



FENOMENOS DE TRANSPORTE EN METALURGIA

*TRANSFERENCIA DE CALOR
Clase 01/09*

Prof. Dr. Leandro Voisin A.

La energía existe de muchas formas diferentes y muchos procesos naturales e industriales involucran la conversión de energía de una forma a otra. Un ejemplo es el cuerpo humano que transforma la energía química almacenada en los alimentos en calor para realizar movimientos físicos.

Tabla I Ejemplos de transformación de energía

<i>a / desde</i>	<i>E. Mecánica</i>	<i>E. Térmica</i>	<i>E. Eléctrica</i>
<i>E. Mecánica</i>	<i>Caja de cambios</i>	<i>Refrigerador Bomba de calor</i>	<i>Generador eléctrico</i>
<i>E. Térmica</i>	<i>Turbina vapor Tiraje chimenea</i>	<i>Interc. de calor Calefactor solar</i>	<i>Termocupla</i>
<i>E. Química</i>	<i>Motor combustión Músculos animales</i>	<i>Horno leña Horno a gas</i>	<i>Celda combustible Termoeléctrica</i>
<i>E. Nuclear</i>	<i>Turbina vapor</i>	<i>Reactor fusión</i>	<i>Planta nuclear</i>

❖ “La energía no se crea ni se destruye solo se transforma”

$$\Delta E = Q + W$$

donde: ΔE es el cambio de energía, Q es el calor absorbido por el sistema y W el trabajo efectuado por el medio sobre el sistema.

Energía Libre, Entalpía y Entropía: a presión constante la fuerza termodinámica direccional de una reacción esta definida por la suma de las energías libres de Gibbs, ó energías disponibles, G , de cada una de las especies participantes.

$$G = H - TS$$

donde:

H - Entalpía o calor contenido de las especies.

S - Entropía o energía no disponible.

$$H = U + PV$$

donde:

U - Energía interna.

$$\Delta E = Q + W$$

La energía puede tomar varias formas como:

1. *Energía cinética:*
$$E_c = \frac{1}{2} m v^2$$

2. *Energía potencial:*
$$E_p = mgh$$

3. *Energía interna:*
$$U$$

donde:

m - *masa del sistema*

v - *velocidad*

g - *aceleración de gravedad*

h - *altura sobre un nivel de referencia dado*

U - *representa la energía de los átomos y moléculas de la sustancia*

Ejemplo 1:

La energía radiante incidente sobre la superficie de la tierra en un día caluroso es aproximadamente $900 \text{ J}/(\text{s}\cdot\text{m}^2)$. Si el 30 % de ella pudiera ser captada por colectores solares ¿Cuánta energía podría ser capturada con un colector solar de 15 m^2 de superficie en una hora?

Solución ejemplo 1:

$$E = 0.3 \cdot 900 \frac{\text{J}}{\text{s} \cdot \text{m}^2} \cdot 15 \text{ m}^2 \cdot 3600 \text{ s}$$

$$E = 14.6 \text{ MJ}$$

Potencia

Es la energía realizada en un intervalo dado de tiempo y tiene como unidad watts ($W = 1J/s$), otras unidades son Hp o Btu/s.

$$Potencia = \frac{Energía}{Unidad\ de\ tiempo}$$

Ejemplo 2:

Las pérdidas de calor de una persona son del orden de 67 W. Determinar el consumo diario de energía para compensar dichas pérdidas de calor.

Solución ejemplo 2:

$$q = 67W \cdot 24h \cdot \frac{3600\ s}{h} = 5.79 \cdot 10^6\ J = 5790\ kJ = 1380\ kcal$$

Se deben consumir el equivalente en alimentos a 1380 kcal. Cuando se refiere a valores caloríficos en los alimentos, una caloría es equivalente a una kcal lo que es igual a 1000 cal.

Calor y trabajo

El calor (Q) es la energía transferida al sistema debido a la diferencia de temperatura entre el ambiente y él. Se define positivo cuando la energía fluye dentro del sistema.

Trabajo (W) es la energía que fluye debido a otra fuerza impulsora que no es la temperatura. El trabajo es positivo cuando se ejerce sobre el sistema por el ambiente.

Ejemplo 3:

Toda el agua usada en una planta de procesamiento tiene que ser bombeada primero a un estanque que esta 600 m bajo la ubicación de la planta. El consumo diario de agua es de 800 m³. Asumiendo que no hay pérdidas por fricción y que la eficiencia de la bomba es de 60 % calcular la potencia mínima requerida de la bomba.

$$\text{Potencia} = \frac{800 \cdot 1000 \text{ kg}}{3600 \cdot 24 \text{ s}} \cdot \frac{600 \text{ m} \cdot 9.8 \frac{\text{m}}{\text{s}^2}}{0.6} = 90700 \text{ W} = 122 \text{ Hp}$$

Primera Ley de la Termodinámica:

❖ “La energía no se crea ni se destruye solo se transforma”

Los valores absolutos de la energía interna no pueden ser medidos y por ello se definen estados de referencia (valor numérico arbitrario. Por convención, $H = 0$ para cada sustancia pura en su forma estable a 25°C (298.16 K).

$$H_{(T_2-T_1)} = \int_{T_1}^{T_2} C_p dT$$

donde:

C_p - Capacidad calórica (a P^0 cte.)

$$\Delta C_p = \sum C_{p(\text{productos})} - \sum C_{p(\text{reactantes})}$$

Ecuación de Kirchoff

Si uno de los componentes de la reacción conlleva un cambio de fase (ej: $s - l$, $l - g$ entre la T de ref y la T en consideración), es necesario incorporar (en los productos) o disminuir (en los reactantes) el calor latente de transformación (L_t) a la temperatura de transformación, T_t :

$$\Delta H_{T_2} = (H_{T_2} - H_{T_1}) = \int_{T_1}^{T_t} \Delta C_{p(T_1 \rightarrow T_t)} dT \pm L_t + \int_{T_t}^{T_2} \Delta C_{p(T_t \rightarrow T_2)} dT$$

Ecuación de Balance de Calor

$$\Delta H_{T_2} = \int_{T_1}^{T_t} \Delta C_{p(T_1 \rightarrow T_t)} dT \pm L_t + \int_{T_t}^{T_2} \Delta C_{p(T_t \rightarrow T_2)} dT$$

donde se cumple que:

$$C_p = a + bT + cT^{-2}$$

$H > 0 \rightarrow$ Reacción endotérmica
 (debemos suministrar calor a la reacción para que ocurra)

$H < 0 \rightarrow$ Reacción exotérmica
 (puede ocurrir espontáneamente)

NOTA: Los cambios de H , son causados por el sistema intentando minimizar su potencial energético, lo que es opuesto a minimizar su energía cinética, S . Luego existirán reacciones exotérmicas que no serán necesariamente espontáneas.

Ejemplo 4: Se dispone de 10 Kg de Cu en un horno de inducción de alta frecuencia a 25°C. El calor útil que entra al sistema (calor total que ingresa menos las pérdidas térmicas) es 7.0×10^6 J. Calcule la temperatura alcanzada por el cobre producto de dicho ingreso de energía.

Ejemplo 4, Solución:

Paso 1: determinar el calor requerido para fundir la cantidad indicada de cobre.

$$C_{p(\text{Cu,Solido})} = 22.64 + 6.28 \cdot 10^{-3} T \quad \text{J/Kmol}$$

$$C_{p(\text{Cu,Líquido})} = 31.38 \quad \text{J/Kmol}$$

$$L_f = 13000 \quad \text{J/mol}$$

donde: L_f - Calor latente ó de fusión del cobre,
punto de fusión 1083°C (1356 K)

El peso atómico del cobre es 63.57 g/mol y por lo tanto tendremos $(10000/63.57) = 157.3\text{ mol}$ de Cu, luego la entalpía requerida para calentar esta cantidad de Cu hasta el punto de fusión sera:

$$157.3 \int_{298}^{1356} (22.64 + 6.28 \cdot 10^{-3} T) dT \quad J$$

$$157.3 \left[22.64T + 3.14 \cdot 10^{-3} T^2 \right]_{298}^{1356} = 4632000 \quad J$$

y el calor latente, L_f , para los 10 Kg de Cu será:

$$(13000 \cdot 157.3) = 2045000 \quad J$$

Luego el calor disponible para aumentar la temperatura sobre el punto de fusión será:

Calor disponible – Calor req. para alcanzar el punto de fusión

$$[(7.0 \cdot 10^6) - (4632000 + 2045000)] = 323000 \quad J$$

El calor requerido para aumentar la temperatura en 1°C de 10 Kg fundidos de Cu es $(31.38 \cdot 157.3) = 4936 J$.

Finalmente, la temperatura alcanzada será por lo tanto:

$$[1356 + (323000 / 4936)] = 1421K = 1148^\circ C$$

Segunda Ley de la Termodinámica:

- ❖ “La entropía, S , aumenta cuando ocurre un cambio espontáneo en un sistema aislado del medio y resulta ser un máximo en el equilibrio”

Generalidad: La entropía del universo es constante en el equilibrio y mayor que cero para un proceso espontáneo.

$$\Delta S_{(Universo)} = \Delta S_{(Alrededor)} - \Delta S_{(Sistema)} \geq 0$$

S , no puede ser convertida en trabajo útil, es decir, es una medida de la energía no disponible. Puede ser medida de manera análoga a la entalpía pero en contraste con ésta existirá un nivel cero de entropía.

Tercera Ley de la Termodinámica:

- ❖ “La entropía de una sustancia que se encuentra en completo equilibrio interno es 0 en el punto cero absoluto de temperatura (0 K)”.

$$S_T = S_0 + \int_{T_t}^{T_T} \frac{C_{p(T_T \rightarrow T_t)}}{T} dT \pm \frac{L_t}{T_t} + \int_{T_0}^{T_t} \frac{C_{p(T_t \rightarrow T_0)}}{T} dT$$

Considerando: $G = H - TS$

$$\Delta G = G_{T_2} - G_{T_1} = \int_{T_1}^{T_2} C_p dT - T \int_{T_1}^{T_2} \frac{C_p}{T} dT$$

$$\Delta G = G_{T_2} - G_{T_1} = \int_{T_1}^{T_2} C_p dT - T \int_{T_1}^{T_2} \frac{C_p}{T} dT$$

G , disminuye cuando la reacción es espontánea y es igual a cero cuando el sistema alcanza el estado de equilibrio, $\Delta G \leq 0$.

G , H y S : Son propiedades de estado extensivas, por lo tanto sus valores son aditivos y satisfacen la **Ley de Hess**.



El cambio de las propiedades de estado para esta reacción será:

$$X = X_{PbO} - X_{Pb} - \frac{1}{2} X_{O_2}$$

donde X , representa G , H ó S .

Generalidades:

- ✓ *Los reactantes y productos de la reacción podrían ser puros ó bien podrían estar mezclados con otras sustancias.*
- ✓ *Los valores de las propiedades extensivas dependen del estado en el cual existen los participantes y por ello es conveniente verificar un estado de referencia o estado estándar para los componentes.*
- ✓ *Por convención el estado estándar se define como la forma más estable de una sustancia pura que puede existir a cierta P^o y T^o .*

Ejemplo 6:

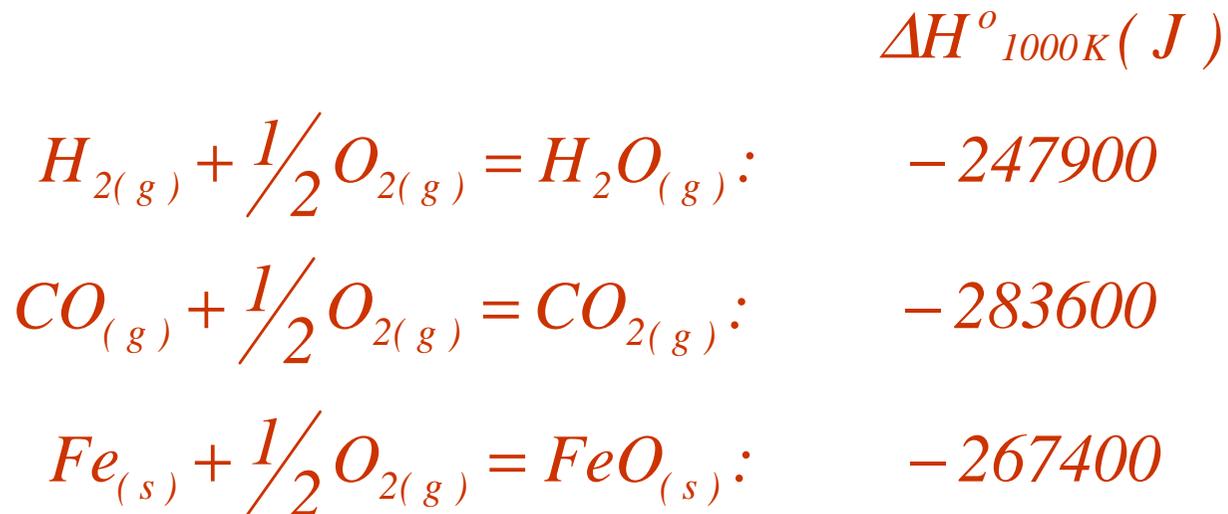
Un mineral de Hierro es reducido en un alto horno mediante una mezcla gaseosa de CO e H_2 , el calor suministrado por la mezcla es suficiente para alcanzar una temperatura de 737°C en la zona final de reducción en la cual, FeO es reducido a Fe metálico.

La reducción del FeO por el CO es exotérmica, sin embargo, aquella por el H_2 es endotérmica.

Asumiendo que el mineral ha sido completamente reducido a FeO cuando entra a la zona final de reducción, determinar la razón $p_{\text{H}_2}/p_{\text{CO}}$ requerida en la mezcla gaseosa que mantiene la temperatura en dicha zona, ($p_{\text{H}_2} + p_{\text{CO}} = 1$).

Ejemplo 6, Solución:

Consideremos las entalpías de las reacciones involucradas:



Sea X la presión parcial de H_2 , p_{H_2} , en la mezcla de gases de entrada. Si no hay cambio de calor, el balance estará definido por:

$$247900X + 283600(1 - X) = 267400$$

Ejemplo 6, Solución:

Sea X la presión parcial de H_2 , p_{H_2} , en la mezcla de gases de entrada. Si no hay cambio de calor, el balance estará definido por:

$$247900 X + 283600(1 - X) = 267400$$

por lo tanto:

$$X = p_{H_2} = 0.454$$

$$(1 - X) = p_{CO} = 0.546$$

y la razón p_{H_2}/p_{CO} requerida en la mezcla de gases = 0.832

ERROR: syntaxerror
OFFENDING COMMAND: --nostringval--

STACK:

/Title

()

/Subject

(D:20100929113159-04'00')

/ModDate

()

/Keywords

(PDFCreator Version 0.9.5)

/Creator

(D:20100929113159-04'00')

/CreationDate

(Leandro Voisin)

/Author

-mark-