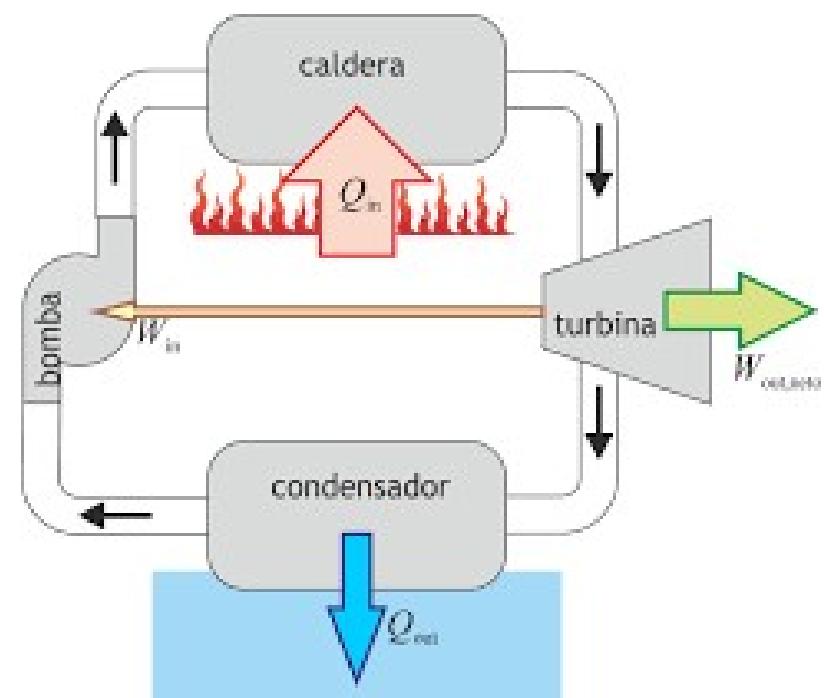
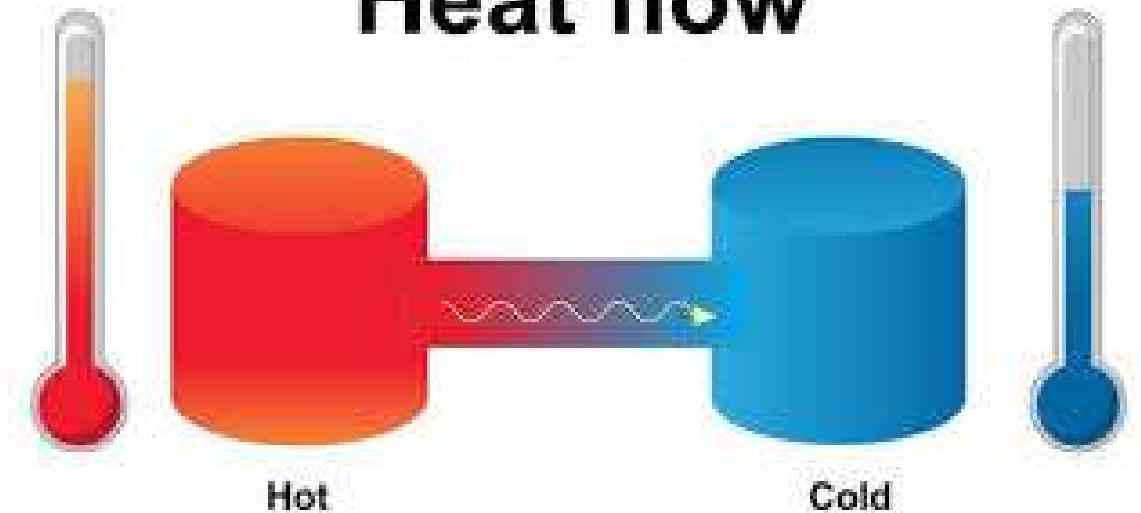


# MÁQUINAS TÉRMICAS



## **UD 2:** **TERMODINÁMICA Y CALORIMETRÍA**

**Heat flow**



# 1. ESTADOS DE AGREGACIÓN

- LOS CUERPOS PUEDEN EXISTIR EN ESTADO DE EQUILIBRIO BAJO TRES FORMAS, QUE EN FÍSICA SE DENOMINAN ESTADOS DE AGREGACIÓN.
- LA MATERIA QUE SE NOS PRESENTA EN CONDICIONES NORMALES EN UN DETERMINADO ESTADO, ES SUSCEPTIBLE DE CAMBIAR DE ESTADO MEDIANTE LA APORTACIÓN DE CALOR.

SÓLIDO

GASEOSO

LÍQUIDO

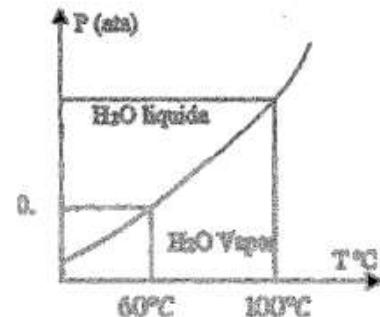
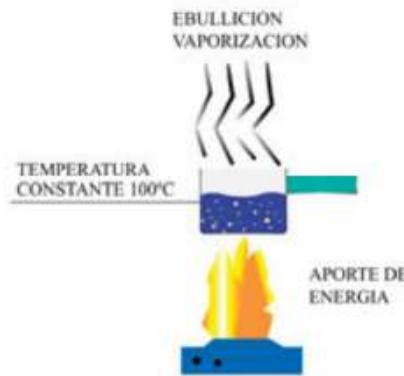
# 1. ESTADOS DE AGREGACIÓN



- EXISTE UNA DEPENDENCIA ENTRE TEMPERATURA DE EBULLICIÓN Y LA PRESIÓN QUE ES DE ESPECIAL INTERÉS EN LAS **TÉCNICAS DE CALEFACCIÓN Y REFRIGERACIÓN.**

# 1. ESTADOS DE AGREGACIÓN

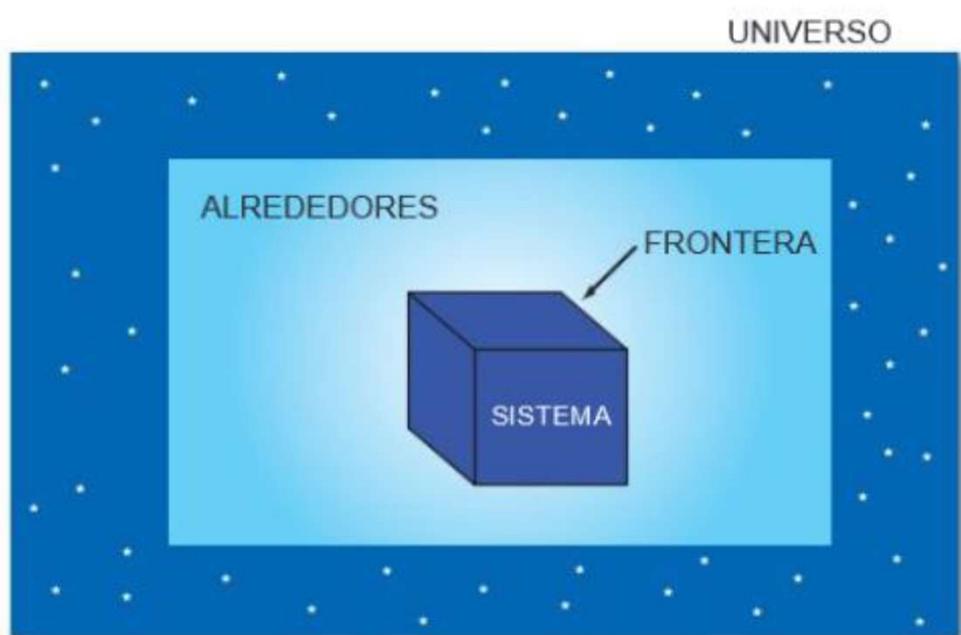
➤ A MAYOR PRESIÓN SE NECESITA MAYOR TEMPERATURA PARA QUE HIERTA EL AGUA, COMO SE OBSERVA EN LA SIGUIENTE TABLA:



TEMPERATURA DE EBULLICIÓN EN FUNCIÓN DE LA PRESIÓN (H<sub>2</sub>O)

PRESIÓN (ATA)	TEMP °C	PRESIÓN (ATA)	TEMP °C
0.2	60	2	120
0.4	75	4	143
0.6	86	6	158
0.8	93	8	170
1.0	99	10	179

## 2. SISTEMA



- **SISTEMA:** ES CUALQUIER CANTIDAD DE MATERIA O REGIÓN DEL ESPACIO SELECCIONADA PARA SER OBJETO DE INTERÉS.
- **UNIVERSO:** ES EL SISTEMA Y SU ENTORNO.
- **ALREDEDORES O ENTORNO:** ES LA MATERIA O REGIÓN DEL ESPACIO QUE SE ENCUENTRA FUERA DEL SISTEMA.(TODO LO QUE NO ES SISTEMA)
- **FRONTERA (PARED):** ES LA SUPERFICIE QUE SEPARA O AÍSLA EL SISTEMA DE SUS ALREDEDORES. SE CONSIDERA NULO, POR TANTO, NO OCUPA ESPACIO NI TIENE MATERIA.

## 2.1.TIPOS DE SISTEMAS



## 2.1.TIPOS DE SISTEMAS

- **SISTEMA AISLADO:** ES AQUEL EN EL QUE **NO** PUEDE INTERCAMBIARSE NI MATERIA NI ENERGÍA ENTRE EL SISTEMA Y EL ENTORNO.



Sistema Aislado

Ni sale ni entra  
energía ni materia

## 2.1.TIPOS DE SISTEMAS

- **SISTEMA CERRADO:** ES AQUEL EN EL QUE PUEDE HABER INTERCAMBIO DE ENERGÍA, PERO NO DE MATERIA ENTRE EL SISTEMA Y EL ENTORNO.



## 2.1.TIPOS DE SISTEMAS

- **SISTEMA ABIERTO:** ES AQUEL EN EL QUE PUEDE HABER INTERCAMBIO DE MATERIA Y DE ENERGÍA CON EL ENTORNO.



### 3.DILATACIÓN DE LOS CUERPOS

➤ CUANDO SE PRODUCE UN AUMENTO DE LA TEMPERATURA DE UN CUERPO:

- AUMENTA EL VOLUMEN DE LOS CUERPOS



DILATACIÓN

➤ CUANDO SE PRODUCE EN SENTIDO INVERSO, DISMINUYE SU TEMPERATURA:

- REDUCE EL VOLUMEN DE LOS CUERPOS



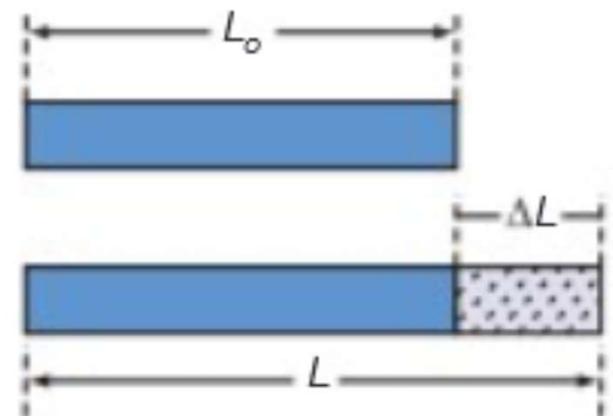
CONTRACCIÓN

<https://www.youtube.com/watch?v=wKQIsJUW9FY>

### 3.DILATACIÓN DE LOS CUERPOS

- ESTA DILATACIÓN VARIA EN FUNCIÓN DEL ESTADO DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA. POR ELLO HABLAMOS DE TRES TIPOS DE DILATACIÓN:

LINEAL



- INCREMENTOS LONGITUDINALES EN LOS QUE LA VARIACIÓN DE TAMAÑO SE PRODUCE PRINCIPALMENTE EN UNA DIMENSIÓN
- EN LAS TUBERÍAS POR LAS QUE CIRCULAN LÍQUIDOS O GASES CALIENTES, DEBEN TENERSE EN CUENTA LAS DILATACIONES LINEALES PARA EVITAR QUE SE PRODUZCAN ROTURAS EN LOS PUNTOS MÁS DÉBILES, QUE SUELEN SER LAS UNIONES ENTRE TUBERÍAS Y APARATOS.

$$L_f = L_0 \times [1 + (\alpha \times \Delta T)]$$

### 3.DILATACIÓN DE LOS CUERPOS

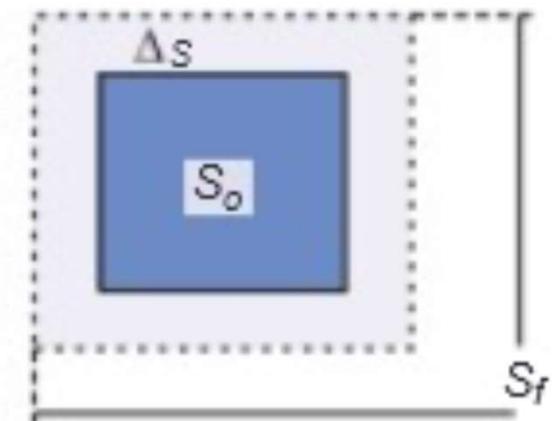
#### SUPERFICIAL

- INCREMENTOS DE TAMAÑO QUE SE PRODUCEN EN LA **SUPERFICIE (EN DOS DIMENSIONES)**: APLICACIONES: CHAPA DE ACERO, ...

$$\Delta S = \text{INCREMENTO DE SUPERFICIE} = S_f - S_0 = S \text{ FINAL} - S \text{ INICIAL}$$

$\beta$ = COEFICIENTE DE DILATACIÓN SUPERFICIAL. ES LO QUE AUMENTA LA UNIDAD DE SUPERFICIE AL AUMENTAR UN GRADO LA TEMPERATURA DEL CUERPO ( $^{\circ}\text{C}-1$ )

$\beta$  se puede calcular como:  $\beta = 2 \cdot \alpha$

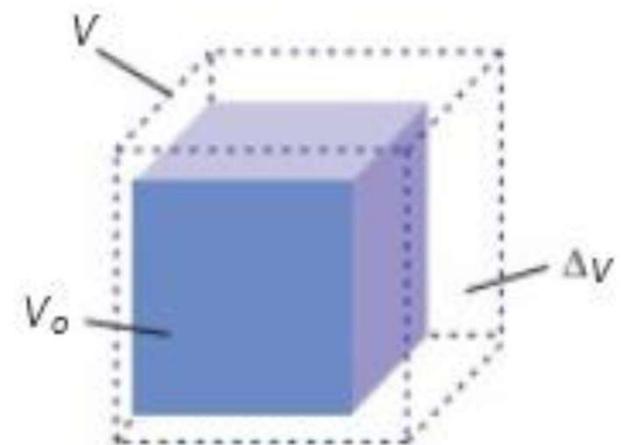


$$S_f = S_0 \times [1 + (\beta \times \Delta T)]$$

### 3.DILATACIÓN DE LOS CUERPOS

#### CÚBICA

- ES LA DILATACIÓN VOLUMÉTRICA SUFRIDA POR UN CUERPO Y LA VARIACIÓN DE TAMAÑO SE PRODUCE EN TRES DIMENSIONES
- APLICACIONES: EN FLUIDOS Y GASES (VARÍAN SU TAMAÑO EN LAS TRES DIMENSIONES)
- EL AGUA CALIENTE QUE CIRCULA POR LOS CIRCUITOS DE CALEFACCIÓN SUFRE DILATACIONES POR ESO SE COLOCAN VASOS DE EXPANSIÓN PARA QUE SE ACUMULE EL EXCESO DE AGUA.



$$V_f = V_0 \times [1 + (\gamma \times \Delta T)]$$

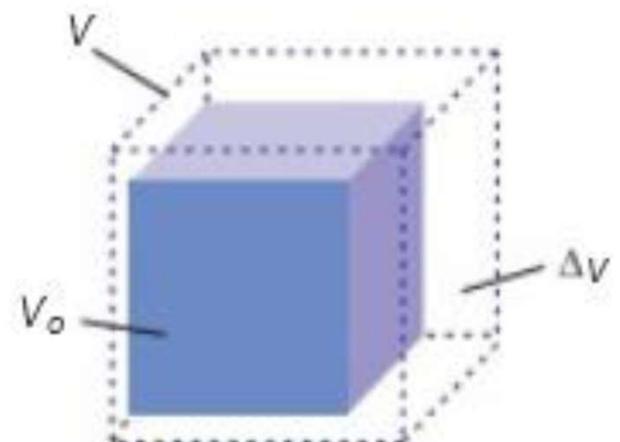
### 3.DILATACIÓN DE LOS CUERPOS

#### CÚBICA

$\Delta V$  = Incremento de volumen =  $V_f - V_o = V$  final –  $V$  inicial

$\gamma$ = Coeficiente de dilatación superficial. Es lo que aumenta la unidad de volumen al aumentar un grado la temperatura del cuerpo ( $^{\circ}\text{C}$ -1)

$\gamma$  se puede calcular como:  
 $\gamma = 3 \cdot \alpha$



$$V_f = V_o \times [1 + (\gamma \times \Delta T)]$$

### **3.DILATACIÓN DE LOS CUERPOS**

**REALIZAMOS EL BOLETÍN DE DILATACIONES  
TF.1 BOL.DILATACIONES**

## 4.CAMBIOS DE ESTADO

➤ Los **CAMBIOS DE ESTADO** que se pueden producir son los siguientes:

- **ABSORBER CALOR PROVOCA:**

- Que los sólidos se conviertan en líquidos: **FUSIÓN**.
- Que los líquidos se conviertan en gases: **VAPORIZACIÓN**.
- Que los sólidos se conviertan gases, sin pasar por líquido: **SUBLIMACIÓN**.

<https://www.youtube.com/watch?v=Kfoj-5vxjJ8>

- **ELIMINAR CALOR PROVOCA:**

Que los líquidos se conviertan en sólidos: **SOLIDIFICACIÓN**.

Que los gases se conviertan en líquidos: **CONDENSACIÓN**.

Gases se convierten en sólidos, sin pasar por líquido: **SUBLIMACIÓN INVERSA**.

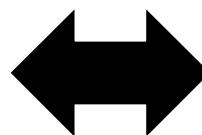
El punto de **SOLIDIFICACIÓN** coincide con el punto de **FUSIÓN**.

El punto de **CONDENSACIÓN** es idéntico al punto de **EBULLICIÓN**.



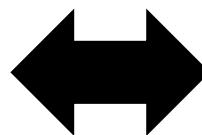
## 4.CAMBIOS DE ESTADO

SOLIDIFICACIÓN

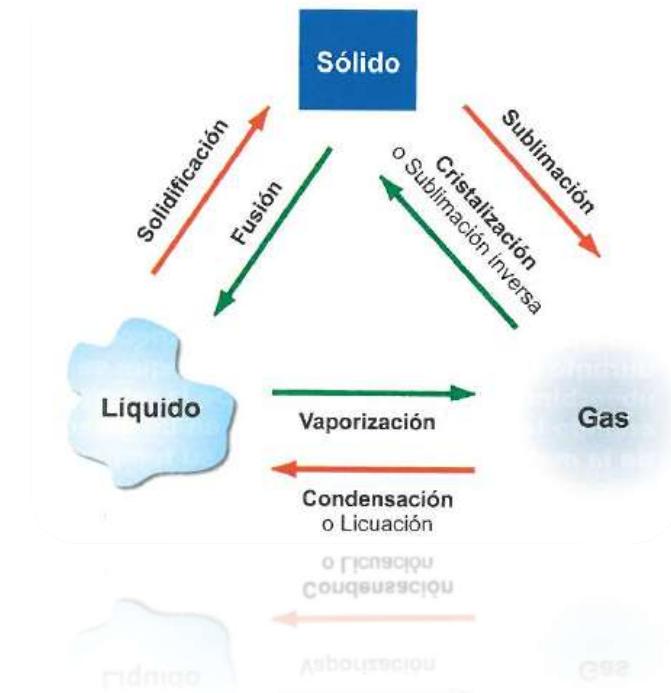


FUSIÓN

CONDENSACIÓN



EBULLICIÓN



## 4.CAMBIOS DE ESTADO

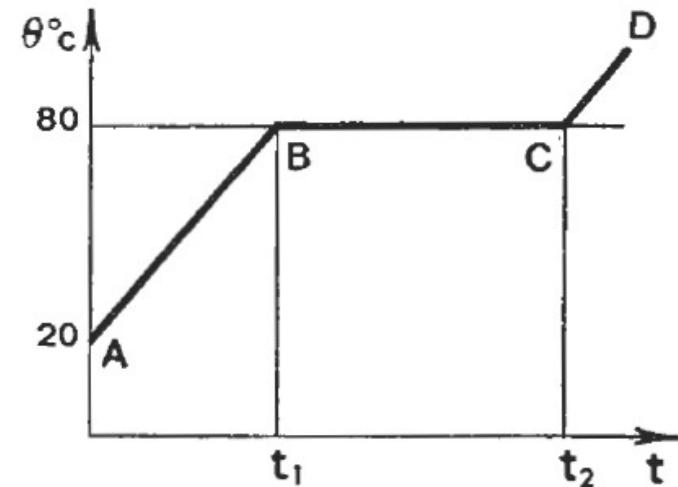
### FUSIÓN

- Cambio de estado:

SÓLIDO



LÍQUIDO



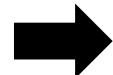
- Este fenómeno se produce para cada materia a una temperatura dada, lo que significa que no todos los sólidos tienen la misma temperatura de fusión.
- Si calentamos un sólido, durante la fusión observamos que la temperatura permanece constante durante el tiempo que tarda en fundirse completamente, tal como se refleja en el siguiente **FIGURA**

## 4.CAMBIOS DE ESTADO

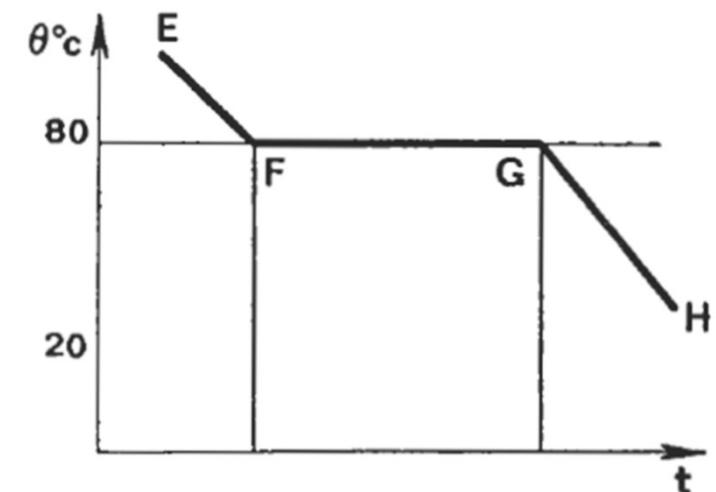
### SOLIDIFICACIÓN

- Cambio de estado:

LÍQUIDO



SÓLIDO



- Al igual que en el caso de la fusión, se produce para cada materia y a una temperatura dada.
- Si enfriamos una sustancia podremos observar que durante el proceso de solidificación su temperatura permanece constante durante el tiempo que tarda en solidificarse completamente

## 4.CAMBIOS DE ESTADO

### CONDENSACIÓN-LICUEFACCIÓN

- TRÁNSITO QUE SE PRODUCE DE GAS A LÍQUIDO A PRESIONES CERCANAS A LA AMBIENTAL.
- CUANDO SE USA UNA SOBREPRESIÓN ELEVADA PARA FORZAR ESTA TRANSICIÓN, EL PROCESO SE DENOMINA LICUEFACCIÓN.

#### SABÍAS QUE....

Aunque el agua hiere a 100°C si la presión es de 1atm, el punto de ebullición varía. Por ejemplo, a bajas presiones el agua hiere a una temperatura que es inferior a 100°C. En la cumbre del Mont Blanc, a unos 4.800 m sobre el nivel del mar, donde la presión atmosférica media es de 0,55 atm, el agua hiere a unos 84°C.

Con presiones superiores a 1atm, el agua hiere a más de 100°C, por ejemplo, en las calderas de vapor a alta presión, el agua hiere a 200°C.AR



## 4.CAMBIOS DE ESTADO

- La **SATURACIÓN**, hace referencia a una parte de los procesos de evaporación o condensación tal y como representación a continuación.
- **Líquido saturado:** Cuando tenemos agua en estado líquido a  $100^{\circ}\text{C}$  y 1 atm de presión, decimos que el agua está en estado de líquido saturado. Está a punto de cambiar de estado. (Esta condición se da cuando una sustancia ha absorbido calor hasta el límite que marca el punto  $t_1$  de la gráfica.)
- Al contrario, cuando tenemos por ejemplo agua en estado líquido a  $30^{\circ}\text{C}$  y 1 atm de presión, tenemos agua en estado **Líquido subenfriado**. Se refiere a que no está a punto de evaporarse, ya que está muy lejos de los  $100^{\circ}\text{C}$  a 1 atm de presión, que es cuando se produce la evaporación.

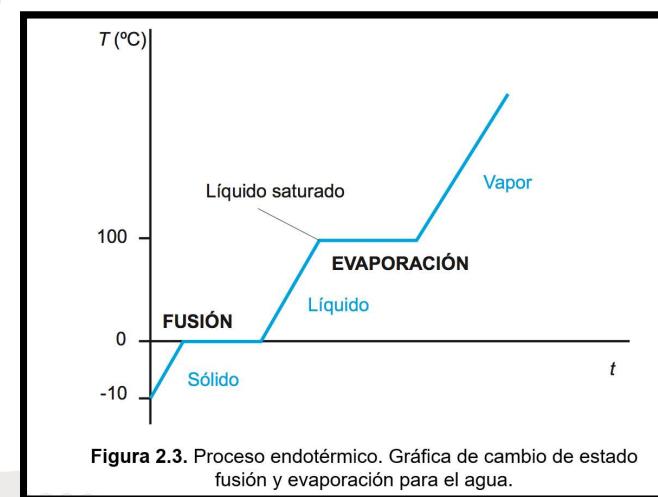
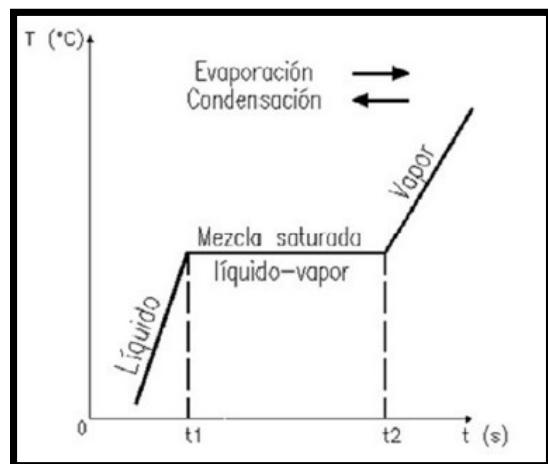


Figura 2.3. Proceso endotérmico. Gráfica de cambio de estado fusión y evaporación para el agua.

## 4.CAMBIOS DE ESTADO

- **Vapor saturado:** Cuando la temperatura de una sustancia gaseosa baja, debido a una cesión o extracción de calor, hasta un punto en el que cualquier pérdida de calor supondría la condensación de una parte del vapor, se dice que se ha llegado a la condición de vapor saturado. Estaría punto de cambiar de estado.(Esta condición coincide con el punto t2 de la gráfica.)

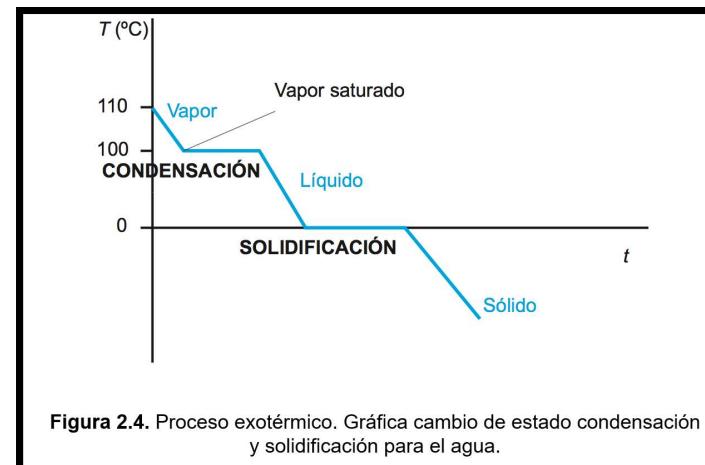
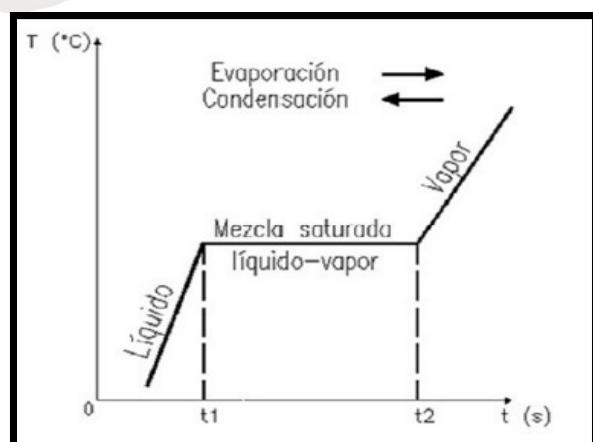


Figura 2.4. Proceso exotérmico. Gráfica cambio de estado condensación y solidificación para el agua.

- **Mezcla saturada líquido-vapor:** Recibe este nombre la sustancia que está cambiando de estado líquido a vapor. ( Lo vemos en la gráfica, cuando se encuentra entre los puntos  $t_1$  y  $t_2$ , es decir, cuando el líquido y el vapor coexisten en equilibrio.)
- Por el contrario, cuando tenemos vapor de agua a 200°C y 1 atm de presión, tenemos agua en **estado vapor sobrecalentado**. Esto quiere decir que no está a punto de condensarse, pues tendría que ceder mucho calor para llegar a tener una temperatura de 100°C

## 5.CALORIMETRÍA

- EL **CALOR** ES LA ENERGÍA QUE POSEE UN CUERPO DEBIDO A SU TEMPERATURA. LOS CUERPOS NO TIENEN CALOR, POSEEN ENERGÍA INTERNA.
  - EL CALOR ES LA TRANSFERENCIA DE PARTE DE DICHA ENERGÍA INTERNA (TÉRMICA) DE UN SISTEMA A OTRO, CON LA CONDICIÓN DE QUE ESTÉN A DIFERENTE TEMPERATURA.
  - SU CONCEPTO ESTÁ LIGADO AL PRINCIPIO CERO DE LA TERMODINÁMICA, SEGÚN EL CUAL DOS CUERPOS EN CONTACTO INTERCAMBIAN ENERGÍA HASTA QUE SU TEMPERATURA SE EQUILIBRA.
  - SI DOS CUERPOS ESTÁN A IGUAL TEMPERATURA → ESTÁN EN EQUILIBRIO TÉRMICO.
  - EL CALOR, ES UN FENÓMENO FÍSICO QUE ELEVA LA TEMPERATURA Y DILATA, FUNDE, VOLATILIZA O DESCOMPONE UN CUERPO.
- EL CALOR ES LA CANTIDAD DE ENERGÍA QUE TRANSIERE UN CUERPO CALIENTE A OTRO FRÍO AL PONERLOS EN CONTACTO.
  - DESDE EL DE MAYOR TEMPERATURA AL DE MENOR.

## 5.CALORIMETRÍA

- **FRÍO ES LA AUSENCIA DE CALOR.** ENERGÍA EXTRAÍDA EN FORMA DE CALOR DE UN SISTEMA, CUANDO SU TEMPERATURA ESTÁ POR DEBAJO DE LA DE SU ENTORNO.
- ES LA SENSACIÓN QUE SE PRODUCE CON LA FALTA DE CALOR, ES EL TÉRMINO NEGATIVO DEL CALOR, QUE INDICA SU DISMINUCIÓN O AUSENCIA.
- “EXTRAEMOS” CALOR DE UNA SUSTANCIA, EL MOVIMIENTO DE SUS MOLÉCULAS SERÁ CADA VEZ MÁS LENTO. LA “POTENCIA” DE UN COMPRESOR O MÁQUINA FRIGORÍFICA ESTÁ RELACIONADA CON ESTE CONCEPTO, LA CANTIDAD DE CALOR QUE PUEDE ABSORBER.
- **EJEMPLO:** EL EVAPORADOR DE UN FRIGORÍFICO ES LA PARTE QUE ABSORBE CALOR, ES DECIR EL CUERPO FRÍO; EL CUERPO CALIENTE LO FORMAN LOS ALIMENTOS QUE METEMOS EN LA NEVERA. ESTOS ALIMENTOS ESTÁN, COMO POCO, A TEMPERATURA AMBIENTE CUANDO LOS INTRODUCIMOS EN LA NEVERA; EL EVAPORADOR, POR EL CONTRARIO, SE ENCUENTRA A VARIOS GRADOS BAJO CERO, CON LO CUAL, EL CALOR DE LOS ALIMENTOS PASA AL EVAPORADOR, CONSIGUIENDO ASÍ QUE SE ENFRÍEN.

## 5.CALORIMETRÍA

- La cantidad de calor contenida en un cuerpo, la que podemos facilitarle o que nos puede ceder, son de hecho una forma de energía, **la energía calorífica**.
- El calor, como forma de energía, tiene las siguientes **unidades de medida**:
- **Caloría [cal]**: una caloría es la unidad de calor aportada o extraída para aumentar o reducir en un grado centígrado la temperatura de un gramo de agua. Al ser una unidad tan pequeña, se suele usar la Kcal (kilo caloría) igual a 1.000 calorías.
- **Julio [J]**: la cantidad de calor aportado o extraído para aumentar o reducir en un grado centígrado la temperatura de un gramo de agua es equivalente a 4.185 Julios.
- **Frigoría [fg]**: es la unidad que se utiliza en la industria frigorífica para expresar las cantidades de calor transmitidas y para valorar la potencia de los compresores y máquinas frigoríficas. La Frigoría es una kilocaloría negativa:

$$1 \text{ fg} = -1 \text{ Kcal}$$

- En refrigeración se emplea esta unidad (Frigoría), y se define como una Kilocaloría “negativa”, es decir, 1 Kcal de calor absorbido. Una frigoría expresa la velocidad con la que se extraen 1000 cal de calor.
- **British Thermal Unit [Btu]**: un Btu es la unidad de calor extraída para reducir en un grado Fahrenheit la temperatura de una libra de agua.. Pero esta unidad es muy pequeña, por lo que se emplea más la tonelada de refrigeración (TR), que equivale a 12.000 BTU.

## 5.CALORIMETRÍA

### EQUIVALENCIAS

1cal = 4,185 J

1 J = 0,24cal

1Kcal = 1000 cal

1Kcal = 4185 J = 4,185 KJ

1.000 cal = 1 Termia

1 frig = - 1.000 cal = -1Kcal

1 BTU = 0,252 Kcal = 252 cal

1TR = 12.000 BTU = 3.024 Kcal

## 5.CALORIMETRÍA

➤ SI SUMINISTRAMOS CANTIDADES IGUALES Y CONSTANTES DE CALOR A SUSTANCIAS DISTINTAS, EN PERIODOS DE TIEMPO IGUALES, LAS TEMPERATURAS QUE ALCANZAN LAS SUSTANCIAS SON DIFERENTES. PARA PODER MEDIR LAS VARIACIONES DE LA CANTIDAD DE CALOR, NECESITAMOS DEFINIR LOS **SIGUIENTES CONCEPTOS**:

- **CALOR ESPECÍFICO DE UN CUERPO ( $C_e$ )**: ES LA CANTIDAD DE CALOR QUE ABSORBE LA UNIDAD DE MASA DE UN CUERPO PARA AUMENTAR UN GRADO SU TEMPERATURA,

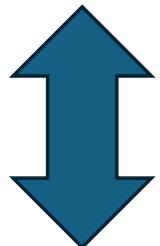
El factor  $C_e$ : depende de cada material. La unidad del SI es J/Kg K, aunque normalmente se usa :      **Kcal/Kg K o Kcal/Kg °C. También cal/g K, cal/g°C**

**Ejemplo:** Si durante cinco minutos suministramos el mismo número de calorías a un kilogramo de agua y a uno de alcohol etílico, medimos sus temperaturas, constatamos que estas temperaturas no son iguales.

## 5.CALORIMETRÍA

- **CANTIDAD DE CALOR (Q):** CANTIDAD DE ENERGÍA QUE ABSORBE O DESPRENDE UN CUERPO PARA PASAR DE UNA TEMPERATURA A OTRA.

$$Q = m \times Ce \times \Delta T$$



$$Ce = Q / (m \times \Delta T)$$

Donde:

*Q: Cantidad de calor que absorbe o cede una sustancia (KJ);*

*m: Masa de la sustancia (kg o gr);*

*Ce: Calor específico de la sustancia ( J/KgK ) ;(Kcal/KgK) ;  
(Kcal/Kg °c); (cal/g°C)*

*ΔT: Variación de temperatura en (T<sub>f</sub>-T<sub>i</sub>)*

*T<sub>i</sub>: Temperatura inicial de la sustancia (K , °C);*

*T<sub>f</sub>: Temperatura final de la sustancia (K,°C).*

## 5.CALORIMETRÍA

### CALORES ESPECÍFICOS DE SUSTANCIAS COMUNES

CALORES ESPECÍFICOS	
CUERPO	c (kJ/kgxK)
Agua	4185
Alcohol	2469
Hielo	2093
Cristal	0837
Hierro	0465
Cobre	0397
Mercurio	0138
Pbomo	0120

■ Por definición el agua tiene un calor específico de **4185 J/kg.K , 4,185 KJ/kg.K , 1 cal/gr°C o 1 Kcal/Kg°C**

Por eso decimos que el calor específico es una relación entre transferencia de calor y cambio de temperatura

Sustancia	$c [J/(g°C)]$	$c[cal/g°C]$
Agua	4.182	1.0
Aire seco	1.009	0.241
Aluminio	0.896	0.214
Bronce	0.385	0.092
Cobre	0.385	0.092
Concreto	0.92	0.22
Hielo (a 0°C)	2.09	0.5
Pbomo	0.13	0.031
Vidrio	0.779	0.186
Zinc	0.389	0.093



El agua necesita una caloría de energía por cada gramo para elevar su temperatura en 1°C, mientras que por ejemplo el aluminio necesita solo 0,214 cal. Este es el motivo de que otros materiales como el cobre se calienten tan rápido y es que necesitan poca energía para hacerlo. Por eso su calor específico es tan bajo. Para que 1 gramo de cobre aumente su temperatura en 1°C necesita 0,092 cal.

## 5.CALORIMETRÍA

- **CALORÍMETRO:** EL CALOR ESPECÍFICO DE MUCHOS CUERPOS PUEDE MEDIRSE CON UN CALORÍMETRO.
- Se trata de un termo con un termómetro.
- **Ejemplo:** Metemos un kilo de hierro en agua hirviendo durante unos minutos, se saca del agua y se deja que se equilibre su temperatura, luego lo volvemos a meter dentro del calorímetro en un kilo de agua a  $10^{\circ}\text{C}$ . Se deja un rato hasta que el conjunto de hierro y agua se equilibren, se mide la temperatura en el calorímetro y vemos que marca  $19^{\circ}\text{C}$ , esto quiere decir que el hierro cedió al agua  $9^{\circ}\text{C}$  al mismo tiempo que el agua los recibió.



## 5.CALORIMETRÍA

- Ejemplo 1: Determina el calor en calorías necesario para elevar la temperatura de 1 litro de agua de 30 a 50 °C.

$$Q = m \cdot C_e \cdot \Delta T = 1.000 \text{ gr} \cdot 1 \frac{\text{cal}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}} \cdot (50 - 30) = 20.000 \text{ cal}$$

## 5.CALORIMETRÍA

Ejemplo 2: Una sustancia de masa 697 g y de calor específico de 0,1 cal/ g°C está a la temperatura de 8°C. ¿Qué calor tendrá que absorber o emitir para pasar la temperatura de 35°C?

El calor viene dado por  $Q = M \cdot Ce \cdot \Delta T = 697 \text{ g} \cdot 0,1 \frac{\text{cal}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}} \cdot (35 - 8) = 1.881,9 \text{ cal}$

Como el calor tiene signo positivo, quiere decir que el calor es absorbido.

## 5.CALORIMETRÍA

Ejemplo 3: Tenemos distintos cuerpos de igual masa calentadas por un mismo foco calorífico. ¿Cuál se calentará antes?

Se calentará antes el de menor calor específico porque necesita menos cantidad de calor (menos energía) para elevar la temperatura.

## **5.CALORIMETRÍA**

**REALIZAMOS EL BOLETÍN DE DILATACIONES  
TF.2 BOL.2.ENERGÍA Y POTENCIA**

## **5.CALORIMETRÍA**

**REALIZAMOS EL BOLETÍN DE DILATACIONES  
TF.3 BOL.3.ENERGÍA Y POTENCIA 2**

## 5.CALORIMETRÍA

- CUANDO UN CUERPO O UN FLUIDO, RECIBE O CEDE ENERGÍA EN FORMA DE CALOR:

AUMENTO DE  
TEMPERATURA

CAMBIO DE  
ESTADO

- LA ENERGÍA TÉRMICA EN FUNCIÓN DE QUE TENGA LUGAR UNO U OTRA SITUACIÓN, RECIBE UN NOMBRE ESPECÍFICO, Y ASÍ HABLAMOS DE:

CALOR  
SENSIBLE

CALOR  
LATENTE

$$Q_s = m \times C_e \times \Delta T$$

$$Q_L = m \times C_L$$

## 5.CALORIMETRÍA

### CALOR SENSIBLE

Cantidad de calor que extraída o aportada a un cuerpo es capaz de hacer que su temperatura disminuya o aumente respectivamente, sin que se produzca ningún cambio de fase en el cuerpo.

Donde:

$Q_s$ : Calor latente, en KJ o Kcal.

$m$ : Masa de la sustancia (kg)

$C_e$ : Calor específico de la sustancia

$\Delta T$ : Variación de temperatura en ( $T_f - T_i$ )

$T_f$ : Temperatura final de la sustancia

$T_i$ : Temperatura inicial de la sustancia

Este cambio de temperatura es función de la cantidad de calor intercambiado y de una característica física del cuerpo en cuestión: **el calor específico**

## 5.CALORIMETRÍA

### CALOR LATENTE ( o de cambio de estado)

Cantidad de calor que hay que suministrar o extraer una masa de una unidad (kg) de un cuerpo para provocar en él un cambio de estado, sin que esto provoque un cambio de temperatura.

- Ejemplo: Mientras el agua está hirviendo la temperatura permanece constante (100 °C a nivel del mar) mientras exista una mezcla de líquido y agua que se vaporiza.

**El calor latente necesario para provocar un cambio de estado varía con cada sustancia. Fíjate en los ejemplos recogidos en la tabla siguiente:**

CALOR LATENTE	
Agua	539 kcal/kg - 2.257 kJ/kg
Amoníaco	327 kcal/kg - 1.369 kJ/kg
R-22	52 kcal/kg - 217 kJ/kg

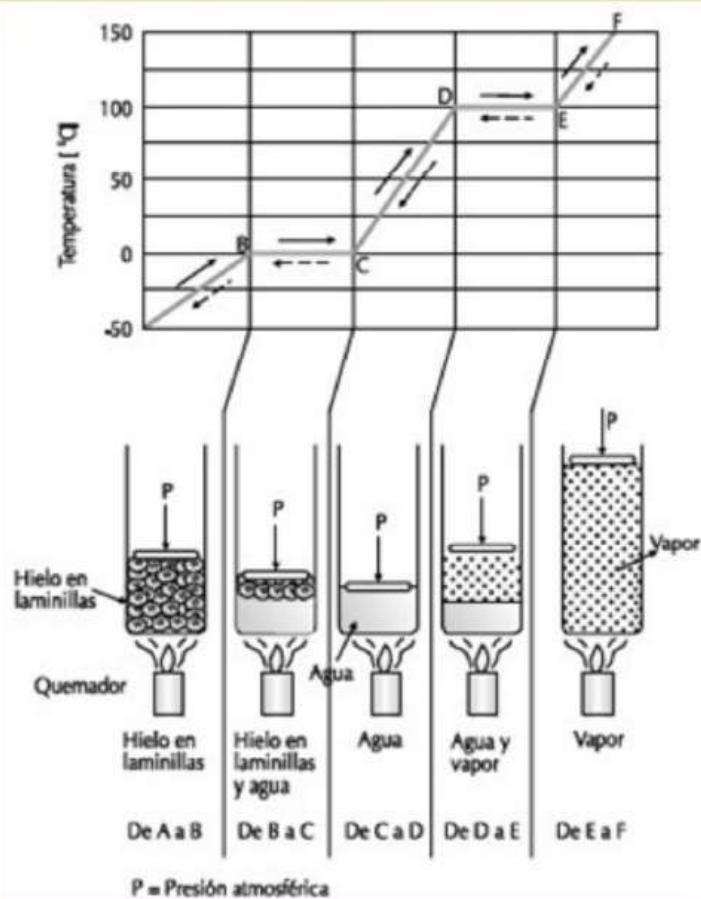
*Calor latente de vaporización (Lv) de algunas sustancias.*

## 5.CALORIMETRÍA

**ESTE CALOR LATENTE, VARIA EN FUNCIÓN DE CUAL SEA EL CAMBIO DE ESTADO**

- **Calor latente de solidificación:** cantidad de calor que se debe extraer a 1 kg de un cuerpo para hacerlo pasar del estado líquido al estado sólido sin reducir su temperatura.
- **Calor latente de fusión:** cantidad de calor que se debe suministrar a 1 kg de un cuerpo para hacerlo pasar del estado sólido al estado líquido sin aumentar su temperatura.
- **Calor latente de vaporización:** cantidad de calor que se debe suministrar a 1 kg de un cuerpo para hacerlo pasar del estado líquido al estado gaseoso sin aumentar su temperatura.

## GRÁFICO Tº-CALOR:



## 5.CALORIMETRÍA

Las temperaturas en las que se producen los cambios se denominan:

- **Temperatura de fusión:** es la temperatura a la que un sólido cambia al estado de líquido. También se llama punto de fusión.
  - **Temperatura de ebullición:** es la temperatura a la que un líquido cambia al estado de vapor. También se llama punto de ebullición.
  - **Temperatura de condensación:** es la temperatura a la que un vapor cambia al estado líquido. También se llama temperatura de saturación.
  - **Temperatura de solidificación:** es la temperatura a la que un líquido cambia al estado sólido.
- **RECUERDA:**
- Temperatura de **FUSIÓN**= Temperatura de **SOLIDIFICACIÓN**
  - Temperatura de **EBULLICIÓN**= Temperatura de **CONDENSACIÓN**

<https://www.youtube.com/watch?v=jAa4XynomsM>

## 5.CALORIMETRÍA

### CALOR LATENTE ( o de cambio de estado)

$$Q_L = m \times C_L$$

Donde:

$Q_L$ : Calor latente, en KJ o Kcal.

$m$ : Masa de la sustancia (kg)

$C_L$ : Factor de calor latente (KJ/Kg) o (Kcal/Kg). Puede ser calor latente de fusión, vaporización, solidificación.

CALOR LATENTE DE FUSIÓN	
SUSTANCIA	kJ/kg
Hielo	335
Aluminio	335
Anhídrido carbónico	184
Cobre	180
Glicerina	176
Plomo	23
Mercurio	12

- **RECUERDA:** Tanto los valores de calor específico, como de calores latentes son específicos para cada substancia.
- No todas las sustancias tienen el mismo calor latente, cada sustancia tiene unos calores latentes de fusión y vaporización distintos. Por ejemplo, el agua tiene un calor de vaporización alto ya que es necesario aportar mucha energía para romper los enlaces de hidrógeno, llamados puentes de hidrógeno.
- En procesos frigoríficos son útiles los fluidos con un elevado calor latente, que se traduce en una elevada capacidad de absorción de calor para obtener su evaporación a la temperatura que deseamos.

## 5.CALORIMETRÍA

- Ejemplo 4: Calcula la cantidad de calor, en kilocalorías, necesaria para evaporizar 10 Kg de agua que se encuentra a 100°C. Calor latente del agua: 539 Kcal/Kg.

$$Q_L = M \times C_L = 10 \times 539 = 5.390 \text{ Kcal}$$

Los cambios de temperatura y de estado pueden representarse en gráficas similares a las ilustradas en las figuras. En ella se representa la temperatura frente al calor.

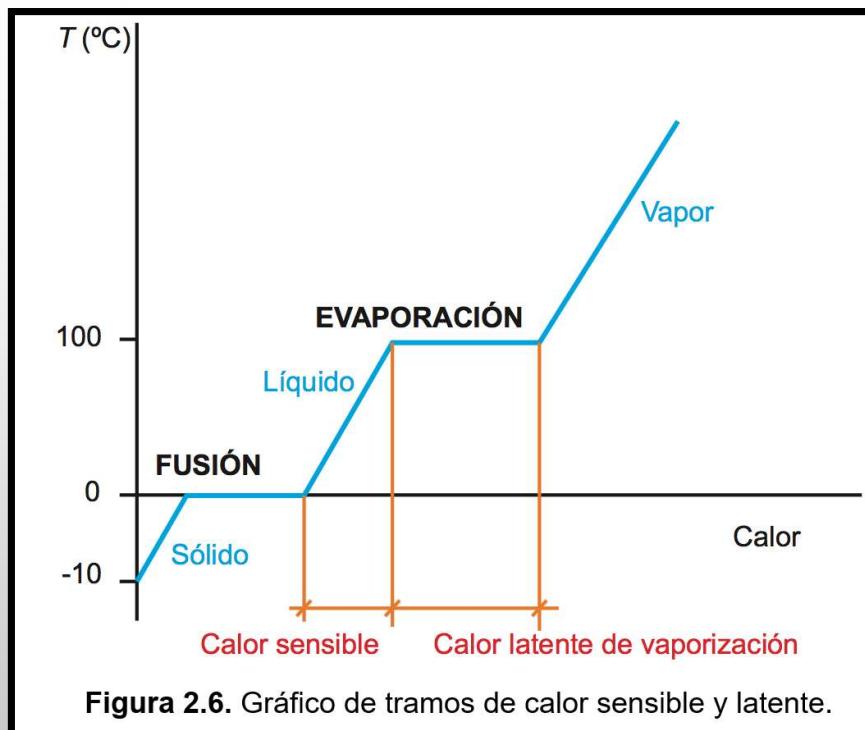
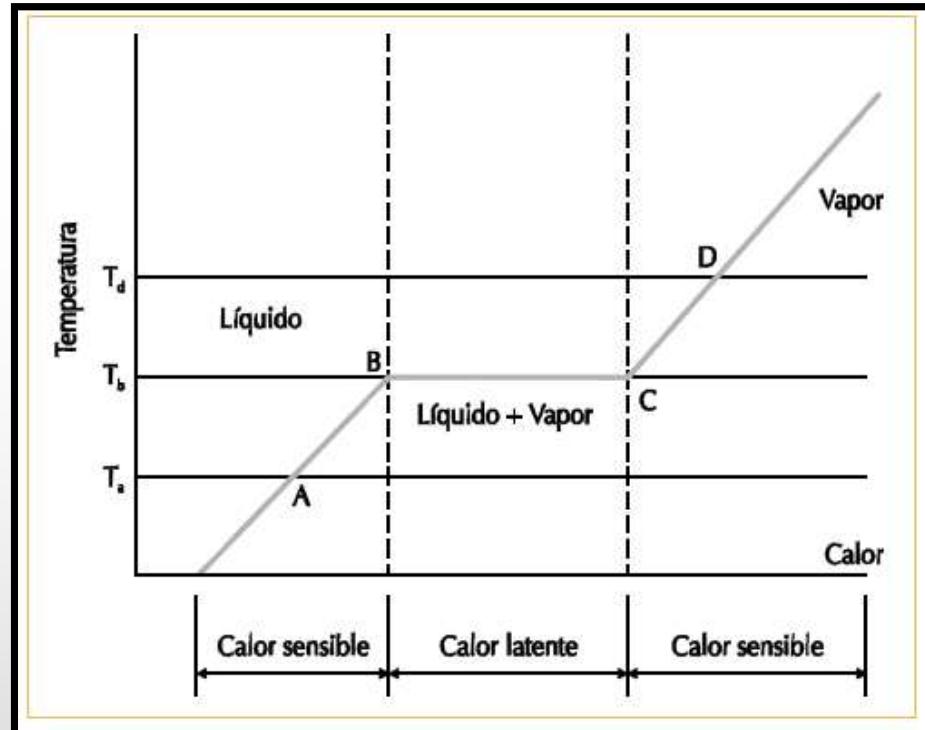


Figura 2.6. Gráfico de tramos de calor sensible y latente.



Cuando sube la temperatura no hay cambio de estado y cuando hay cambio de estado, la temperatura permanece constante. También se indica gráficamente cuál es el calor sensible y cuál el latente.

**Vídeo:** <https://www.youtube.com/watch?v=jAa4XynomsM>

Para el caso de los alimentos existen tablas donde aparecen los datos necesarios para calcular la cantidad de calor que es necesario extraer de los mismo para modificar su temperatura y/o lograr un cambio de estado.

En la siguiente tabla tiene un ejemplo de presentación para algunos alimentos:

Fíjate como aparecen los datos de calor latente, calor específico, calor de respiración, temperatura de congelación... Todos estos datos resultan de interés a la hora de proyectar una instalación para el almacenamiento de alimentos.

Producto	Cp sin congelación (kJ/kg·°C)	T <sup>o</sup> Congelación	Cp congelado (kJ/kg·°C)	Calor latente Llat (kJ/kg)	Calor de respiración Lresp (kJ/kg)	Calor de respiración en T <sup>o</sup> bajas Lresp (kJ/kg)
Temera	2,97	-1,7	1,63	213,53		
Manzanas	3,73	-2	2,01	280,52	9,21	0,75
Melocotón	3,77	-1,6	1,88	293,08	12,14	1,67
Naranja	3,81	-2,2	1,88	293,08	9,21	0,84
Piña verde	3,73	-1,5	2,09	297,26	7,12	0,63
Plátano verde	3,77	-1,5	1,76	251,21	8,37	2,51
Sandía	3,94	-1,6	1,97	288,89	9,21	0,84
Uvas	3,77	-3	2,55	263,77	11,6	0,84
Leche	3,89	-2,8	2,05	293,08		
Mantequilla	2,68	-1,1	1,42	251,21		
Pescado graso	2,93	-2,2	1,59	209,34		
Huevos	3,35	-2,2	1,76	230,27		
Miel	1,47	-2				
Pan	2,93	-8	1,42	125,6		
Ajo	3,31	-4	1,76	247,02	8,37	0,84
Cebolla	3,81	-1	2,14	301,45	4,61	0,63
Champiñón	3,89	-1	1,97	301,45	12,56	1,05
Coliflor	3,94	-1	1,97	326,57	9,21	0,84
Lechuga	4,02	-0,5	2,01	314,01	16,24	7,54
Patata tem-prana	3,6	-1,7	1,97	259,58	7,12	0,84
Pepino	3,98	-0,8	2,01	318,2	7,12	0,84
Tomate verde	3,89	-0,7	1,97	314,01	6,95	0,84
Zanahoria	3,89	-1,3	1,88	293,08	4,61	0,84

$$C_p = C_e$$

## 5.CALORIMETRÍA

- Ejemplo 5: Calcula el calor necesario que se debe extraer para conservar 250 Kg de uvas a 2ºC, sabiendo que entraron en la cámara a una temperatura de 14ºC. Calor específico de las uvas 3,77 KJ/KgºC

$$Q = M \times C_e \times (T_f - T_i) = 250 \times 3,77 \times (2 - 14) = -11.310 \text{ KJ}$$

Como se trata de un calor cedido o eliminado, el signo es negativo

## 5.CALORIMETRÍA

➤ Ejemplo 6: Determina la cantidad de calor que hay que suministrar para convertir 1 gramo de hielo a -20°C en vapor a 100°C. Representa en una gráfica T-Q los cambios que se van produciendo a medida que aumenta la temperatura.

- Datos:
- Ce del hielo : 2090 J/Kg.K
- Calor latente de fusión del hielo:  $334 \cdot 10^3$  J/Kg
- Ce del agua : 4180 J/Kg.K
- Calor de vaporización del agua:  $2260 \cdot 10^3$  J/Kg

## 5.CALORIMETRÍA

- Se eleva la temperatura de 1 gramo de hielo de -20 °C a 0 °C. Calculamos el calor sensible correspondiente a este paso, ya que no hay cambio de fase, sólo de temperatura:

$$Q_1 = m \cdot c \cdot (t_2 - t_1) = 0.001 \text{ kg} \cdot 2.090 \text{ J/kg K} \cdot (0 - (-20)) \text{ K} = 41.8 \text{ J}$$

Date cuenta que el intervalo de temperatura es igual en Kelvin y en Celsius, por eso ponemos en las unidades K, para obtener al final las unidades deseadas sin tener que hacer el cambio de °C a Kelvin. Si no fuera una diferencia de temperatura, sí tendríamos que hacer el cambio de unidades.

- A continuación se funde el hielo, hay cambio de fase, pero no de temperatura. Lo calculamos mediante el calor latente de fusión, porque pasamos de sólido a líquido:

$$Q_2 = m \cdot L_f = 0,001 \text{ kg} \cdot 334 \cdot 10^3 \text{ J/kg} = 334 \text{ J}$$

- Después se eleva la temperatura del agua de 0°C a 100 °C. Utilizando el calor específico del agua, obtenemos el calor necesario para realizar ese aumento de temperatura:

$$Q_3 = m \cdot c \cdot (t_2 - t_1) = 0.001 \text{ kg} \cdot 4.180 \text{ J/kg K} \cdot (100 - 0) \text{ K} = 418 \text{ J}$$

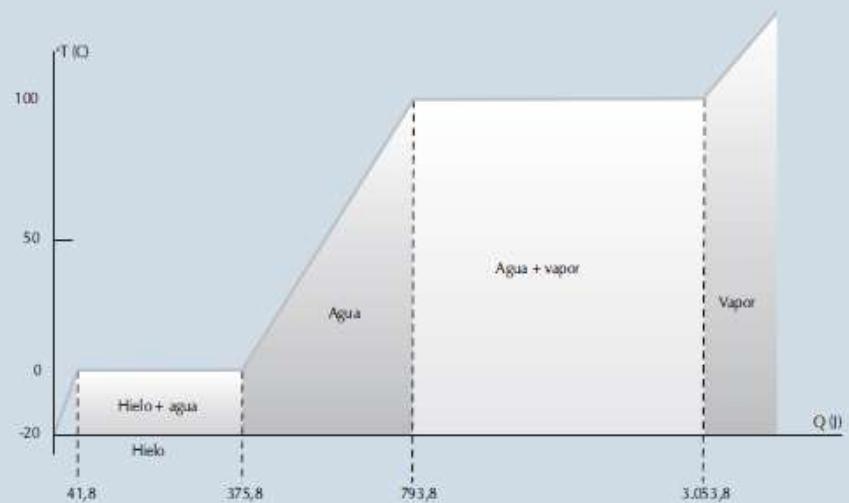
- Por último se convierte 1 gramo de agua a 100 °C en vapor a la misma temperatura:

$$Q_4 = m \cdot L_v = 0,001 \text{ kg} \cdot 2.260 \cdot 10^3 \text{ J/kg} = 2.260 \text{ J}$$

Sumamos todas las cantidades de calor que hemos calculado para obtener el calor total necesario:

$$Q_t = Q_1 + Q_2 + Q_3 + Q_4 = 3.053,8 \text{ J}$$

La gráfica T-Q que representa los cambios durante este proceso es la siguiente:



## **5.CALORIMETRÍA**

**REALIZAMOS EL BOLETÍN  
BOL.TF4 CALORIMETRÍA**

## 6.EQUILIBRIO TÉRMICO

### Equilibrio térmico:

- Entre dos sustancias a diferentes temperaturas en el que se transfiere el calor de la más caliente a la más fría hasta que se igualan las temperaturas.
- Podemos hallar la temperatura de equilibrio entre las dos sustancias, puesto que el calor ganado por una sustancia es igual al calor cedido por la otra. Si ambos cuerpos están aislados y no tenemos pérdidas de calor con el medio, se cumple que:

$$Q_{\text{absorbido}} + Q_{\text{cedido}} = 0$$



$$Q_{\text{absorbido}} = -Q_{\text{cedido}}$$

El signo menos se debe a que el calor ganado por un cuerpo es positivo y el perdido es negativo.

## 6.EQUILIBRIO TÉRMICO

$$Q_{\text{absorbida}} = M \times C_e \times \Delta T$$

$$Q_{\text{cedida}} = -M \times C_e \times \Delta T$$

$$Q_{\text{abs}} + Q_{\text{ced}} = 0$$

Donde:

$M$ : Masa de la sustancia(kg);

$C_e$ : Calor específico de la sustancia  
(J/Kg<sup>o</sup>K);(Kcal/Kg<sup>o</sup>K); (Kcal/Kg °C); (cal/g°C)

$$\Delta T = T_f - T_i$$

$T_f$  será la temperatura de equilibrio(K, °C);

# 6.EQUILIBRIO TÉRMICO

## Equilibrio térmico:

- La temperatura de equilibrio se verá afectada por el Calor específico de las sustancias involucradas.
- Podemos realizar las siguientes asociaciones:
  - En todos los casos, la velocidad de transferencia de calor es mayor cuanto mayor es la diferencia de temperatura. A medida que se acercan las temperaturas, la transferencia de calor es más lenta.
  - Si las masas y Ce de las sustancias son iguales, la temperatura de equilibrio es el punto medio entre las dos temperaturas iniciales.
  - Si los Ce son iguales y las masas son diferentes, la temperatura de equilibrio se desplaza a la temperatura de la sustancia de mayor masa.
  - Si las masas son iguales y el Ce es diferente, la temperatura de equilibrio cambia a la temperatura de la sustancia con el calor específico más alto.
  - Si tanto la masa como el Ce son diferentes, la situación es más compleja.

## 6.EQUILIBRIO TÉRMICO

**REALIZAMOS EL BOLETÍN  
BOL.TF5 EQUILIBRIO TÉRMICO**

## 7.COMPORTAMIENTO GASES

- LOS GASES ESTÁN CONSTITUIDOS POR MOLÉCULAS QUE ESTÁN EN UN MOVIMIENTO CONTINUO Y DESORDENADO. ESTO HACE QUE OCUPEN TODO EL VOLUMEN DEL RECIPIENTE QUE LOS CONTIENE
- LA PRESIÓN QUE EJERCE UN GAS SOBRE UNA SUPERFICIE ES DEBIDA A LOS CHOQUES DE LAS MOLÉCULAS DEL GAS CONTRA ESA SUPERFICIE

**EL ESTADO DE UN GAS SE CARACTERIZA POR TRES VARIABLES:**

**PRESIÓN**

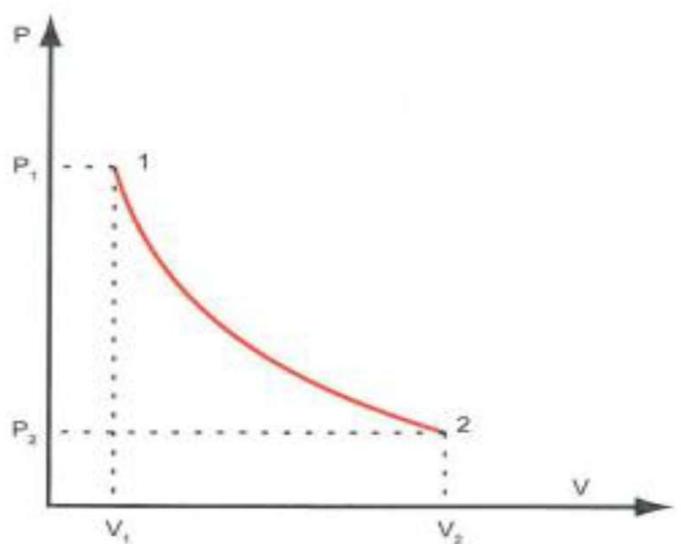
**TEMPERATURA**

**VOLUMEN**

El término **GAS** se emplea para las substancias que existen en estado gaseoso en condiciones llamadas normales, es decir, a temperaturas y presiones normales, que son aproximadamente 21 °C y 1 atm de presión.

## 7.COMPORTAMIENTO GASES

**1-Ley de Boyle-Mariotte:** Nos dice que, para una determinada cantidad de gas, manteniendo constante la temperatura, el producto de la presión y del volumen se mantiene constante. Se trata de un proceso **ISOTERMO** porque se produce a **temperatura constante**.



2.10. Ley de Boyle-Mariotte

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2$$

siendo:

$p_1$  = presión inicial

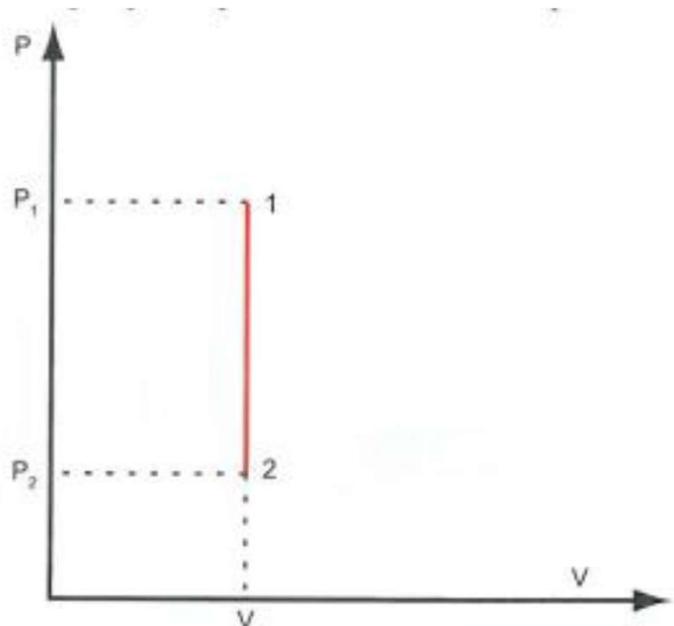
$V_1$  = volumen inicial

$p_2$  = presión final

$V_2$  = volumen final

## 7.COMPORTAMIENTO GASES

**2. Ley de Gay-Lussac:** Nos dice, que manteniendo constante el volumen de una cierta cantidad de gas, el cociente entre presión y temperatura absoluta se mantiene constante. La temperatura expresada en Kelvin. Es un proceso **ISOCÓRICO O ISOMÉTRICO** porque se produce a **volumen constante**



$$p_1 / T_1 = p_2 / T_2$$

donde:

$p_1$  = presión inicial

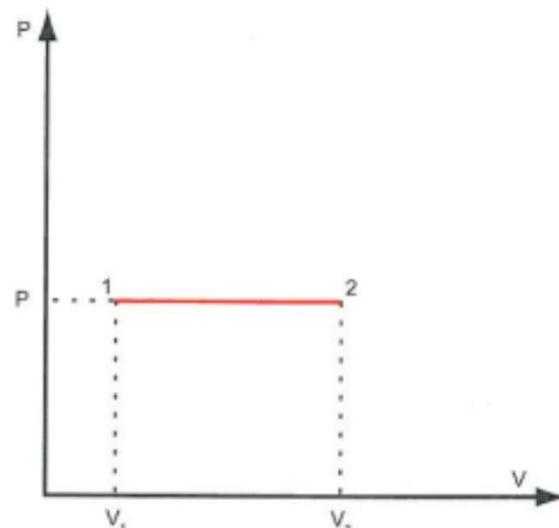
$T_1$  = temperatura inicial

$p_2$  = presión final

$T_2$  = temperatura final

## 7.COMPORTAMIENTO GASES

**3. Ley de Charles:** Nos dice, que manteniendo constante la presión de una cierta cantidad de gas, el cociente entre volumen y temperatura absoluta se mantiene constante. La temperatura expresada en Kelvin. Es un proceso **ISOBÁRICO** porque se produce a una **presión constante**.



$$V_1 / T_1 = V_2 / T_2$$

donde:

V<sub>1</sub> = volumen inicial

T<sub>1</sub> = temperatura inicial

V<sub>2</sub> = volumen final

T<sub>2</sub> = temperatura final

## 7.COMPORTAMIENTO GASES

Estas tres ecuaciones pueden resumirse en una: **LA ECUACIÓN DE LOS GASES IDEALES O PERFECTOS:**

$$p_1 \cdot V_1 / T_1 = p_2 \cdot V_2 / T_2$$

donde:

$p_1$ = presión inicial

$V_1$ = volumen inicial

$T_1$  = temperatura inicial

$p_2$  = presión final

$V_2$  = volumen final

$T_2$  = temperatura final

## 7.COMPORTAMIENTO GASES

Pero **¿qué es un gas ideal o perfecto?** Podemos dar varias respuestas:

- Es un gas formado por partículas sin atracción ni repulsión entre ellas y cuyos choques son perfectamente elásticos (conservación de momento y de energía cinética).
- Es un gas que cumple las leyes de Boyle-Mariotte, Gay-Lussac y de Charles.
- Es un gas ideal porque no existe ningún gas que cumpla estas condiciones, pero sí los hay que se aproximen mucho. En condiciones normales de presión y temperatura, la mayoría de los gases reales se comportan como un gas ideal. Aire, nitrógeno, oxígeno, hidrógeno, gases nobles y algunos gases pesados como el dióxido de carbono pueden ser tratados como gases ideales, con un error despreciable (menos del 1%).

## 7.COMPORTAMIENTO GASES

### ¿QUÉ APLICACIÓN TENDRÁ PARA LAS INSTALACIONES TÉRMICAS?

- El vapor de agua en el **aire** de instalaciones de **aire acondicionado** puede tratarse como un gas ideal porque la presión del vapor del agua es muy baja. El que no debe tratarse como un gas ideal es el vapor de refrigerante en las máquinas frigoríficas, en este caso se utilizarán diagramas y tablas.
- también puede utilizarse para **mezclas de gases** siempre que cada uno de esos gases se comporte como un gas ideal. La presión de una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones parciales

Esta ley se denomina **ley de Dalton de las presiones parciales:**

$$p_{\text{total}} = p_1 + p_2 + p_3 + \dots + p_n$$

## **7.COMPORTAMIENTO GASES**

**REALIZAMOS EL BOLETÍN  
BOL.TF6 GASES IDEALES**

## 8.TERMODINÁMICA

- LA **TERMODINÁMICA** ES LA CIENCIA QUE ESTUDIA LA ENERGÍA Y SUS TRANSFORMACIONES, INCLUIDAS LA PRODUCCIÓN DE POTENCIA, SISTEMAS DE REFRIGERACIÓN Y ACONDICIONAMIENTO DE AIRE. LA PALABRA TERMODINÁMICA PROVIENE DE DOS VOCABLOS GRIEGOS THERMOS (CALOR) Y DYNAMIS (POTENCIA), QUE DESCRIBE LOS ESFUERZOS PARA CONVERTIR EL CALOR EN POTENCIA.
- LAS TÉCNICAS FRIGORÍFICAS Y DE CLIMATIZACIÓN ESTÁN BASADAS EN CIERTAS PROPIEDADES FÍSICAS QUE DEBEMOS CONOCER.

## 8.TERMODINÁMICA

La **TERMODINÁMICA** consta de tres leyes o principios fundamentales:

- **PRINCIPIO CERO DE LA TERMODINÁMICA:** Dos cuerpos están en equilibrio térmico si tienen la misma temperatura, incluso, si no se encuentran en contacto.
- **Equilibrio Térmico:** 2 o más objetos en contacto térmico unos con otros ,alcanzan la misma temperatura, el calor deja de fluir entre ellos y decimos que están en equilibrio térmico.
- **Temperatura** es la propiedad que iguala a los sistemas en equilibrio. Podemos decir ahora que:
  - Si dos cuerpos tienen la misma temperatura están en equilibrio térmico.
  - Si dos cuerpos tienen temperaturas diferentes, no están en equilibrio térmico.

## 8.TERMODINÁMICA

- **LA PRIMERA LEY DE LA TERMODINÁMICA:** También llamada principio de conservación de la energía, nos dice que la energía ni se crea ni se destruye, tan solo se transforma.
- **LA SEGUNDA LEY DE LA TERMODINÁMICA:** establece que todo proceso cíclico cuyo único fin sea el de transferir energía en forma de calor de una región de mayor temperatura a otra de menor temperatura es imposible. Esto se debe a que todos los procesos de transferencia de calor implican transporte y transformación de energía.

Es importante saber cómo se transfiere el calor, para saber manejar correctamente los aparatos que modifican la temperatura del ambiente. **Un ejemplo de sistema termodinámico** es el calentamiento de agua en una caldera, donde se transforma el agua en vapor y al salir, va a parar a un condensador que actúa como disipador de energía.

