

# *FENÓMENOS DE TRASPORTE EN METALURGIA EXTRACTIVA*

*Clase 01/06*

*Transporte de Calor*

Prof. Leandro Voisin A, MSc., Dr.

Académico – Universidad de Chile

Jefe del Laboratorio de Pirometalurgia

Investigador Senior - Tohoku University, Japan.

## Fundamentos de balances de energía

*La energía existe de 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>

## 1<sup>era</sup> Ley de termodinámica

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

$$\Delta E = Q + W$$

donde:  $\Delta E$  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.

## 1<sup>era</sup> Ley de termodinámica

$$\Delta E = Q + W$$

*La energía puede tomar varias formas como:*

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

2. *Energía potencial:* 
$$E_p = m g h$$

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*

## 1<sup>era</sup> Ley de termodinámica

### 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  $15 \text{ m}^2$  de superficie en una hora?*

### Solución ejemplo 1:

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

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

## 1<sup>era</sup> Ley de termodinámica

### 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.

Ejemplo 2:

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

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:

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

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 m<sup>3</sup>.*

*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.*

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

## 1<sup>era</sup> Ley de 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  $25^{\circ}\text{C}$  (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.)

## Leyes termodinámicas

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

### *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*

## Leyes termodinámicas

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

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  $7.0 \times 10^6$  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.*

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

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

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

## Balances de calor

donde:  $L_f$  - Calor latente ó de fusión del cobre,  
punto de fusión  $1083^{\circ}\text{C}$  ( $1356\text{ K}$ )

El peso atómico del cobre es  $63.57\text{ g/mol}$  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  $10\text{ Kg}$  de Cu será:

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

## Balances de calor

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

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

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

*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:*

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

## 2<sup>da</sup> Ley de 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.*

## 3<sup>era</sup> Ley de 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:  $G = H - TS$

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

## 3<sup>era</sup> Ley de termodinámica

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

*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:

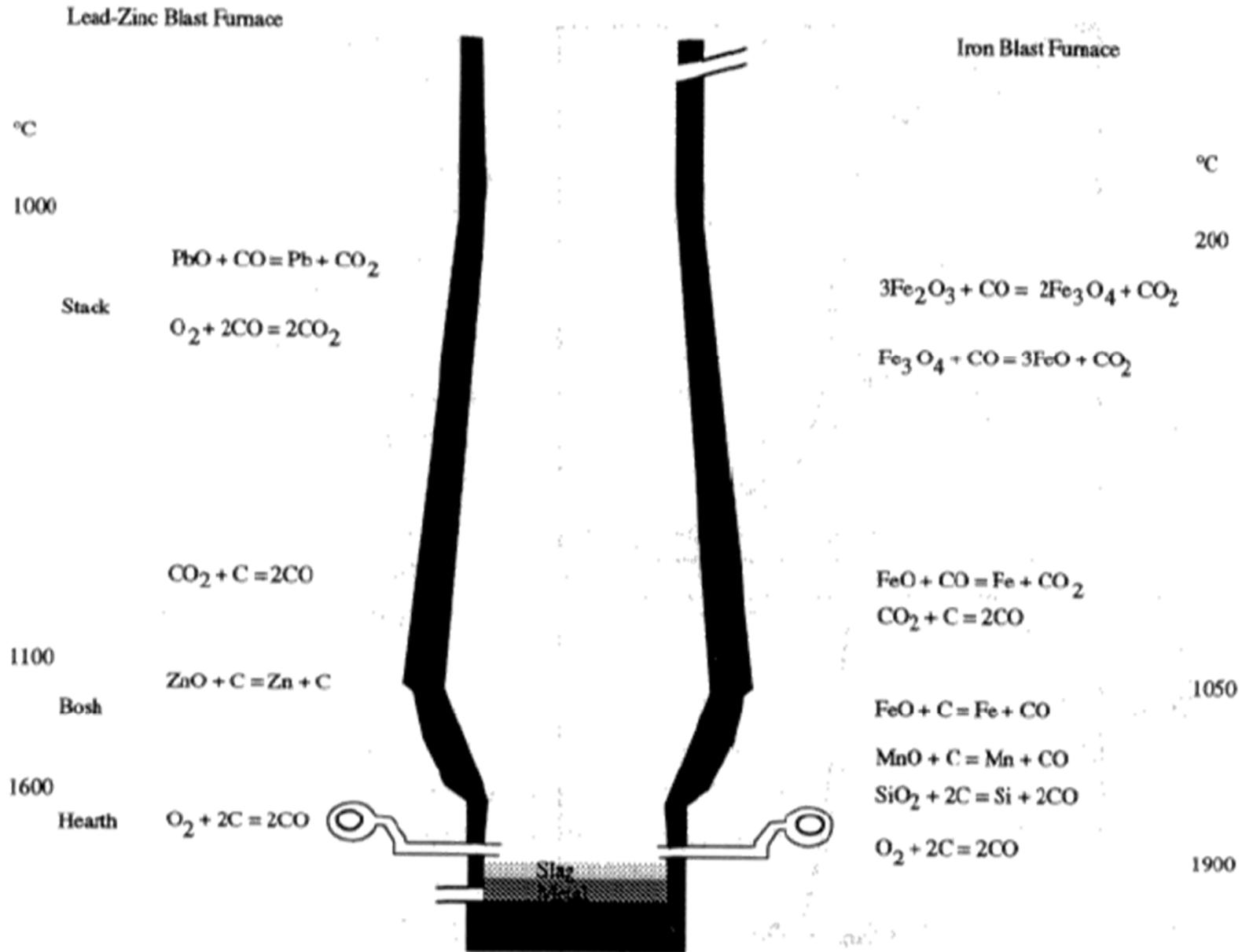
- ✓ *Los reactantes y productos de la reacción podrían ser puros ó bien podrían estar mezclados con otras sustancias.*
- ✓ *Los valores de las propiedades extensivas dependen del estado en el cual existen los participantes y por ello es conveniente verificar un estado de referencia o estado estándar para los componentes.*
- ✓ *Por convención el estado estándar se define como la forma más estable de una sustancia pura que puede existir a cierta  $P^0$  y  $T^0$ .*

*Ejemplo 6: Un mineral de Hierro es reducido en un alto horno mediante una mezcla gaseosa de CO e H<sub>2</sub>, 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<sub>2</sub> es endotérmica.*

*Asumiendo que el mineral ha sido completamente reducido a FeO cuando entra a la zona final de reducción, determinar la razón  $p_{H_2}/p_{CO}$  requerida en la mezcla gaseosa que mantiene la temperatura en dicha zona, ( $p_{H_2} + p_{CO} = 1$ ).*

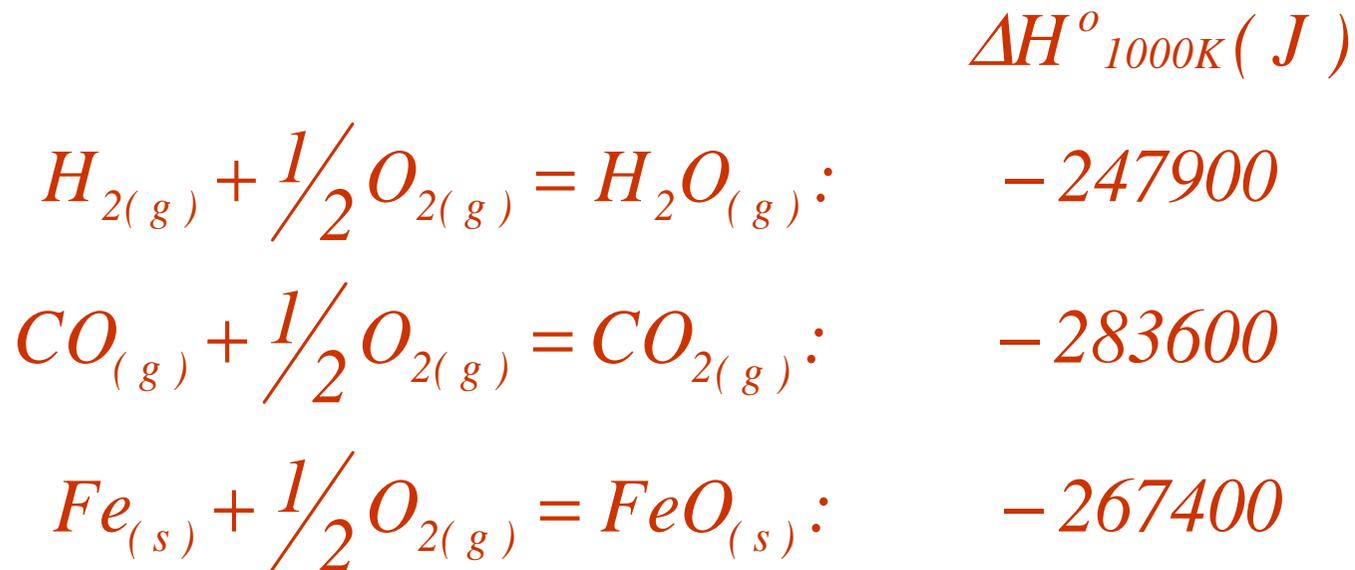
# Alto Horno



**FIGURE 4.6.** The principal reactions occurring in the zones of the iron and the lead-zinc blast furnace.

### 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:

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

### *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*