

# TERMODINÁMICA

## ¿Qué es?

Es una ciencia que estudia la transferencia de energía entre los sistemas físicos y su entorno.

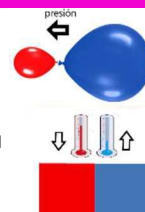
Es decir, el mundo está repleto de **objetos complejos** como los gases, sólidos o imanes. Y, son complejos porque están **formados por muchas diminutas partículas**. Es evidente que analizar las reacciones de todos sería casi imposible, por lo que se toman como un único **SISTEMA**. Creando para su análisis **4 LEYES o PRINCIPIOS** básicas.

## Explicación larga

### Conceptos básicos

**Equilibrio mecánico:** Cuando dos objetos que tienen gases a diferente presión se equilibran para tener la misma.

**Equilibrio térmico:** Cuando dos objetos que tienen temperatura diferente se equilibran para tener la misma.



¿Cómo conseguimos ese equilibrio? Hay que generar cierta energía mecánica (la transferencia o movimiento de energía que hay) para que se equilibren tanto las temperaturas como presiones. Esa energía usada se llamará **energía interna (U)** que se encuentra dentro del objeto. En el caso de los **gases es el trabajo (W)** y en el caso de las **temperaturas o calor (Q)**.

¿Hay consecuencias? Como ya sabemos, la energía no desaparece solo se transforma, por lo que, esa energía interna para que se dé, genera algún tipo de cambio. En el caso de las presiones el cambio es el volumen del objeto, sin embargo, en el caso de la temperatura “no se sabe” cuál es ese cambio, y le llamaremos **ENTROPIA (T)**

### FORMULAS

CALOR (Q)	temperatura	$Q = C \cdot T$	$Q = m \cdot c \cdot T$	C=capacidad calorífica	medidos en:
TRABAJO (W)	gases	$W = -P \cdot V$		c= calor específico	1cal=4184J
				M=Masa	1kj=1000J

## LEYES DE LA TERMODINAMICA

### incipio

Si un cuerpo A esta en equilibrio con otro, B. Y, B esta en equilibrio con C. Entonces A esta en equilibrio con C. Es decir, todas tendrán la misma temperatura

### incipio

La energía se conserva, es decir no desaparece ni aparece de la nada, por lo que siempre sale de algún lugar. En el caso del energía térmica puede ser de la energía interna o de una fuente de calor.

### 2 principio

Cualquier proceso térmico (subida o bajada de calor) aumenta (lo que más se da) o deja igual la entropía del universo. Es decir, se nivela.

### 3 principio

No se puede enfriar al cero absoluto. Podemos acercarnos a él pero no obtenerlo

Una vez entendido que es la termodinámica en términos generales, pasaremos a especifica más términos necesarios para la termodinámica

## Conceptos básicos

- Sistema.** - Región en el espacio elegido para el análisis. (explicación extensa al principio)
- Alrededor.** - Lo que esta fuera del sistema
- Frontera.** - lo que separa el sistema del alrededor. Esta puede ser fija o movil
- Tipos de sistemas**

#### Cerrada o masa de control


Masa constante (no cambia)

Energía ( calor se cede o se adquiere)

#### Abierta o volumen de control

La masa puede salir o entrar del sistema

La energía puede salir o entrar del sistema

Fronteras son reales  o imaginarias

#### Propiedades de un sistema

- o **EXTENSIVA.** - depende del tamaño del sistema como masa , volumen o volumen específico
- o **INTENSIVA.** - independientes de la masa del sistema como presión y temperatura

**Estado.** - Un instante en las que se conocen las propiedades de un sistema. Por ejemplo, la  $m= 7\text{kg}$  ,  $T_1=50^\circ\text{C}$ ,  $V_1=3.4 \text{ m}^3$ . Si estas propiedades cambian a otras, es un **cambio de estado**. Y a ese cambio se le llama **proceso**.

- o Proceso isobárico = presión constante ,
- o proceso isotérmico = temperatura constante,
- o Proceso politropico= todo cambia
- o Proceso isométrico, isocórico, isovolumétrico = volumen constante

**Equilibrio.** - Si una propiedad se mantiene igual diremos que está en equilibrio. Por ejemplo, si es la temperatura la que se mantiene igual, se mantiene el equilibrio térmico.

**Ciclo cerrado.** - Cuando hay diferentes procesos, pero al terminar, vuelve al estado inicial

## 1 PRINCIPIO

Como ya hemos dicho es el principio de la conservación de energía. Es decir, **la energía ni se crea ni se destruye**. Es por eso que, podemos decir que todo sistema posee una energía, que cuando varia su energía **interna** **(u)** **cambia**. Por ejemplo, si un objeto **recibe energía su energía interna aumenta**. Sin embargo, **si cede calor su energía interna disminuye**. A estos procesos de adquisición o desprendimiento de calor les llamaremos **ENTALPIA (H)**

$$U = Q + W$$

La energía interna es = a la suma de energía intercambiada y trabajo con el entorno. Teniendo en cuenta que  $W = -p.v$  también  $U = Q + (-p.v)$

$$\Delta U = Q + W \begin{cases} Q \begin{cases} \text{Será positivo si el sistema absorbe calor} \\ \text{Será negativo si el sistema cede calor.} \end{cases} \\ W \begin{cases} \text{Será positivo si se realiza sobre el sistema} \\ \text{Será negativo si lo realiza el sistema.} \end{cases} \end{cases}$$

**$Q = U + p \cdot v$**  Si despejamos también descubriremos que la energía intercambiada es igual a la energía interna más trabajo con el entorno. O lo que es lo mismo, presión por volumen

### Sepamos un poquito más sobre la ENTALPIA

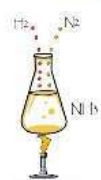
Cantidad de energía (CALOR) que un sistema intercambia (absorbe o cede) con su entorno a presión constante  **$H = U + p \cdot v$**

**DEDUCCION**= En un proceso a presión constante. La variación de entalpia del sistema es igual a la energía intercambiada mediante calor

$$H = U + p \cdot v = Q + W + PV = Q - PV + PV = Q$$

Consideremos también que  **$PV = nRT$**  por lo que  **$H = U + p \cdot v \rightarrow H = U + nRT$**  donde n = variación de moles y R = 0.00831 kJ

**SABER QUE** = Se dan dos tipos de reacciones.



**ENDOTERMICA.** - Si el calor (kcal o KJ) aparece en el reactivo (antes de la flecha). O sea, hay que conseguir energía (calor) para que la reacción se de, por lo que su valor es positivo en H



**EXOTERMICA.** - Si el calor (kcal o KJ) aparece en el producto (después de la flecha). O sea, hay que desprender energía (calor) para que la reacción se de, por lo que su valor es negativo en H

### EJEMPLO 1

Calcula la cantidad de energía desprendida en la oxidación **400°C** de **60,2 g de  $\text{SO}_2$**  para formar  **$\text{SO}_3$**   **$2 \text{SO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{SO}_3 (\text{g}) \Delta H = -198,2 \text{ kJ}$**  según: S=32 O=16

#### PRESION CONSTANTE

$$60,2 \text{ g SO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol SO}_2}{64 \text{ g SO}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol de SO}_2}{1 \text{ mol SO}_2} \cdot \frac{-198,2 \text{ J}}{2 \text{ mol SO}_2} = -93,21 \text{ KJ}$$

#### VOLUMEN CONSTANTE

Si pregunta por el volumen y no por energía interna

$$H = U + nRT \rightarrow U = H - nRT$$

$$u = -93,21 \text{ KJ} - (-1 \text{ mol} \cdot (0,00831 \text{ KJ}) \cdot (-1) \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 673 \text{ K}) = -87,61 \text{ KJ}$$

Si pregunta por cantidad del producto en 200KJ  $H = -890,4 \text{ KJ}$

$$2000 \text{ kJ} \cdot \frac{1 \text{ mol SO}_2}{-890,4 \text{ KJ}} \cdot \frac{64 \text{ g SO}_2}{1 \text{ mol SO}_2} = -143,75 \text{ KJ}$$

## Como calcular la entalpia

Hay tres posibles métodos:

1.- Energías de enlace 2.- A partir de energías de formación 3.- Ley de Hess

### 1.- ENERGÍAS DE ENLACE.

Calcula la entalpia de  $C_2H_2 + H_2 \rightarrow C_2H_6$  mediante las energías de enlace

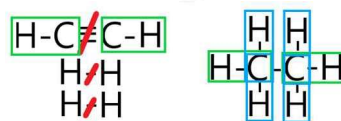
- Ajustamos la ecuación  $C_2H_2 + H_2 \rightarrow C_2H_6$   $C_2H_2 + 2H_2 \rightarrow C_2H_6$
- Significa que 1 mol de  $C_2H_2$  reacciona con 2 moles  $H_2$  para conseguir 1 mol de  $C_2H_6$
- Dibujamos las figuras desarrolladas  $H-C \equiv C-H + \begin{array}{c} H-H \\ | \\ H-H \end{array} \rightarrow \begin{array}{c} H & H & H \\ | & | & | \\ H-C & -C & -H \\ | & & | \\ H & & H \end{array}$
- Vemos que reacciones han cambiado

#### REACCIONES ROTAS

- $H-C \equiv C-H$  el triple enlace se ha roto pq en  $\begin{array}{c} H & H \\ | & | \\ H-C & -C & -H \\ | & & | \\ H & & H \end{array}$  no hay ningún  $C \equiv C$
- $H-H$  los enlaces de los dos  $H_2$  se han roto pq en  $\begin{array}{c} H & H \\ | & | \\ H-C & -C & -H \\ | & & | \\ H & & H \end{array}$  no hay

#### REACCIONES CONSTITUIDAS

- En la molécula final cuales son los nuevos enlaces que antes no estaban (azul)
  - Hacemos los cálculos  $H = (\text{energía de enlaces rotos}) - (\text{energía de enlaces formados})$
- Reacciones rotas =  $820 + 2 \cdot 436 = 1692$   
Reacciones constituidas =  $4 \cdot 414 + 347 (C-C) = 2003$   
 $H = (1692) - (2003) = -311 \text{ KJ/mol libera (exotérmica)}$



C-C 347 KJ/mol  
C-H 414 KJ/mol  
H-H 436 KJ/mol  
C≡C 820 KJ/mol

### 2.- A PARTIR DE LAS ENERGÍAS DE FORMACION

Calcula la entalpia de combustión  $\Delta H_c$  de  $C_2H_6$  a partir de las siguientes entalpias de formación

$$\Delta H_f C_2H_6 = -84.6$$

$$\Delta H_f CO_2 = -393.5$$

$$\Delta H_f H_2O = -285.8$$

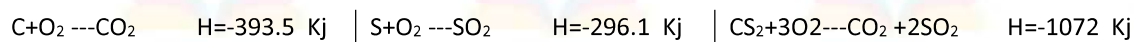
- Dado que es una combustión reacciona con  $O_2$  y da el mismo elemento mas  $CO_2$  por lo que  $C_2H_6 + O_2 \rightarrow C_2H_6 + CO_2$
- Ajustamos  $C_2H_6 + O_2 \rightarrow C_2H_6 + CO_2$   $C_2H_6 + 7/2 O_2 \rightarrow 2 C_2H_6 + 3 CO_2$
- TEORIA: Cuando una reacción se puede expresar con suma algebraica de otras. La entalpia de esa reacción era la suma de las otras
- Hacemos los cálculos  $H = (\text{entalpia de producto}) - (\text{entalpia de reactivos})$



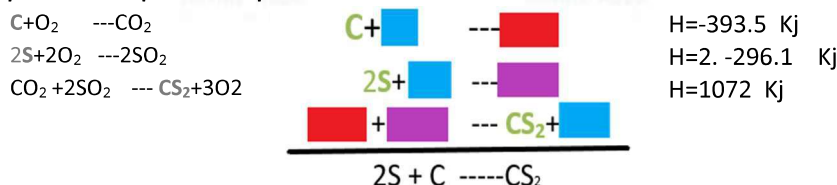
- $H = (2. 393,5) + (3. -285,8) - (-84,6) + (\text{si solo tiene un tipo de átomo es } 0) = -1559,7$   
Kj se desprenden

### 3.- LEY DE HESS. -

Calcula la entalpía de  $S + C \rightarrow CS_2$  mediante HESS teniendo en cuenta los siguientes datos



- Ajustamos la ecuación  $2S + C \rightarrow CS_2$
- TEORIA: Cuando una reacción se puede expresar con suma algebraica de otras. La entalpía de esa reacción era la suma de las otras
- Miramos los compuestos que tenemos S y C y miramos en las formulas dadas en cuales se dan, y en qué lugar de la reacción se encuentran
  - S aquí  $S + O_2 \rightarrow SO_2$  C aquí  $C + O_2 \rightarrow CO_2$   $CS_2$  en este pero el lado contrario  $CS_2 + 3O_2 \rightarrow CO_2 + 2SO_2$
  - S En nuestra formula hay 2 S por lo que debemos tb tener 2 en la otra  $2S + 2O_2 \rightarrow 2SO_2$  incluimos la entalpía en ello  $H = 2. -296,1 = \text{Kj}$
  - C como hay la misma cantidad se queda igual  $C + O_2 \rightarrow CO_2$  quedando la entalpía igual  $H = -393,5 \text{ Kj}$
  - $CS_2$  para que este esté en el mismo lugar a la formula hay que darle media vuelta. Tened en cuenta que siempre que damos media vuelta a una formula cambia el signo  $CO_2 + 2SO_2 \rightarrow CS_2 + 3O_2$   $H = 1072 \text{ Kj}$
- Copiamos como han quedado las reacciones y si hay en la derecha lo mismo que a la izquierda se pueden quitar



- Sumamos las entalpias como están  $H = -393,5 - (2. -296,1) + 1072 = 86,3 \text{ Kj}$  Se absorben

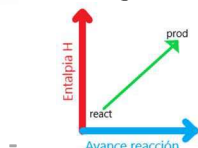
### Como hacer un diagrama de entalpia

Representaciones graficas:

- EJE VERTICAL y. – La variación de entalpía a presión constante  
 $\Delta H = H_f(\text{entalpía final}) - H_i(\text{entalpía inicial})$
- EJE HORIZONTAL x.- El avance de la reacción

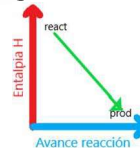
#### SISTEMA ENDOTERMICO

Cuando el reactivos es menor q el producto  
-Aportamos energía  $\Delta H > 0$

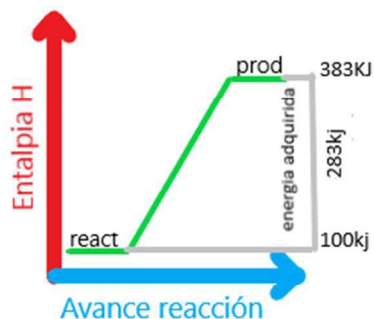
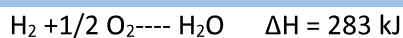


#### SISTEMA EXOTERMICO

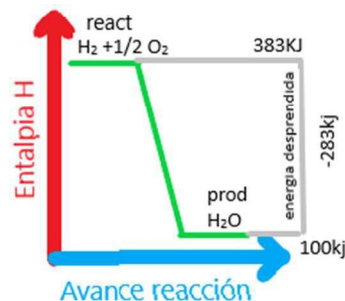
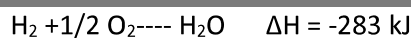
Cuando el reactivo es mayor que el producto  
-Desprende energía  $\Delta H < 0$



### EJEMPLO ENDOTERMICO



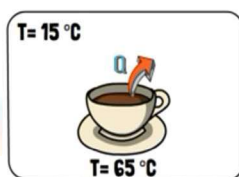
### EJEMPLO EXOTERMICO



## 2 PRINCIPIO

**¿Qué es la entropía?** Cualquier proceso térmico (subida o bajada de calor) aumenta (lo que más se da) o deja igual la entropía del universo. Es decir, se nivela.

Esto traducido a la realidad podría ser que:



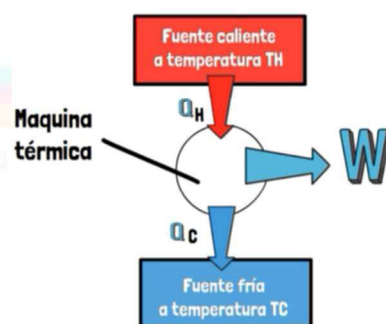
Imaginemos que en una habitación hay 15° grados, y colocamos un café de 65°

-La ley dice que de manera natural el calor siempre fluye del objeto más cálido al más gélido y no al revés. Y son procesos irreversibles. Es decir, el café no puede recuperar su temperatura

Por lo que podemos concluir que la segunda ley nos habla de la dirección en la que van los procesos. Y por ende, nos ayuda a saber los límites teóricos en el sistema de ingeniería (o sea máquinas).

**¿Pero cómo conseguimos transformar energía en energía mecánica?** La máquina térmica absorbe una gran cantidad de calor ( $Q_H$ ), tras ello realizan un trabajo mecánico ( $W$ ) y por eso pierden calor ( $Q_C$ ), recolectado por una fuente de menor temperatura. Si el sistema fuera perfecto  $W$  (trabajo) =  $Q$  (calor) pero, no hay sistemas perfectos por lo que  **$W = Q_H - Q_C$** . Sin embargo sabemos que hay sistemas más perfectos que otros, y se determina con la eficiencia  **$e = \frac{W}{Q}$**

$$= 1 - \frac{Q_C}{Q_H}$$



**¿Y cómo afecta eso en la entropía?** Para empezar, debemos saber que la entropía también se considera la medida cuantitativa del desorden en las partículas.

Imaginemos que a un sistema le aportamos calor



- Las moléculas q inicialmente estaba acomodadas en una posición, comienzan a moverse en diferentes direcciones. O sea, habrá un desorden
- CONCLUSION: El calor hará que aumente el desorden

¿Para qué sirve la entalpía en la segunda ley? De esta manera descubrimos que la entalpía nos sirve para poder medir ese desorden. Es decir, si la temperatura es constante

$$\Delta S \text{ (cambio de entalpía)} = S2 \text{ (entalpia 2)} - S1 \text{ (entalpia1)} = \frac{Q}{T}$$

Los resultados obtenidos nos darán 3 tipos de respuesta:

REVERSIBLE	X > 0
IRREVERSIBLE	X = 0
IMPOSIBLE	X < 0

## 3 PRINCIPIO

En este tercer principio, analizaremos el movimiento de las moléculas teniendo en cuenta 3 parámetros muy conocidos

SOLIDO	LIQUIDO	GAS
 <p>En este estado las partículas se mueven tan poco que es casi imperceptible. Por eso no se adapta a cualquier espacio</p> <p><b>No hay casi desorden</b></p>	 <p>En este estado las partículas tienen más libertad de movimiento. Por eso se adapta algo a un espacio</p> <p><b>Hay algo de desorden</b></p>	 <p>En este estado las partículas tienen total libertad de movimiento. Por eso se adapta a cualquier espacio ocupándolo todo</p> <p><b>Está totalmente desordenado</b></p>

¿Cómo afecta la termodinámica a estas situaciones? Como ya sabemos la aportación de calor hace que las moléculas se activen, es decir se muevan más y, por lo tanto, se desorden. Y de aquí podemos deducir que: **La entropía de una estructura cristalina perfecta es cero a la temperatura del cero absoluto.** O sea, que si conseguimos 0 absoluto no tendrá movimiento molecular. **0 K = -273.15 C° = -459.67 °F**

Sin embargo, no hay estructuras cristalinas perfectas. Por lo que el cero absoluto es imposible.

¿Por qué? Porque en el cero absoluto no hay movimiento, o sea energía por lo tanto es imposible (por ahora).

### Espontaneidad

Se da cuando una reacción una vez iniciada, no necesita más aporte de energía para seguir su proceso. Por ejemplo, una oxidación.

**¿Cómo sabemos si una reacción es espontánea o no?** Mediante la energía libre de Gibbs G. Mediante este método centramos nuestra atención en el **cambio de energía q** ha habido en una reacción. De esta manera encontramos dos tipos de cambios

ESPONTANEO	–	$G < 0$ menor que cero
NO ESPONTANEA	+	$G > 0$ mayor q cero

Para hallarlo usaremos la siguiente formula:

$$\Delta G \text{ (variación de energía)} = \Delta H \text{ (variación de entalpia)} - T \text{ (temperatura)} \Delta S \text{ (variación de entropía)}$$

$\Delta H$ .- Entalpia es calor liberado(exotérmica) –o absorbido + (endotérmica)a presión constante

T.- Cuanto calor hay

$\Delta S$ .- Grado del desorden de un sistema.

**Casos que hay**

<b>1 caso</b>	<b>ESPONTANEA</b>	Reacción exotérmica- , desorden mayor +
<b>2 caso</b>	<b>NO ESPONTANEA</b>	Reacción endotérmica+ , desorden menor -
<b>3 caso</b>	<b>ESPONTANEA</b>	Reacción endotérmica+ , desorden mayor+ Dependerá de si $\Delta H$ es mayor que $T \Delta S$ o menor
	<b>NO ESPONTANEA</b>	$\Delta G = \Delta H$ ( menor)- $T \Delta S$ (mayor por altas temperaturas)
	<b>ESPONTANEA</b>	$\Delta G = \Delta H$ ( mayor)- $T \Delta S$ (menor)
<b>4 caso</b>	<b>ESPONTANEA</b>	Reacción exotérmica- , desorden menor – Dependerá de si $\Delta H$ es mayor que $T \Delta S$ o menor
	<b>NO ESPONTANEA</b>	$\Delta G = \Delta H$ ( mayor)- $T \Delta S$ (menor con temperaturas bajas)
	<b>ESPONTANEA</b>	$\Delta G = \Delta H$ ( menor)- $T \Delta S$ (menor con temperaturas bajas)

**EJEMPLO DE EJERCICIO.-** Deduce a) ¿Cuáles nunca serán espontaneas? B)¿Cuáles serán espontaneas a a altas temperaturas? c) cual será espontanea a bajas temperaturas?

$I_2(s) \rightarrow I_2(g)$	Solido a liquido $\Delta S +$ $\Delta H = 32.64 +$		<b>Espontanea a altas temp</b>
$2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(l)$	Gas a liquido $\Delta S -$ $\Delta H = -571.6 -$		<b>Espontaneo a bajas temp</b>
$Na(g) + 3Cl_2(g) \rightarrow 2NaCl(l)$	Gas a liquido $\Delta S -$ $\Delta H = 230 +$		<b>Nunca será espontanea</b>



. ¿Qué cantidad de calor debemos suministrar a 10 g. de hielo a  $-10^{\circ}\text{C}$  para convertirlo en agua a  $15^{\circ}\text{C}$ ? Datos:  $C_e(\text{hielo}) = 2089 \text{ J/Kg}\cdot\text{K}$ ;  $C_e(\text{agua}) = 4180 \text{ J/Kg}\cdot\text{K}$ ;  $L_{\text{fusión}}(\text{agua}) = 333000 \text{ J/Kg}$ .

El proceso se puede resumir:

10 g. hielo a  $-10^{\circ}\text{C} \xrightarrow{1} \text{hielo a } 0^{\circ}\text{C} \xrightarrow{2} \text{agua líquida a } 0^{\circ}\text{C} \xrightarrow{3} \text{agua líquida a } 15^{\circ}\text{C}$

$$1: Q = m \cdot C_e \cdot \Delta T = 0,015 \cdot 2089 \cdot 10 = 313,35 \text{ J}$$

$$2: Q = m \cdot L = 0,015 \cdot 333000 = 4995 \text{ J} \rightarrow Q = 6248,85 \text{ J.}$$

$$3: Q = m \cdot C_e \cdot \Delta T = 0,015 \cdot 4180 \cdot 15 = 940,5 \text{ J}$$

Si a 20 g. de hielo fundente le suministramos 13380 J ¿en qué se convierte? Datos:  $C_e(\text{hielo}) = 2089 \text{ J/Kg}\cdot\text{K}$ ;  $C_e(\text{agua}) = 4180 \text{ J/Kg}\cdot\text{K}$ ;  $L_{\text{fusión}}(\text{agua}) = 333000 \text{ J/Kg}$ .

Para fundir los 20 g. de hielo necesitamos:  $Q = m \cdot L = 0,02 \cdot 333000 = 6660 \text{ J}$  Como hemos suministrado 13380 J. hay suficiente calor para fundir el hielo y el resto será para calentar el agua líquida.  $Q = m \cdot C_e \cdot \Delta T \rightarrow Q = 13380 - 6660 = 6720 = 0,02 \cdot 4180 \cdot \Delta T \rightarrow \Delta T = 80,38^{\circ}\text{C}$ . Los 20 gramos de hielo fundente, hielo a  $0^{\circ}\text{C}$ , se funden y se calientan hasta agua líquida a  $80,38^{\circ}\text{C}$

Mezclamos una cierta cantidad de agua a  $20^{\circ}\text{C}$  con 3 L. de agua a  $60^{\circ}\text{C}$ . Si la mezcla se encuentra a  $35^{\circ}\text{C}$ , calcular los litros de agua a  $20^{\circ}\text{C}$  utilizados.  $C_e(\text{agua}) = 4180 \text{ J/Kg}\cdot\text{K}$

$$\begin{cases} Q_{\text{cedido}} = m \cdot C_e \cdot \Delta T = 3 \cdot 4180 \cdot (35 - 60) \\ Q_{\text{absorbido}} = m \cdot C_e \cdot \Delta T = m \cdot 4180 \cdot (35 - 20) \end{cases} \rightarrow Q_{\text{cedido}} + Q_{\text{absorbido}} = 0$$

$$3 \cdot 4180 \cdot (-25) + m \cdot 4180 \cdot (15) = 0 \rightarrow -75 = -15 \cdot m \rightarrow m = \frac{75}{15} = 5 \text{ Kg} = 5 \text{ L.}$$

En 3 L. de agua a  $25^{\circ}\text{C}$  introducimos un objeto metálico de 300 g. a  $230^{\circ}\text{C}$ . La temperatura final es de  $35^{\circ}\text{C}$ . Calcula el calor específico del metal.  $C_e(\text{agua}) = 4180 \text{ J/Kg}\cdot\text{K}$

$$\begin{cases} Q_{\text{cedido}} = m \cdot C_e \cdot \Delta T = 0,3 \cdot C_e \cdot (35 - 230) \\ Q_{\text{absorbido}} = m \cdot C_e \cdot \Delta T = 3 \cdot 4180 \cdot (35 - 25) \end{cases} \rightarrow Q_{\text{cedido}} + Q_{\text{absorbido}} = 0$$

$$0,3 \cdot C_e \cdot (35 - 230) + 3 \cdot 4180 \cdot (35 - 25) = 0 \rightarrow C_e = 2143,6 \frac{\text{J}}{\text{Kg} \cdot \text{K}}$$

El hierro se obtiene industrialmente por reducción del mineral  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  con monóxido de carbono según la reacción  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2$ . Calcula la entalpía de la reacción, aplicando la ley de Hess, sabiendo:

$$\Delta H_f^{\circ}(\text{Fe}_2\text{O}_3) = -825,5 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$$

$$\Delta H_f^{\circ}(\text{CO}) = -110,5 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$$

$$\Delta H_f^{\circ}(\text{CO}_2) = -393,5 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$$

$\Delta H(\text{reacción}) = ?$	$\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2$	
$\Delta H_f^{\circ}(\text{Fe}_2\text{O}_3) = -825,5 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$	$2\text{Fe} + 3/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$	-1
$\Delta H_f^{\circ}(\text{dióxido de C}) = -393,4 \frac{\text{Kcal}}{\text{mol}}$	$\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$	3
$\Delta H_f^{\circ}(\text{CO}) = -110,5 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$	$\text{C} + 1/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}$	-3

$$\Delta H(\text{reacción}) = -(-825,5) + 3(-393,4) - 3(-110,5) = -23,2 \text{ KJ}$$

Decir si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones. a. La reacción de formación del  $\text{CO}_2$  es  $\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$ . b. Las reacciones exotérmicas son espontáneas. c. Un aumento de entropía indica que la reacción es exotérmica. d. La reacción  $\text{A(g)} + \text{B(s)} \rightarrow \text{C(g)}$ ,  $\Delta H < 0$  es espontánea a cualquier temperatura.

a. Falso. La reacción de formación del  $\text{CO}_2$  es  $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$ .

b. Falso. Las reacciones exotérmicas con aumento de entropía si son espontáneas, pero las reacciones exotérmicas con disminución de entropía no siempre son espontáneas su espontaneidad depende de la temperatura. c. Falso. Un aumento de entropía indica que los productos tienen más desorden que los reactivos, no indica que sea exotérmica. Que sea exotérmica o endotérmica depende del signo del incremento de entalpía. d. Verdadero. En el paso de reactivos a productos hay un cambio de estado, sólido a gas, por tanto, la entropía aumenta. Las reacciones exotérmicas con aumento de entropía son siempre espontáneas.

. Calcula, aplicando la ley de Hess, la energía que se puede obtener al quemar 100 g de gas butano ( $\text{C}_4\text{H}_{10}$ ) a partir de los datos de entalpías de formación, en  $\text{KJ/mol}$ , siguientes: butano  $-125$  dióxido de carbono  $-393$  agua (vapor)  $-242$

$\Delta H_c^{\circ}(\text{butano}) = ?$	$\text{C}_4\text{H}_{10} + 13/2 \text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 5\text{H}_2\text{O}$	
$\Delta H_f^{\circ}(\text{butano}) = -125 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$	$4\text{C} + 5\text{H}_2 \rightarrow \text{C}_4\text{H}_{10}$	-1
$\Delta H_f^{\circ}(\text{dióxido de C}) = -393 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$	$\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$	4
$\Delta H_f^{\circ}(\text{agua}) = -242 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$	$\text{H}_2 + 1/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$	5

$$\Delta H_c^{\circ}(\text{butano}) = -(-125) + 4(-393) + 5(-242) = -2657 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$$

$$10 \text{ g. but.} \cdot \frac{1 \text{ mol de but.}}{58 \text{ g. de but.}} \cdot \frac{2657 \text{ KJ}}{1 \text{ mol de but.}} = 458,1 \text{ KJ.}$$

Las entalpías de combustión, en condiciones estándar, del etano, el eteno y el  $\text{H}_2$  son, respectivamente:  $-1553,3 \text{ kJ/mol}$ ,  $-1405,4 \text{ kJ/mol}$  i  $-284,5 \text{ kJ/mol}$ . Calcula la entalpía de reacción de la hidrogenación del eteno a etano, aplicando la ley de Hess.

$\Delta H_c^{\circ}(\text{reacción}) = ?$	$\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CH}_3$	
$\Delta H_f^{\circ}(\text{etano}) = -1553,3 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$	$\text{CH}_3 - \text{CH}_3 + 7/2 \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	-1
$\Delta H_f^{\circ}(\text{eteno}) = -1405,4 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$	$\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1
$\Delta H_f^{\circ}(\text{hidrógeno}) = -284,5 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$	$\text{H}_2 + 1/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$	1

$$\Delta H_c^{\circ}(\text{reacción}) = -(-1553,3) + (-1405,4) + (-284,5) = -136,6 \text{ KJ/mol}$$

La entalpía de formación del tolueno (g) (C<sub>7</sub>H<sub>8</sub>) es de 11,95 kcal/mol y la entalpía de formación del dióxido de carbono(g) y del agua(l) son de -94,05 y -68,32 kcal/mol, respectivamente. Aplicando la ley de Hess, calcula ¿Cuántas kilocalorías se desprenden en la combustión completa de 23,00 g. de tolueno? Si dicha energía se usa para calentar 10 L. de agua que se encuentran a 10° C, calcula la temperatura que alcanzará el agua.

$\Delta H_f^\circ(\text{tolueno}) = ?$	$\text{C}_7\text{H}_8 + 9\text{O}_2 \rightarrow 7\text{CO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	
$\Delta H_f^\circ(\text{tolueno}) = 11,95 \frac{\text{Kcal}}{\text{mol}}$	$7\text{C} + 4\text{H}_2 \rightarrow \text{C}_7\text{H}_8$	-1
$\Delta H_f^\circ(\text{dióxido de C}) = -94,05 \frac{\text{Kcal}}{\text{mol}}$	$\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$	7
$\Delta H_f^\circ(\text{agua}) = -68,32 \frac{\text{Kcal}}{\text{mol}}$	$\text{H}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$	4

$$\Delta H_c^\circ(\text{tolueno}) = -(11,95) + 7(-94,05) + 4(-68,32) = -943,58 \text{ Kcal.}$$

$$23 \text{ g. de tolueno} \cdot \frac{1 \text{ mol de tolueno}}{92 \text{ g. de tolueno}} \cdot \frac{-943,58 \text{ Kcal.}}{1 \text{ mol de tolueno}} = 235,9 \text{ Kcal.}$$

$$235,9 \text{ Kcal} \cdot \frac{1000 \text{ cal.}}{1 \text{ Kcal}} \cdot \frac{1 \text{ J.}}{0,24 \text{ cal.}} = 982916$$

$$Q = m \cdot C_e \cdot \Delta T \rightarrow 982916 = 10 \cdot 4180 \cdot \Delta T \rightarrow \Delta T = 23,51^\circ\text{C. } T = 33,51^\circ\text{C}$$

Dada la reacción  $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$ ,  $\Delta H = -123 \text{ KJ.}$ ,  $\Delta S = -34 \text{ J.}$  ¿Es espontánea a cualquier temperatura? En caso de no serlo, ¿a qué temperatura cambia de espontánea a no espontánea?

a. La espontaneidad de las reacciones exotérmicas con disminución de entropía depende de la temperatura. b.  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S \rightarrow 0 = -123000 + T(-34) \rightarrow T = 3617,6 \text{ K}$

Calcular la variación de energía interna en la fusión de un bloque de 100 Kg. de hielo, despreciando el cambio de volumen.

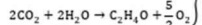
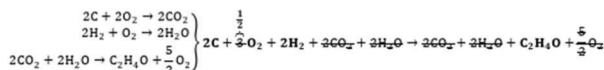
Calor latente de fusión del hielo = 333 KJ/Kg

La reacción ajustada es  $\text{H}_2\text{O(s)} \rightarrow \text{H}_2\text{O(g)}$ . En un proceso a volumen constante el calor cedido o absorbido en la reacción coincide con la variación de energía interna.

$$100 \text{ kg. de hielo} \cdot \frac{333 \text{ KJ}}{1 \text{ Kg. de hielo}} = 33300 \text{ KJ.} = \Delta U$$

Las entalpías estándar de formación del dióxido de carbono y del agua son respectivamente -393 y -286 KJ/mol y la entalpía estándar de combustión del etanal es -1164 KJ/mol. Calcular: a. La entalpía de formación del etanal. b. La energía que se libera al quemar 10 gramos de etanal.

$\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}) = ?$	$2\text{C} + 2\text{H}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4\text{O}$	
$\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -393 \text{ KJ/mol}$	$\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$	2
$\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -286 \text{ KJ/mol}$	$\text{H}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$	2
$\Delta H_c^\circ(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}) = -1164 \text{ KJ/mol}$	$\text{C}_2\text{H}_4\text{O} + 5/2 \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	-1



$$\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}) = 2 \cdot (-393) + 2 \cdot (-286) - (-1164) = -194 \text{ KJ.}$$

$$10 \text{ g C}_2\text{H}_4\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol de C}_2\text{H}_4\text{O}}{44 \text{ g. de C}_2\text{H}_4\text{O}} \cdot \frac{1164 \text{ KJ}}{1 \text{ mol de C}_2\text{H}_4\text{O}} = 264,5 \text{ KJ.}$$

La combustión completa de 3 g. de propano (C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>) produce 1100 mL. de dióxido de carbono medido en condiciones normales. ¿Cuál es el rendimiento de dicho proceso químico?

La reacción química ajustada es  $\text{C}_3\text{H}_8 + 5\text{O}_2 \rightarrow 3\text{CO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$

El rendimiento es del x%.

$$3 \text{ g. de C}_3\text{H}_8 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8}{44 \text{ g. C}_3\text{H}_8} \cdot \frac{3 \text{ moles CO}_2}{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8} \cdot \frac{22,4 \text{ L.}}{1 \text{ mol de CO}_2} \cdot \frac{1000 \text{ mL.}}{1 \text{ L.}} \cdot \frac{x}{100} = 1100$$

$$x = \text{rendimiento} = 24 \%$$

Dada la siguiente ecuación química de descomposición de un óxido de plata:  $2 \text{Ag}_2\text{O} \rightarrow 4 \text{Ag (s)} + \text{O}_2 \text{ (g)}$   $\Delta H = 71,2 \text{ kJ}$  a.

¿Cuál es el volumen de oxígeno liberado cuando se descomponen 10 g de una muestra de Ag<sub>2</sub>O (s) de 90% de pureza, a 800 mmHg. y 25 ° C? b. ¿Se puede afirmar que esta reacción es espontánea a alta temperatura? c. Determina la entalpía de formación Ag<sub>2</sub>O (s)

$$10 \text{ g. Ag}_2\text{O (imp.)} \cdot \frac{90 \text{ g. Ag}_2\text{O}}{100 \text{ g. Ag}_2\text{O (imp.)}} \cdot \frac{1 \text{ mol Ag}_2\text{O}}{231,8 \text{ g. Ag}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol de O}_2}{2 \text{ moles Ag}_2\text{O}} =$$

$$= 0,0194 \text{ mol de O}_2$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = 0,45 \text{ L.}$$

$$\Delta H > 0$$

$\Delta S > 0$ , pues aumenta el numero de moles, aumentando el desorden

$\Delta G = \Delta H - T \Delta S$  será negativo, espontánea, por encima de una determinada temperatura.

c.  $2 \text{Ag}_2\text{O} \rightarrow 4 \text{Ag (s)} + \text{O}_2 \text{ (g)}$   $\Delta H = 71,2 \text{ kJ}$ . Si la invertimos tenemos.

$4 \text{Ag (s)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{Ag}_2\text{O}$ ;  $\Delta H = -71,2 \text{ kJ}$  Si dividimos entre dos.

$2 \text{Ag (s)} + \frac{1}{2} \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{Ag}_2\text{O}$   $\Delta H = -35,6 \text{ kJ}$

Consideramos la siguiente reacción química  $\text{Cl}_2\text{(g)} \rightarrow 2 \text{Cl(g)}$ , contesta de forma razonada las preguntas siguientes: a. ¿Qué signo tendrá la variación de entalpía de esta reacción? b. ¿Qué signo tendrá la variación de entropía de esta reacción? c. ¿Es cierto que esta reacción es espontánea a cualquier temperatura? d. ¿Por qué motivo el cloro es un gas a temperatura ambiente mientras que el dibromo es un líquido?

a. Rompemos un enlace covalente. Proceso endotérmico,  $\Delta H > 0$ . b. No hay cambio de estado. En productos mayor número de moles que en reactivos. Aumenta el desorden. Aumenta la entropía,  $\Delta S > 0$ . c. Falso. Según la relación  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$  las

reacciones endotérmicas con aumento de entropía son espontáneas dependiendo de la temperatura. d. Ambos son compuestos covalentes moleculares, donde las fuerzas intermoleculares serán fuerzas de London. Como el átomo de bromo tiene mayor tamaño que el de cloro, las interacciones de London serán mayores en la molécula de dibromo, teniendo mayor punto de fusión y ebullición.

El acetileno es un gas a temperatura ambiente. Se ha comprobado que cuando se quema 1 g. de acetileno en exceso de dióxigeno se desprenden 50 KJ. a. Determina el valor de su entalpía de combustión expresada en KJ/mol. b. Calcula la entalpía estándar de formación del acetileno. c. En la botella de acetileno aparece el siguiente pictograma. Indica su significado. Datos:  $\Delta H_f^\circ[\text{CO}_2(\text{g})] = -394 \text{ kJ/mol}$ ,  $\Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -286 \text{ kJ/mol}$ .

$$\text{a. } -50 \cdot \frac{\text{KJ.}}{\text{g. de acetileno}} \cdot \frac{26 \text{ g. de acetileno}}{1 \text{ mol de acetileno}} = -1300 \frac{\text{KJ.}}{\text{mol}}$$

$$\text{b. } \text{C}_2\text{H}_2 + 5/2 \text{ O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O};$$

$$\Delta H_{\text{COMB.}}^\circ [\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})] = 2 \cdot \Delta H_f^\circ [\text{CO}_2(\text{g})] + \Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O}(\text{l})] - \Delta H_f^\circ [\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})]$$

$$\Delta H_f^\circ [\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})] = 226 \text{ KJ/mol.}$$

$$\text{c. Inflamable.}$$

. Al quemar 40 g. de una mezcla de metano y etano se desprenden 2033,125 KJ. determina la composición de la mezcla. Las entalpías de combustión del metano y del etano respectivamente son  $-802 \text{ y } -1560 \text{ KJ/mol}$ .

$$\left\{ \begin{array}{l} x \text{ g. de metano} \cdot \frac{1 \text{ mol de metano}}{16 \text{ g. de metano}} \cdot \frac{802 \text{ KJ.}}{1 \text{ mol de metano}} = 50,125x \text{ KJ} \\ y \text{ g. de etano} \cdot \frac{1 \text{ mol de etano}}{30 \text{ g. de etano}} \cdot \frac{1560 \text{ KJ.}}{1 \text{ mol de etano}} = 52y \text{ KJ} \end{array} \right. \quad |$$

$$\left\{ \begin{array}{l} x + y = 40 \\ 50,125x + 52y = 2033,125 \end{array} \right. \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} x = 25 \text{ g. de metano.} \rightarrow 62,5\% \\ y = 15 \text{ g. de etano.} \rightarrow 37,5\% \end{array} \right.$$

Calcula qué trabajo realiza un gas que se expande de 2 litros a 5 litros contra una presión exterior constante de 2 atmósferas.

$$2 \text{ atm.} \cdot \frac{101300 \text{ Pa}}{1 \text{ atm.}} = 202600 \text{ Pa}$$

$$W = P \cdot \Delta V = 202600 \cdot (5 \cdot 10^{-3} - 2 \cdot 10^{-3}) = 607,8 \text{ J.}$$

Calcula el incremento de energía interna de un sistema que recibe 2000 J mediante calor y realiza un trabajo de 1000 J.

Si recibe 2000 J mediante calor, este calor es positivo y si realiza un trabajo de 1000 J, este trabajo es negativo pues es realizado por el sistema.

$$\left\{ \begin{array}{l} Q = 2000 \text{ J.} \\ W = 1000 \text{ J.} \end{array} \right. \rightarrow \Delta U = Q + W = 2000 - 1000 = 1000 \text{ J.}$$

Una máquina térmica tiene un rendimiento del 20 % y funciona cediendo energía ambiente a  $21^\circ \text{C}$  Calcula la temperatura del foco caliente y el trabajo que realiza si absorbe de él 20.000 J.

$$T = 21^\circ \text{C} (\text{foco frío}) = 273 + 21 = 294 \text{ K.}$$

$$\eta = \frac{T_1 - T_2}{T_1} = 1 - \frac{T_2}{T_1} \rightarrow 0,2 = 1 - \frac{294}{T_1} \rightarrow T_1 = 367,5 \text{ K} = 94,5^\circ \text{C}$$

$$W = \eta \cdot Q_1 = 4000 \text{ J.}$$

Una máquina térmica funciona entre las temperaturas  $T_1 = 670 \text{ K}$  y  $T_2 = 290 \text{ K}$  y absorbe del foco caliente 5000 J cada minuto. Calcula: a. El rendimiento de la máquina. b. El trabajo útil que suministra en una hora. c. La potencia útil de la máquina.

$$\text{a. } \eta = \frac{T_1 - T_2}{T_1} = \frac{670 - 290}{670} = 0,567 = 56,7\%$$

$$\text{b. Energía que absorbe la máquina del foco caliente en una hora:}$$

$$Q_1 = 5000 \cdot 60 = 3 \cdot 10^5 \text{ J.}$$

$$\eta = \frac{W}{Q_1} \rightarrow W = \eta \cdot Q_1 = 0,567 \cdot 3 \cdot 10^5 = 170100 \text{ J.}$$

$$\text{c. } P = \frac{W}{t} = \frac{170100}{3600} = 47,25 \text{ W.}$$

Un gas que ocupa inicialmente un volumen de 6 L. se comprime a una presión constante de 3 atm. hasta reducir su volumen a 2 L. Durante la compresión del gas absorbe 5000 J. de un foco caliente. Calcular: a. El trabajo realizado. b. La variación de energía interna del gas.

$$\left\{ \begin{array}{l} P = 3 \text{ atm.} \cdot \frac{101300 \text{ Pa.}}{1 \text{ atm.}} = 303900 \text{ Pa} \\ V_0 = 6 \text{ L.} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{1000 \text{ L.}} = 0,006 \text{ m}^3. \\ V = 2 \text{ L.} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{1000 \text{ L.}} = 0,002 \text{ m}^3. \end{array} \right. \rightarrow W = -P \cdot \Delta V = 1215,6 \text{ J.}$$

Los 5000 J. al ser calor absorbido por el gas, lo consideramos positivo.

$$\Delta U = Q + W = 5000 + 1215,6 = 6215,6 \text{ J.}$$

. Una máquina térmica funciona entre las temperaturas  $T_1 = 400 \text{ K}$  y  $T_2 = 300 \text{ K}$ , absorbiendo 2 KW/h. del foco caliente. Calcula: a. El rendimiento de la máquina. b. El trabajo que realiza cada hora. c. Su potencia útil. d. La energía transferida cada hora al foco frío.

$$\text{a. } \eta = \frac{T_1 - T_2}{T_1} = \frac{400 - 300}{400} = 0,25 = 25\%$$

$$\text{b. } Q_1 = 2 \frac{\text{KW}}{\text{h}} \cdot \frac{3600000 \text{ J.}}{1 \frac{\text{KW}}{\text{h}}} = 7200000 \text{ J.}$$

$$\eta = \frac{W}{Q_1} \rightarrow W = \eta \cdot Q_1 = 0,25 \cdot 7200000 = 1800000 \text{ J.}$$

$$\text{c. } P = \frac{W}{t} = \frac{1800000}{3600} = 500 \text{ W.}$$

$$\text{d. } W = Q_1 - Q_2 \rightarrow Q_2 = Q_1 - W = 5400000 \text{ J.}$$



El agua de un depósito de 50 L se calienta mediante un calentador eléctrico de 2700 W con un rendimiento de transformación de la energía eléctrica en térmica del 94%. Calcula el tiempo necesario para calentar el agua desde 16 °C hasta 37 °C.  $C_e(\text{agua})$  4180 S.I.

Calor para calentar el agua:  $Q = m \cdot C_e \cdot \Delta T = 50 \cdot 4180 \cdot (37 - 16) = 4389000 \text{ J}$ .

$$\eta = \frac{E_{\text{real}}}{E_{\text{teórica}}} \rightarrow E_{\text{teórica}} = \frac{E_{\text{real}}}{\eta} = \frac{4389000}{0,94} = 4669149 \text{ J}.$$

$$P = \frac{W}{t} = \frac{E_{\text{teórica}}}{t} \rightarrow t = \frac{E_{\text{teórica}}}{P} = \frac{4669149}{2700} = 1729 \text{ s.} = 28,8 \text{ minutos.}$$

Para la reacción:  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH}(\text{l}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ , disponemos de los siguientes datos:

SUSTANCIA	S° S.I.	$\Delta H_f^\circ$ S.I.
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	160,7	- 277,6
$\text{CH}_3\text{COOH}$	159,8	- 487
$\text{H}_2\text{O}$	70	- 285,8
$\text{O}_2$	205	0

a. Indique,

haciendo los cálculos pertinentes, si la reacción es exotérmica o endotérmica, y si se produce un aumento o una disminución de entropía. b. Calcule la variación de la energía libre de Gibbs a 298 K e indique si la reacción es espontánea, y si la temperatura puede influir en la espontaneidad.

a. Aplicando la ley de Hess, tanto para la variación de entalpía de la reacción como para variación de entropía (lo dejo como ejercicio), hallamos los siguientes valores:  $\Delta H_{\text{reacción}} = - 495,2 \text{ KJ/mol}$ .  $\Delta S_{\text{reacción}} = - 135,9 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$ . Por tanto, la reacción es exotérmica y la entropía disminuye. b.  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S = - 495200 - 298 \cdot (- 135,9) = - 454,7 \text{ J/mol}$ , la reacción es espontánea. En las reacciones exotérmicas con disminución de entropía, la espontaneidad depende de la temperatura, pues el signo de la variación de  $\Delta G$  depende de la temperatura.

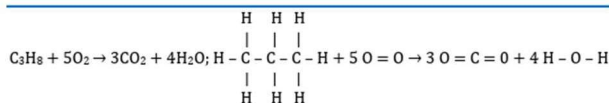
Calcula la variación de energía interna que experimenta un sistema en los siguientes casos: a. Si suministramos 1,05·10<sup>4</sup> J. al sistema y éste realiza un trabajo de 5·10<sup>3</sup> J. b. El sistema absorbe 1,25·10<sup>3</sup> J. Siendo el proceso isotérmico y cíclico.

a.  
{ Suministramos calor al sistema.  $Q > 0$   
{ El sistema realiza un trabajo.  $W < 0$   $\rightarrow \Delta U = Q + W = 1,05 \cdot 10^4 - 5 \cdot 10^3$   
 $\Delta U = 5500 \text{ J}$ .

b. En los procesos cíclicos la variación de energía interna es 0.

Calcula la variación de entalpía estándar de combustión del propano a partir de los datos de entalpías de enlace:

ENLACE	ENTALPIA DE ENLACE (KJ/MOL)
C - C	347
O = O	494
C = O	730
C - H	415
O - H	460



ENLACES ROTOS		ENLACES FORMADOS	
8 ENLACES C - H	8·415 3320	6 ENLACES C = O	6·730 4380
2 ENLACES C - C	2·347 694	8 ENLACES O - H	8·460 3680
5 ENLACES O = O	5·494 2470		
TOTAL	6484	TOTAL	8060

$$\Delta H_{\text{reacción}} = \Delta H_{\text{rotos}} - \Delta H_{\text{formados}} = 6484 - 8060 = - 1576 \text{ KJ/mol}.$$