas a volumen constante.

Definición de la temperatura absoluta

En la actualidad, en lugar de utilizar el punto del hielo y el de ebullición del agua para calibrar el termómetro, se suele utilizar el punto triple del agua (temperatura y presión únicas en las que coexisten en equilibrio el agua, su vapor y el hielo) que puede reproducirse con mucha mayor precisión en el laboratorio. Este equilibrio tiene lugar a la presión de 4,58 mmHg y temperatura de 0,01 ºC. Se define así la escala de temperatura del gas ideal de forma que la temperatura del punto triple es 273,16 kelvins (K), y la temperatura de cualquier otro estado de modo que sea proporcional a la presión de un termómetro de gas a volumen constante.

$$T = \frac{273{,}16\ \text{K}}{P_3} P$$

donde P es la presión del gas en el termómetro cuando éste se halla en equilibrio térmico con el sistema cuya temperatura se está midiendo y P_3 es la presión del gas en el termómetro cuando se encuentra inmerso en un baño de agua-vapor-hielo en su punto triple.

El grado Celsius y el kelvin tienen el mismo tamaño en las *diferencias* de temperaturas, es decir, una *variación* de temperatura de 1 grado Celsius equivale a una variación de temperatura de un grado kelvin.

$$T = t_C + 273{,}15$$

Ejemplo.- *¿Cuál es la temperatura Kelvin correspondiente a 70°F?*

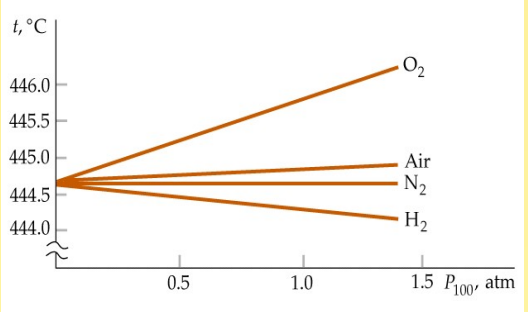
Ejemplo.- *¿Cuál es la temperatura Kelvin correspondiente a 70°F?*

$$\left.\begin{aligned} t_C &= \frac{5}{9}\left(t_F - 32\ ^{\circ}\mathrm{F}\right)\frac{^{\circ}\mathrm{C}}{^{\circ}\mathrm{F}} \\ t_C &= T\text{-}273.15 \end{aligned}\right| \Rightarrow T = \frac{5}{9}\left(t_F - 32\ ^{\circ}\mathrm{F}\right)\frac{^{\circ}\mathrm{C}}{^{\circ}\mathrm{F}} + 273.15$$

$$T = \frac{5}{9}\left(70\ ^{\circ}\mathrm{F} - 32\ ^{\circ}\mathrm{F}\right)\frac{^{\circ}\mathrm{C}}{^{\circ}\mathrm{F}} + 273.15 = \frac{5 \cdot 38}{9}{}^{\circ}\mathrm{C} + 273.15 = 294.26^{\circ}\mathrm{K}$$

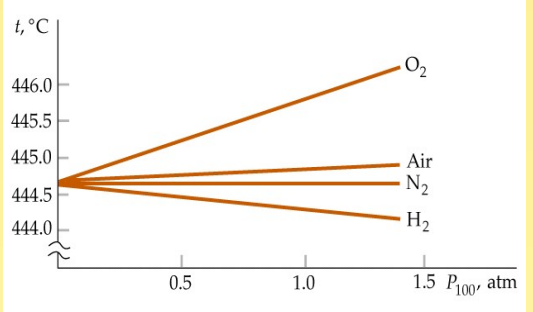
Ley de los gases ideales

Como hemos vistos los termómetros de gas indican que a bajas concentraciones del mismo el comportamiento es independiente del tipo de gas. Esto llevó a muchos investigadores a buscar la relación (ecuación de estado) que había entre los parámetros de estado en este tipo de sistemas.



Ley de los gases ideales

Como hemos vistos los termómetros de gas indican que a bajas concentraciones del mismo el comportamiento es independiente del tipo de gas. Esto llevó a muchos investigadores a buscar la relación (ecuación de estado) que había entre los parámetros de estado en este tipo de sistemas.



Ley de Boyle-Mariotte

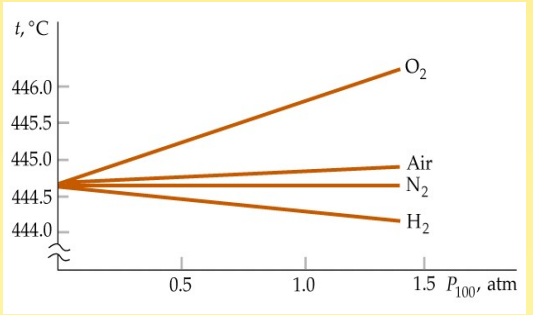
Fue formulada independientemente por el físico y químico británico Robert Boyle en 1662 y el físico y botánico francés Edme Mariotte en 1676.

Para un gas a temperatura constante, el volumen es inversamente proporcional a la presión sobre éste

$$P \cdot V = K_1$$

Ley de los gases ideales

Como hemos vistos los termómetros de gas indican que a bajas concentraciones del mismo el comportamiento es independiente del tipo de gas. Esto llevó a muchos investigadores a buscar la relación (ecuación de estado) que había entre los parámetros de estado en este tipo de sistemas.



Ley de Boyle-Mariotte

Fue formulada independientemente por el físico y químico británico Robert Boyle en 1662 y el físico y botánico francés Edme Mariotte en 1676.

Para un gas a temperatura constante, el volumen es inversamente proporcional a la presión sobre éste

$$P \cdot V = K_1$$

Ley de Gay-Lussac

Fue formulada en 1802 por el físico y químico francés Joseph-Louis Gay-Lussac:

Si el volumen de una cierta cantidad de gas a una presión moderada se mantiene constante, el cociente entre presión y temperatura permanece constante.

$$P = K_2 \cdot T$$

RESUMEN DE CLASES ANTERIORES

CONCEPTOS BÁSICOS

Termodinámica, Sistema termodinámico, Paredes, Variables termodinámicas, Variables de estado, Variables intensivas, Variables termodinámicas extensivas, Equilibrio termodinámico, Ecuación de estado, Proceso termodinámico, Proceso quasiestático.

RESUMEN DE CLASES ANTERIORES

CONCEPTOS BÁSICOS **Termodinámica, Sistema termodinámico, Paredes, Variables termodinámicas, Variables de estado, Variables intensivas, Variables termodinámicas extensivas, Equilibrio termodinámico, Ecuación de estado, Proceso termodinámico, Proceso quasiestático.**

Principio cero de la termodinámica: ***Si dos objetos están en equilibrio térmico con un tercero, entonces están en equilibrio térmico entre sí.*** ⇨ La propiedad común en los sistemas para estar en equilibrio termodinámico se llama temperatura empírica. Por tanto, se dice que dos objetos tienen la misma temperatura cuando están en equilibrio térmico entre sí.

RESUMEN DE CLASES ANTERIORES

CONCEPTOS BÁSICOS **Termodinámica, Sistema termodinámico, Paredes, Variables termodinámicas, Variables de estado, Variables intensivas, Variables termodinámicas extensivas, Equilibrio termodinámico, Ecuación de estado, Proceso termodinámico, Proceso quasiestático.**

Principio cero de la termodinámica: ***Si dos objetos están en equilibrio térmico con un tercero, entonces están en equilibrio térmico entre sí.*** ⇨ La propiedad común en los sistemas para estar en equilibrio termodinámico se llama temperatura empírica. Por tanto, se dice que dos objetos tienen la misma temperatura cuando están en equilibrio térmico entre sí.

Propiedades de un sistema que dependen de la temperatura = Propiedades termométricas.

1. Variación de la conductividad.
2. Efecto Seebeck.
3. Efecto Peltier.
4. **Dilataciones y contracciones de los materiales.**

$$L \approx L_0\left(1+\alpha_L \Delta t\right)$$
$$V \approx V_0\left(1+\alpha_V \Delta t\right)$$
$$\alpha_V \approx 3\alpha_L$$

α_L = *Coeficiente de dilatación lineal*
α_V = *Coeficiente de dilatación volumétrica*

RESUMEN DE CLASES ANTERIORES

CONCEPTOS BÁSICOS **Termodinámica, Sistema termodinámico, Paredes, Variables termodinámicas, Variables de estado, Variables intensivas, Variables termodinámicas extensivas, Equilibrio termodinámico, Ecuación de estado, Proceso termodinámico, Proceso quasiestático.**

Principio cero de la termodinámica: ***Si dos objetos están en equilibrio térmico con un tercero, entonces están en equilibrio térmico entre sí.*** ⇨ La propiedad común en los sistemas para estar en equilibrio termodinámico se llama temperatura empírica. Por tanto, se dice que dos objetos tienen la misma temperatura cuando están en equilibrio térmico entre sí.

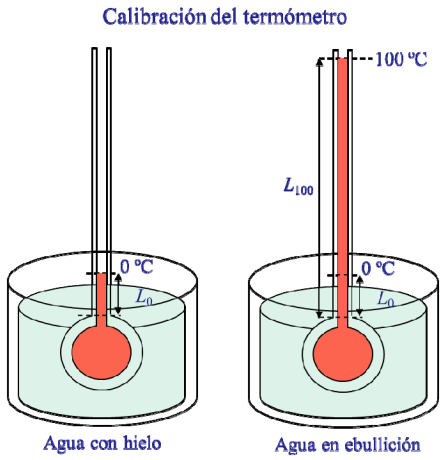
Propiedades de un sistema que dependen de la temperatura = Propiedades termométricas.

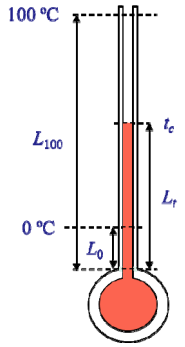
1. Variación de la conductividad.
2. Efecto Seebeck.
3. Efecto Peltier.
4. **Dilataciones y contracciones de los materiales.**

$$L \approx L_0\left(1+\alpha_L \Delta t\right)$$
$$V \approx V_0\left(1+\alpha_V \Delta t\right)$$
$$\alpha_V \approx 3\alpha_L$$

α_L = *Coeficiente de dilatación lineal*
α_V = *Coeficiente de dilatación volumétrica*

Termómetro común de mercurio





$$t_C = 100 \cdot \frac{L_t - L_0}{L_{100} - L_0}\ ^\circ\mathrm{C}$$

$$t_C = \frac{5}{9}\left(t_F - 32\ ^\circ\mathrm{F}\right)\frac{^\circ\mathrm{C}}{^\circ\mathrm{F}}$$

RESUMEN DE CLASES ANTERIORES

CONCEPTOS BÁSICOS **Termodinámica, Sistema termodinámico, Paredes, Variables termodinámicas, Variables de estado, Variables intensivas, Variables termodinámicas extensivas, Equilibrio termodinámico, Ecuación de estado, Proceso termodinámico, Proceso quasiestático.**

Principio cero de la termodinámica: ***Si dos objetos están en equilibrio térmico con un tercero, entonces están en equilibrio térmico entre sí.*** ⇨ La propiedad común en los sistemas para estar en equilibrio termodinámico se llama temperatura empírica. Por tanto, se dice que dos objetos tienen la misma temperatura cuando están en equilibrio térmico entre sí.

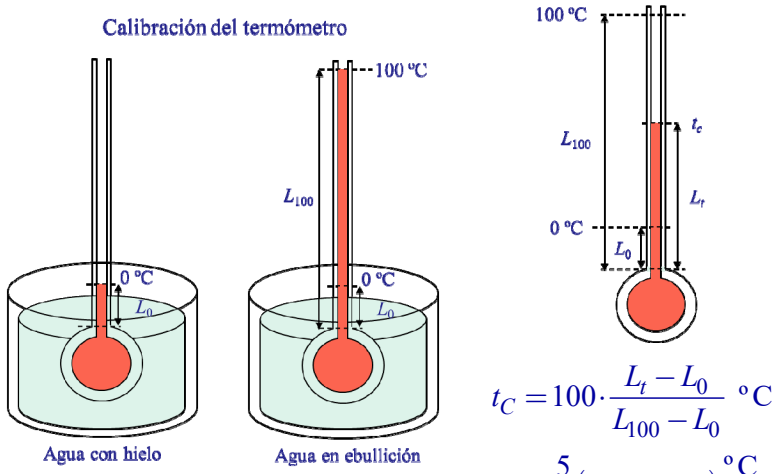
Propiedades de un sistema que dependen de la temperatura = Propiedades termométricas.

1. Variación de la conductividad.
2. Efecto Seebeck.
3. Efecto Peltier.
4. **Dilataciones y contracciones de los materiales.**

$$L \approx L_0\left(1+\alpha_L \Delta t\right)$$
$$V \approx V_0\left(1+\alpha_V \Delta t\right)$$
$$\alpha_V \approx 3\alpha_L$$

α_L = *Coeficiente de dilatación lineal*
α_V = *Coeficiente de dilatación volumétrica*

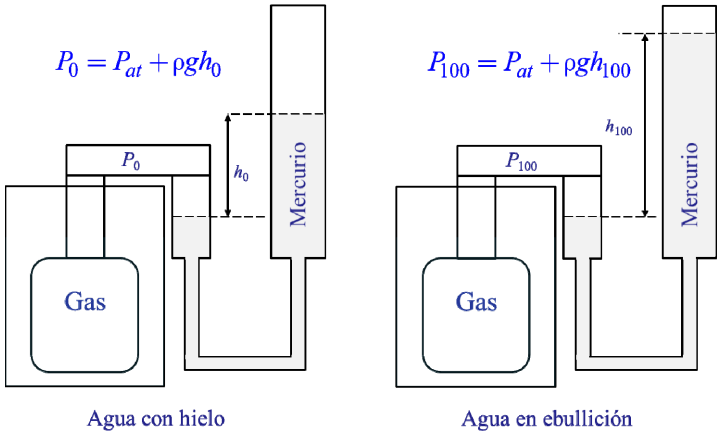
Termómetro común de mercurio



$$t_C = 100 \cdot \frac{L_t - L_0}{L_{100} - L_0}\ ^\circ\mathrm{C}$$

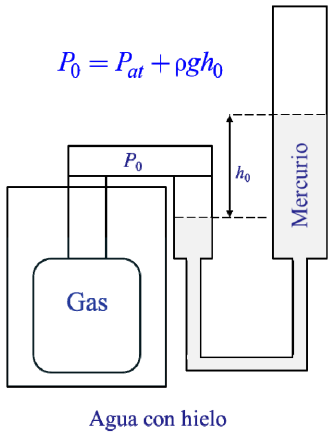
$$t_C = \frac{5}{9}\left(t_F - 32\ ^\circ\mathrm{F}\right)\frac{^\circ\mathrm{C}}{^\circ\mathrm{F}}$$

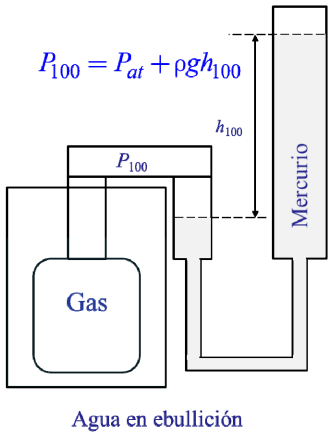
Termómetro de gas

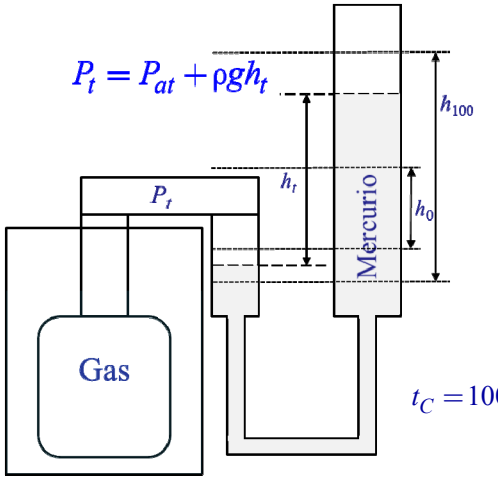


RESUMEN DE CLASES ANTERIORES

Termómetro de gas





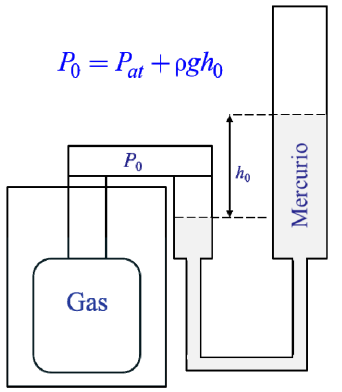


$$t_C = 100 \cdot \frac{P_t - P_0}{P_{100} - P_0}\ ^{\circ}\mathrm{C} = 100 \cdot \frac{h_t - h_0}{h_{100} - h_0}\ ^{\circ}\mathrm{C}$$

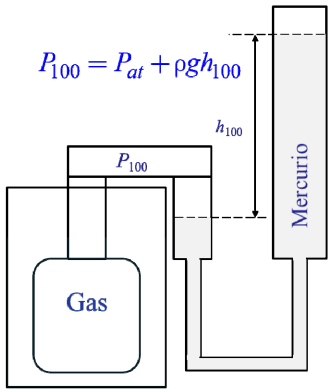
1. Funciona muy bien para temperaturas entre los valores que se toman como referencia

RESUMEN DE CLASES ANTERIORES

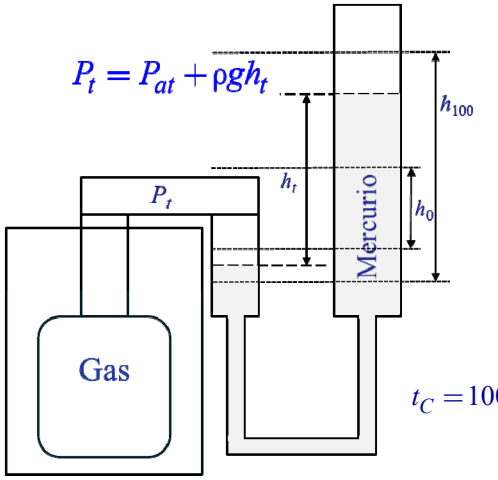
Termómetro de gas



Agua con hielo



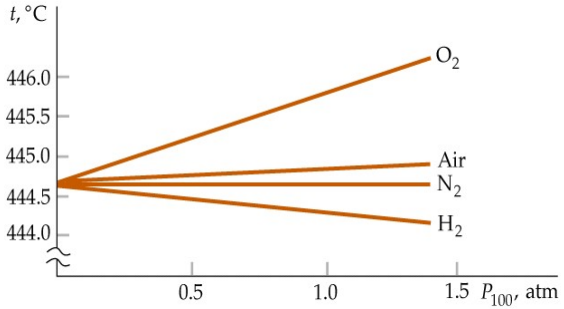
Agua en ebullición



$$t_C = 100 \cdot \frac{P_t - P_0}{P_{100} - P_0}\ ^\circ\text{C} = 100 \cdot \frac{h_t - h_0}{h_{100} - h_0}\ ^\circ\text{C}$$

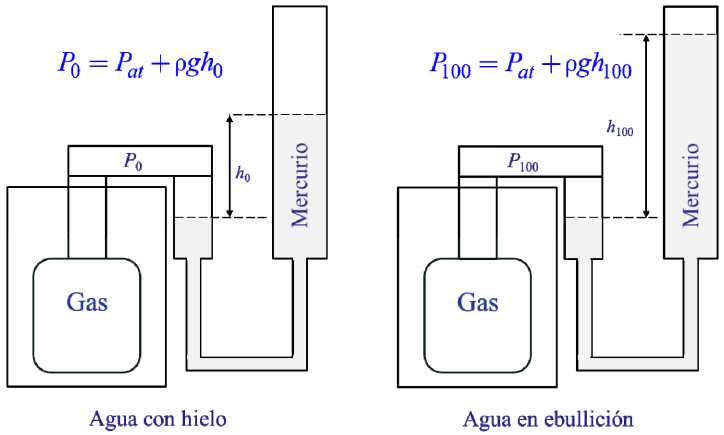
1. Funciona muy bien para temperaturas entre los valores que se toman como referencia

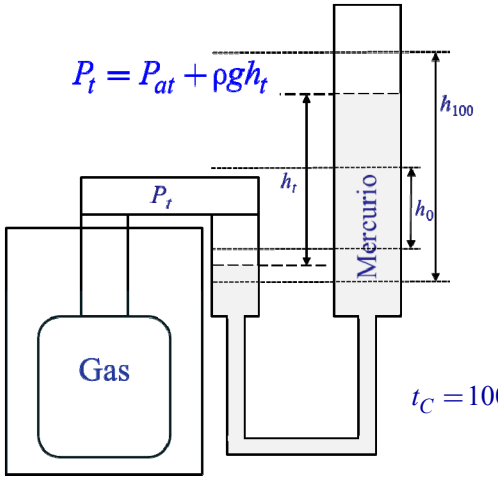
2. No funciona bien para temperaturas por encima o debajo de los valores que se toman como referencia dependiendo del tipo de gas que se utiliza. No obstante, este problema desaparece cuando la cantidad de gas utilizada es muy pequeña (aproximación de gas ideal).



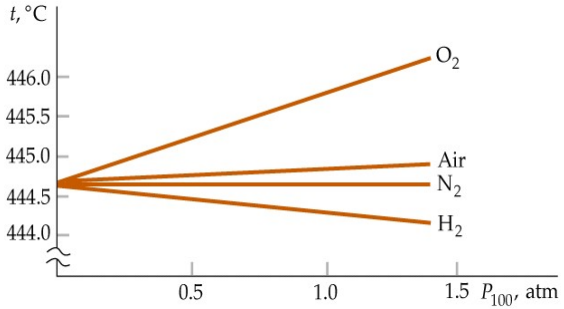
RESUMEN DE CLASES ANTERIORES

Termómetro de gas





$$t_C = 100 \cdot \frac{P_t - P_0}{P_{100} - P_0}\ ^\circ\text{C} = 100 \cdot \frac{h_t - h_0}{h_{100} - h_0}\ ^\circ\text{C}$$



1. Funciona muy bien para temperaturas entre los valores que se toman como referencia

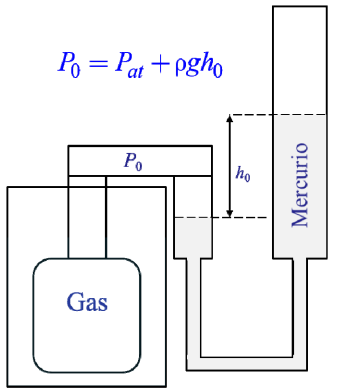
2. No funciona bien para temperaturas por encima o debajo de los valores que se toman como referencia dependiendo del tipo de gas que se utiliza. No obstante, este problema desaparece cuando la cantidad de gas utilizada es muy pequeña (aproximación de gas ideal).

3. Dado que no tienen sentido las presiones negativas, existe un valor mínimo de la temperatura que medida en condiciones de baja presión es igual a:

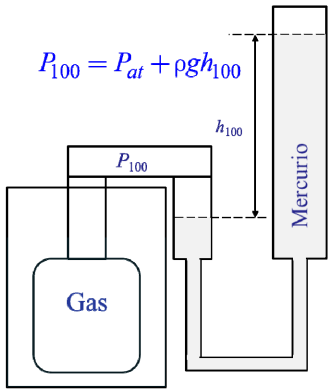
$$\left.\begin{array}{l} t_C = 100 \cdot \dfrac{P_t - P_0}{P_{100} - P_0}\ ^\circ\text{C} \\ P_t \geq 0 \end{array}\right| \Rightarrow t_C \geq -\frac{100 \cdot P_0}{P_{100} - P_0}\ ^\circ\text{C} = -273.15\ ^\circ\text{C}$$

RESUMEN DE CLASES ANTERIORES

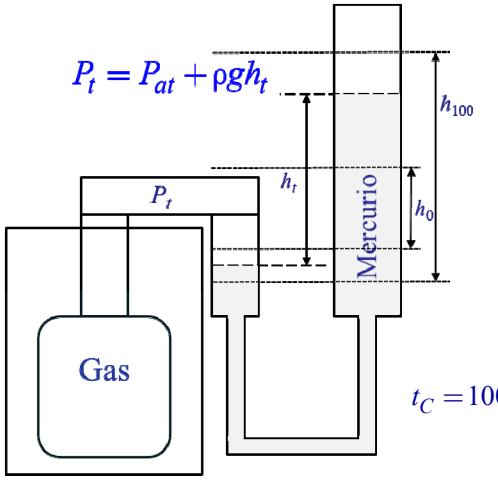
Termómetro de gas



Agua con hielo



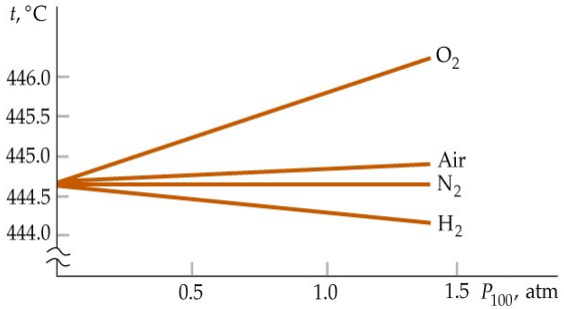
Agua en ebullición



$$t_C = 100 \cdot \frac{P_t - P_0}{P_{100} - P_0}\ ^\circ\text{C} = 100 \cdot \frac{h_t - h_0}{h_{100} - h_0}\ ^\circ\text{C}$$

1. Funciona muy bien para temperaturas entre los valores que se toman como referencia

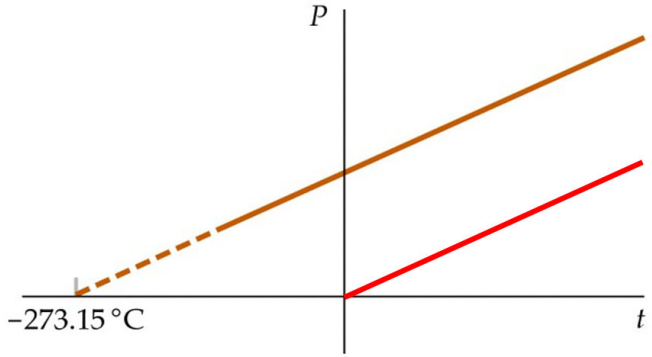
2. No funciona bien para temperaturas por encima o debajo de los valores que se toman como referencia dependiendo del tipo de gas que se utiliza. No obstante, este problema desaparece cuando la cantidad de gas utilizada es muy pequeña (aproximación de gas ideal).



3. Dado que no tienen sentido las presiones negativas, existe un valor mínimo de la temperatura que medida en condiciones de baja presión es igual a:

$$t_C = 100 \cdot \frac{P_t - P_0}{P_{100} - P_0}\ ^\circ\text{C} \quad P_t \geq 0 \Rightarrow t_C \geq -\frac{100 \cdot P_0}{P_{100} - P_0}\ ^\circ\text{C} = -273.15\ ^\circ\text{C}$$

4. Esto permite definir una nueva escala de temperaturas, donde es necesario definir únicamente un punto.

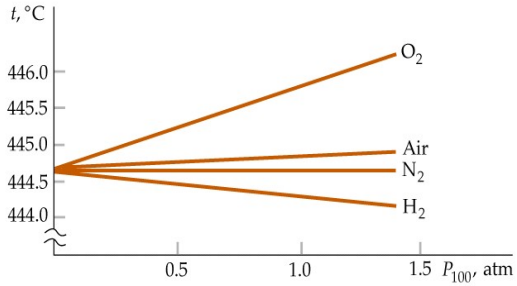


$$T = \frac{273{,}16\ \text{K}}{P_3} P$$

$$T = t_C + 273{,}15$$

Ley de los gases ideales

Como hemos vistos los termómetros de gas indican que a bajas concentraciones del mismo el comportamiento es independiente del tipo de gas. Esto llevó a muchos investigadores a buscar la relación (ecuación de estado) que había entre los parámetros de estado en este tipo de sistemas.



Ley de Boyle-Mariotte

Fue formulada independientemente por el físico y químico británico Robert Boyle en 1662 y el físico y botánico francés Edme Mariotte en 1676.

Para un gas a temperatura constante, el volumen es inversamente proporcional a la presión sobre éste

$$P \cdot V = K_1$$

Ley de Gay-Lussac

Fue formulada en 1802 por el físico y químico francés Joseph-Louis Gay-Lussac:

Si el volumen de una cierta cantidad de gas a una presión moderada se mantiene constante, el cociente entre presión y temperatura permanece constante.

$$P = K_2 \cdot T$$

Ley de los gases ideales

Utilizando a la vez la ley de Boyle-Mariotte y la ley de Gay-Lussac llegamos a:

$$\left.\begin{aligned} P\cdot V &= K_1 \\ P &= K_2\cdot T \end{aligned}\right| \Rightarrow P\cdot V = C\cdot T$$

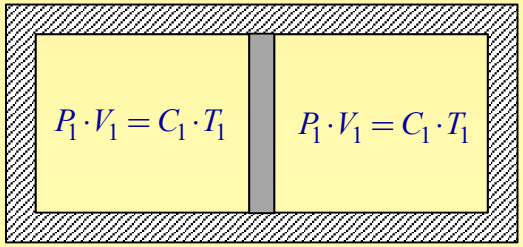
donde C es una constante positiva que tiene necesariamente que ser proporcional a la cantidad de gas.

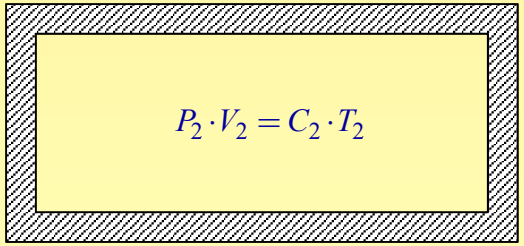
Ley de los gases ideales

Utilizando a la vez la ley de Boyle-Mariotte y la ley de Gay-Lussac llegamos a:

$$\left.\begin{aligned} P\cdot V &= K_1 \\ P &= K_2\cdot T \end{aligned}\right| \Rightarrow P\cdot V = C\cdot T$$

donde C es una constante positiva que tiene necesariamente que ser proporcional a la cantidad de gas. En efecto, consideremos dos recipientes que tienen volúmenes idénticos que contienen cada uno la misma cantidad de cierto tipo de gas a la misma temperatura y presión. Si ponemos en comunicación ambos recipientes, combinándolos, nos encontraremos al final con una cantidad y un volumen doble de gas a la misma presión y temperatura. Hemos duplicado la magnitud PV/T duplicando la cantidad de gas. Por lo tanto, podemos escribir C como una constante k multiplicada por el numero N de moléculas del gas:





$$\left.\begin{aligned} P_2 &= P_1 \\ V_2 &= 2V_1 \\ T_2 &= T_1 \end{aligned}\right| \Rightarrow P_2V_2 = 2P_1V_1 = 2C_1P_1V_1 = C_2T_1 \Rightarrow C_2 = 2C_1 \Rightarrow \left|\begin{aligned} C &\propto N \\ C &= kT \end{aligned}\right.$$

donde N = Número de moléculas de gas y k es una constante conocida con el nombre de constante de Boltzmann

$$k = 1{,}381\cdot 10^{-23}\ \text{J/K} = 8{,}617\cdot 10^{-5}\ \text{eV/K}$$

Ley de los gases ideales

En definitiva la ecuación de estado para un gas ideal es de la forma:

$$PV = kNT$$

Ley de los gases ideales

En definitiva la ecuación de estado para un gas ideal es de la forma:

$$PV = kNT$$

Es usual escribir la ecuación de los gases ideales en función del número de moles, n, en lugar de en función del número de moléculas, N. Como es bien sabido la relación entre N y n viene dada por el número de Avogadro N_A.

$$N = N_A n \quad \text{donde} \quad N_A = 6.022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas/mol}$$

Ley de los gases ideales

En definitiva la ecuación de estado para un gas ideal es de la forma:

$$PV = kNT$$

Es usual escribir la ecuación de los gases ideales en función del número de moles, *n*, en lugar de en función del número de moléculas, *N*. Como es bien sabido la relación entre *N* y *n* viene dada por el número de Avogadro N_A.

$$N = N_A n \quad \text{donde} \quad N_A = 6.022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas/mol}$$

Por lo tanto, la ecuación de estado de un gas ideal en función de *n* podrá escribirse como:

$$PV = kNT = kN_A nT = RnT$$

donde *R* es una constante que se conoce con el nombre de constante de los gases ideales y cuyo valor es:

$$R = kN_A = 1.381 \cdot 10^{-23} \text{ J/K} \cdot 6.022 \cdot 10^{23} = 8.32 \text{ J/K}$$

La ley de los gases ideales describe las propiedades de los gases reales a bajas densidades (y por tanto a bajas presiones). A mayores densidades, deben hacerse correcciones en dicha ecuación.

Ejemplo.- *¿Qué volumen ocupa 1 mol de gas a una temperatura de 0ºC y una presión de 1 atm (1atm=101305 Pa)*

Ley de los gases ideales

La ley de los gases ideales liga la presión, volumen y temperatura de un gas siempre que consideremos sistemas cerrados (en los que no hay intercambio de materia del sistema con el medio externo). Por lo tanto, fijando dos de estos parámetros de estado y utilizando la ecuación de estado de los gases ideales tendríamos totalmente definido el estado del gas ideal.

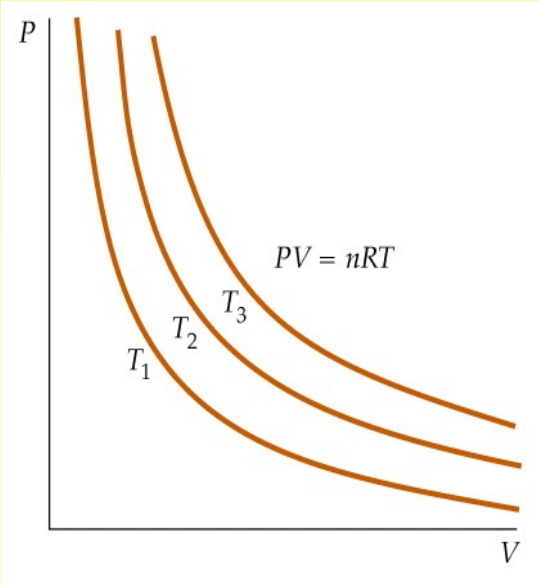
Por este motivo, para caracterizar el estado de un gas ideal es usual utilizar lo que se conoce con el nombre de representaciones PV. En ellas se representa en el eje Y la presión del gas y en el eje X el volumen del gas. Los diferentes estados por los que pasa un gas en un proceso termodinámico serán líneas continuas en el diagrama PV.

La figura muestra los gráficos de P en función de V a varias temperaturas constantes T. Estas curvas se llaman isotermas. Las isotermas de un gas ideal, o un gas real a baja presión, son hipérbolas.

$$P = \frac{RnT_1}{V};\quad P = \frac{RnT_2}{V};\quad P = \frac{RnT_3}{V};$$

Por otro lado, para una cantidad determinada de gas, vemos en la ecuación que la magnitud PV/T es constante. Utilizando el subíndice 1 para los valores iniciales y 2 para los valores finales, tenemos

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$



Curvas isotermas (hipérbolas) para un gas ideal o un gas real a muy baja presión.

Ejemplo.- *Un gas ideal tiene un volumen de 2 L, una temperatura de 30 ºC y una presión de 1 atm. Se calienta a 60 ºC y se comprime a un volumen de 1,5 L. Hallar su nueva presión.*

Ejemplo.- *La masa molar del hidrógeno es 1,008 g/mol. ¿Cuál es la masa de un átomo de hidrógeno?*

Ejemplo.- *Cien gramos de* CO_2 *ocupan un volumen de 55 L a una presión de 1 atm.*

(a).- Hallar la temperatura.

(b).- Si se aumenta el volumen a 80 L y se mantiene constante la temperatura, ¿cuál es la nueva presión?

Ejemplo.- *Cien gramos de* CO_2 *ocupan un volumen de 55 L a una presión de 1 atm.*

(a).- Hallar la temperatura.

(b).- Si se aumenta el volumen a 80 L y se mantiene constante la temperatura, ¿cuál es la nueva presión?

RESUMEN DE CLASES ANTERIORES

CONCEPTOS BÁSICOS **Termodinámica, Sistema termodinámico, Paredes, Variables termodinámicas, Variables de estado, Variables intensivas, Variables termodinámicas extensivas, Equilibrio termodinámico, Ecuación de estado, Proceso termodinámico, Proceso quasiestático.**

Principio cero de la termodinámica: ***Si dos objetos están en equilibrio térmico con un tercero, entonces están en equilibrio térmico entre sí.*** ⇨ La propiedad común en los sistemas para estar en equilibrio termodinámico se llama temperatura empírica. Por tanto, se dice que dos objetos tienen la misma temperatura cuando están en equilibrio térmico entre sí.

Propiedades de un sistema que dependen de la temperatura = Propiedades termométricas.

1. Variación de la conductividad.
2. Efecto Seebeck.
3. Efecto Peltier.
4. **Dilataciones y contracciones de los materiales.**

$$L \approx L_0\left(1+\alpha_L \Delta t\right)$$
$$V \approx V_0\left(1+\alpha_V \Delta t\right)$$
$$\alpha_V \approx 3\alpha_L$$

α_L = *Coeficiente de dilatación lineal*
α_V = *Coeficiente de dilatación volumétrica*

Termómetros

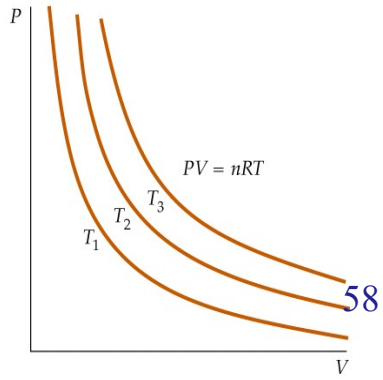
Mercurio: 1. Dos puntos de referencia para definir escala.
2. No funciona bien en puntos diferentes a los de la definición.
3. Definición escala en grados Celsius y Fahrenheit.

Gas: 1. Funciona bien entre los dos puntos de referencia.
2. Para bajas cantidades de gas funciona bien para cualquier temperatura.
3. Permite definir la escala de temperaturas absoluta que necesita sólo un punto de referencia.

Ley (ecuación de estado) de los gases ideales

$$PV = kNT = kN_A nT = RnT$$

Representaciones o diagramas PV



Teoría cinética de los gases

La descripción del comportamiento de un gas en función de las variables *P, V* y *T* puede relacionarse con los valores medios de magnitudes microscópicas, tales como la masa y velocidad de las moléculas del gas. La rama de la Física que se encarga de hacer de puente entre ambas descripciones es la Física Estadística. La teoría más simple de la Física Estadística relacionando las propiedades microscópicas de un gas con sus propiedades macroscópicas se denomina teoría cinética de los gases.

Hipótesis asumidas por la teoría cinética de los gases:

1.- El gas está constituido por un gran número de moléculas para que los promedios estadísticos sean válidos.

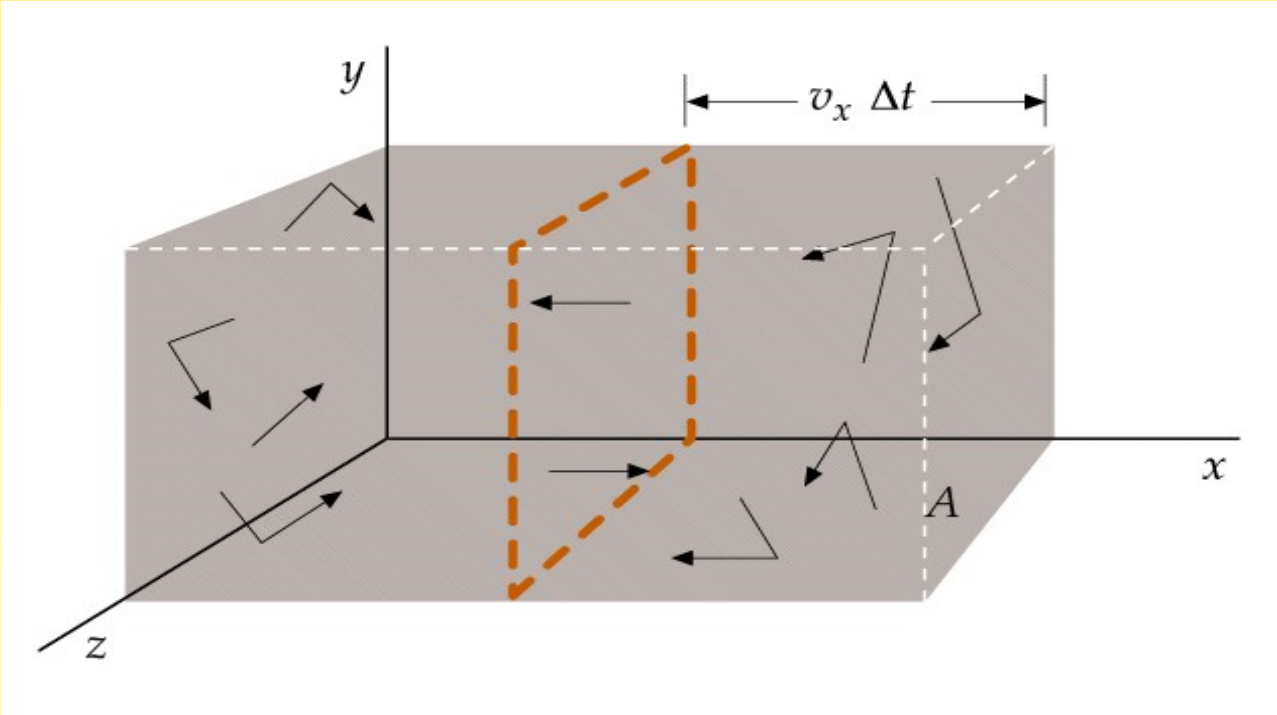
2.- Se considera que las colisiones que realizan las moléculas del gas entre sí y con las paredes del recipiente son colisiones elásticas.

3.- En ausencia de fuerzas exteriores (las moléculas se mueven con tanta rapidez que podemos despreciar la acción de la gravedad), no existe ninguna posición preferida para una molécula en el interior del recipiente y los vectores velocidad no poseen ninguna dirección preferida.

4.- Las moléculas están separadas, en valor medio, por distancias que son grandes en comparación con su diámetro.

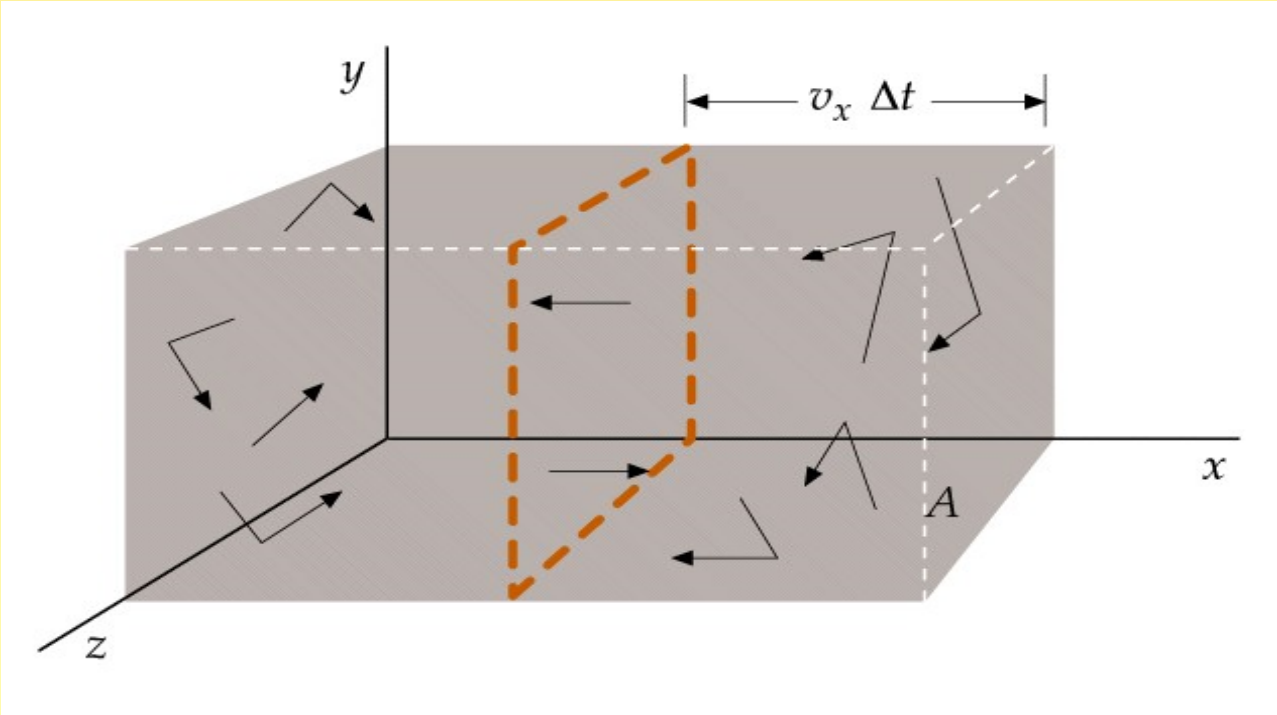
5.- No existen interacciones (fuerzas) entre las moléculas del gas excepto durante el choque mutuo.

Cálculo de la presión ejercida por un gas



Variación de la cantidad de movimiento cuando una partícula choca con la pared: $\Delta p = 2mv_x$

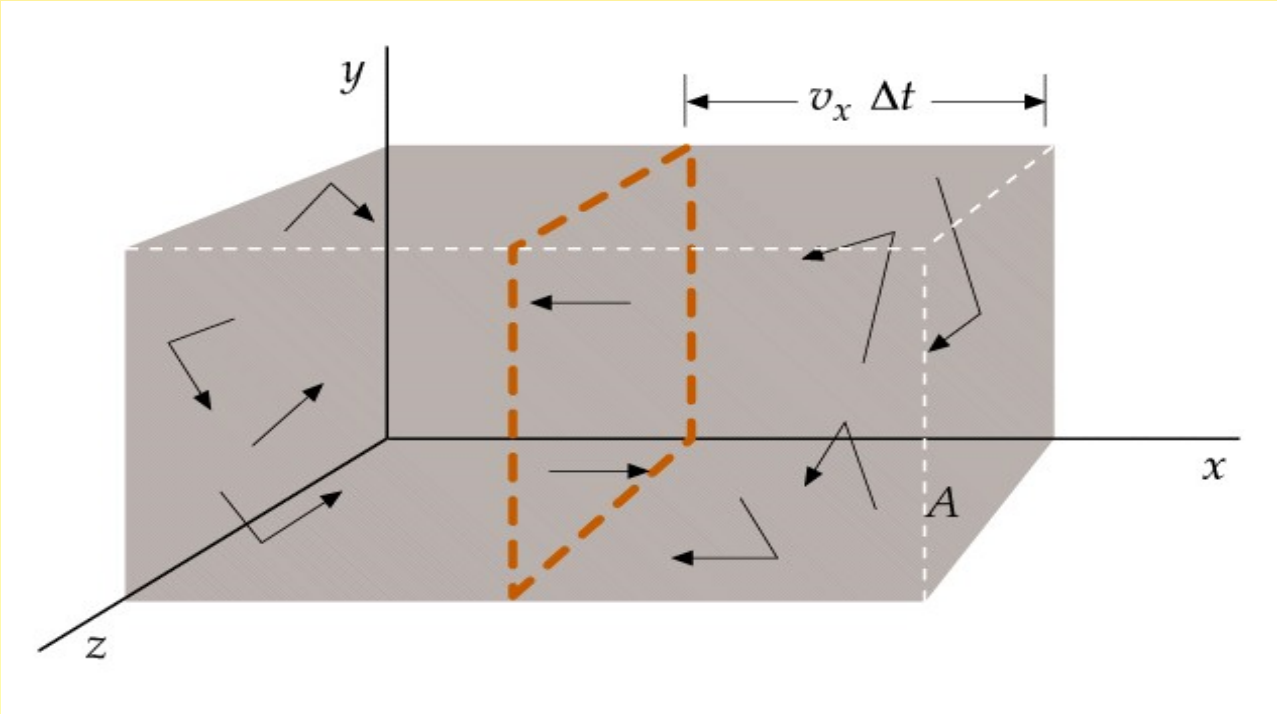
Cálculo de la presión ejercida por un gas



Variación de la cantidad de movimiento cuando una partícula choca con la pared: $\Delta p = 2mv_x$

Número de partículas que choca contra la pared en el intervalo de tiempo Δt: $N' = \frac{N}{V}\frac{Av_x\Delta t}{2}$

Cálculo de la presión ejercida por un gas



Variación de la cantidad de movimiento cuando una partícula choca con la pared: $\Delta p = 2mv_x$

Número de partículas que choca contra la pared en el intervalo de tiempo Δt: $N' = \frac{N}{V}\frac{Av_x\Delta t}{2}$

Por tanto, la cantidad total de movimiento cedida por las partículas al gas en el intervalo de tiempo Δt será:

$$\Delta p_T = N'\cdot\Delta p = \frac{N\cdot A}{V}mv_x^2\Delta t \Rightarrow F = \frac{\Delta p_T}{\Delta t} = \frac{N\cdot A}{V}mv_x^2 \Rightarrow P = \frac{F}{A} = \frac{N}{V}mv_x^2$$

Interpretación molecular de la temperatura

$$\left.\begin{aligned} PV &= Nmv_x^2 \\ PV &= NkT \end{aligned}\right| \Rightarrow kT = mv_x^2 \Rightarrow \frac{1}{2}mv_x^2 = \frac{kT}{2}$$

Interpretación molecular de la temperatura

$$\left.\begin{aligned} PV &= Nmv_x^2 \\ PV &= NkT \end{aligned}\right| \Rightarrow kT = mv_x^2 \Rightarrow \frac{1}{2}mv_x^2 = \frac{kT}{2}$$

$$E_c = \frac{1}{2}mv^2 = \frac{1}{2}m\left(v_x^2 + v_y^2 + v_z^2\right) = \frac{3kT}{2} \Rightarrow v = \sqrt{\frac{3kT}{m}}$$

Interpretación molecular de la temperatura

$$\left.\begin{aligned} PV &= Nmv_x^2 \\ PV &= NkT \end{aligned}\right| \Rightarrow kT = mv_x^2 \Rightarrow \frac{1}{2}mv_x^2 = \frac{kT}{2}$$

$$E_c = \frac{1}{2}mv^2 = \frac{1}{2}m\left(v_x^2 + v_y^2 + v_z^2\right) = \frac{3kT}{2} \Rightarrow v = \sqrt{\frac{3kT}{m}}$$

$$E_c^T = \frac{3}{2}NkT = \frac{3}{2}\frac{N}{N_A}N_AkT = \frac{3}{2}nRT$$

Interpretación molecular de la temperatura

$$\left.\begin{aligned} PV &= Nmv_x^2 \\ PV &= NkT \end{aligned}\right| \Rightarrow kT = mv_x^2 \Rightarrow \frac{1}{2}mv_x^2 = \frac{kT}{2}$$

$$E_c = \frac{1}{2}mv^2 = \frac{1}{2}m\left(v_x^2 + v_y^2 + v_z^2\right) = \frac{3kT}{2} \Rightarrow v = \sqrt{\frac{3kT}{m}}$$

$$E_c^T = \frac{3}{2}NkT = \frac{3}{2}\frac{N}{N_A}N_AkT = \frac{3}{2}nRT$$

Ejemplo.- *El gas oxígeno tiene una masa molar aproximada de 32 g/mol, mientras el gas hidrógeno (H_2) tiene una masa molar aproximada de 2 g/mol. Calcular:*

(a).- La velocidad media de la molécula de oxígeno cuando la temperatura es 300 ºK.

(b).- La velocidad media de una molécula de hidrógeno a la misma temperatura.

Interpretación molecular de la temperatura

$$\left.\begin{aligned} PV &= Nmv_x^2 \\ PV &= NkT \end{aligned}\right| \Rightarrow kT = mv_x^2 \Rightarrow \frac{1}{2}mv_x^2 = \frac{kT}{2}$$

$$E_c = \frac{1}{2}mv^2 = \frac{1}{2}m\left(v_x^2 + v_y^2 + v_z^2\right) = \frac{3kT}{2} \Rightarrow v = \sqrt{\frac{3kT}{m}}$$

$$E_c^T = \frac{3}{2}NkT = \frac{3}{2}\frac{N}{N_A}N_AkT = \frac{3}{2}nRT$$

Ejemplo.- *El gas oxígeno tiene una masa molar aproximada de 32 g/mol, mientras el gas hidrógeno (H_2) tiene una masa molar aproximada de 2 g/mol. Calcular:*

(a).- La velocidad media de la molécula de oxígeno cuando la temperatura es 300 ºK.

(b).- La velocidad media de una molécula de hidrógeno a la misma temperatura.

Teorema de equipartición

Cuando una sustancia está en equilibrio, existe una energía media de $kT/2$ por molécula o $RT/2$ por mol asociado con cada grado de libertad.