

## *Unidad Temática 5*

# TERMODINÁMICA



## **4<sup>ta</sup> CLASE**

### **TEMARIO**

#### **2<sup>do</sup> Principio de la Termodinámica**

- Energía libre: concepto y formulación
  - Condiciones de reversibilidad e irreversibilidad.
  - Energía libre de reacción
  - Relación entre  $\Delta F^0$  y  $K_e$
- 

#### **3<sup>er</sup> Ley de la Termodinámica**

- Enunciado: Concepto de S absoluta
- Cálculo de la entropía absoluta de una sustancia a la temperatura T
- Ecuación de Clapeyron

## Segundo Principio de la Termodinámica

En la clase anterior se ha visto que el 2<sup>do</sup> Principio de la Termodinámica habla de la Irreversibilidad de los procesos espontáneos y que la Entropía del Universo aumenta en estos procesos.

Para poder asegurar la espontaneidad de un proceso la Termodinámica apela a un nuevo parámetro: la energía libre.

### Energía libre

Tanto Helmboltz como Gibbs definieron el concepto de Energía Libre, el primero en función de la Energía Interna (E) y el segundo en función de la Enlapía (H).

Así, la **Energía Libre de Helmboltz** (A) se define como:

$$\boxed{A = E - T.S} \quad \text{a V cte.}$$

y la **Energía Libre de Gibbs** (F o G) se define como:

$$\boxed{F = G = H - T.S} \quad \text{a P cte.}$$

A y F son **funciones de estado** como lo son E, H, S, P, V y T. Además son también **propiedades extensivas**. Se miden en **Kcal/mol**.

### Procesos reversibles

Para encontrar el criterio de espontaneidad en función de la energía libre (F = G, por ejemplo), en primer lugar se escribe su diferencial:

$$\text{por definición: } G = F = H - TS \quad \Rightarrow \quad dF = dG = dH - TdS - SdT$$

$$\text{a P y T constantes: } dT = 0 \Rightarrow dF = dH - TdS$$

$$dH = \delta q_p \Rightarrow dF = \delta q_p - TdS$$

$$\text{pero, por definición: } TdS = \delta q_{\text{rev}} \Rightarrow dF = dG = \delta q - \delta q_{\text{rev}} \text{ entonces:}$$

$$\text{a) en un proceso reversible } \delta q_{\text{sis}} = \delta q_{\text{rev}} \Rightarrow \boxed{dG = dF = 0} \text{ a P y T constantes}$$

b) en un **proceso irreversible**  $q_{\text{sis}} < q_{\text{rev}}$  y  $\delta q_{\text{sis}} < \delta q_{\text{rev}} \Rightarrow \boxed{dG = dF = (\delta q - \delta q_{\text{rev}}) < 0}$   
a P y T constantes

Esto se explica del siguiente modo: para el mismo cambio de estado, efectuado una vez de manera reversible y otra vez de manera irreversible será:

$$\left. \begin{array}{l} q_{\text{rev}} = \Delta E + w_{\text{rev}} \\ q_{\text{irrev}} = \Delta E + w_{\text{irrev}} \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{como el cambio de estado es el mismo, a la primera ecuación se le} \\ \text{resta la segunda} \end{array}$$

$$(q_{\text{rev}} - q_{\text{irrev}}) = (w_{\text{rev}} - w_{\text{irrev}})$$

y como  $w_{\text{rev}} > w_{\text{irrev}}$  (porque cuando se hace un w irreversible no hay ninguna fuerza que vencer) entonces  $(q_{\text{rev}} - q_{\text{irrev}}) > 0$  por lo tanto:

$$\boxed{q_{\text{rev}} > q_{\text{irrev}}}$$

En un **estado de equilibrio**  $\Delta F = 0$ , por ejemplo en el equilibrio líquido  $\leftrightarrow$  vapor:  
 $H_v > H_l$  pero  $S_v > S_l$  por lo tanto:

$$\Delta F_{\text{eq}} = (H_v - H_l) - T (S_v - S_l) = 0$$

$$\text{y como } Q_{\text{rev}} = T \Delta S$$

$$\boxed{\Delta F_{\text{eq}} = 0} \Rightarrow \boxed{\Delta H = T \Delta S}$$

a T constante y P cte.

1) Siendo la **Energía Libre de Helmboltz** (A):  $A = E - T.S$  a V cte.

$$\Delta A = \Delta E - T \Delta S \quad \text{en términos finitos}$$

$$\text{por lo tanto} \quad \Delta A = Q - w - T \Delta S$$

En los procesos reversibles  $Q = T \Delta S$ , por lo tanto:

$$\boxed{-\Delta A = w_{\text{máx}}}$$

Por lo tanto, la **Energía Libre de Helmboltz** corresponde a la función **trabajo máximo** (-A)

2) Siendo la **Energía Libre de Gibbs** ( $F = G$ ):  $F = G = H - T.S$  a P cte.

por lo tanto  $\Delta F = \Delta H - T\Delta S$

y:

$$\Delta H = \Delta E + p\Delta V \quad \text{y} \quad \Delta E = Q - w$$

$$\Delta F = Q - w + p\Delta V - T\Delta S$$

$Q = T\Delta S$  en procesos reversibles

$$-\Delta F = w_{\text{máx}} - p\Delta V = w_{\text{útil}}$$

Por lo tanto, la **Energía Libre de Gibbs** corresponde a la función **trabajo útil** o **trabajo neto** ( $-F = -G$ ).

Es decir,  $\Delta H$  representa el calor total puesto en juego pero  $\Delta S$  es el cambio de energía ligada a una determinada T, por lo tanto, la diferencia resulta en *trabajo útil*, disponible para realizar trabajo.

### **Condiciones de reacciones reversibles e irreversibles**

$$\Delta F = \Delta H - T\Delta S$$

1) **Proceso reversible**:  $\Delta H = T\Delta S$  por lo tanto  $\Delta F = 0$  (equilibrio químico)

2) **Proceso irreversible**:  $\Delta H < T\Delta S$  por lo tanto  $\Delta F < 0$

En resumen:

$$\Delta F = 0 \quad \text{proceso reversible}$$

$$\Delta F < 0 \quad \text{proceso irreversible}$$

*Considerar que toda reacción espontánea debe ser exotérmica es caer en un error pues hay reacciones endotérmicas en que  $\Delta F$  es negativo ya que  $T\Delta S$  puede tener un valor positivo más alto que el de  $\Delta H$ , que también es positivo, por lo tanto, la reacción es endotérmica.*

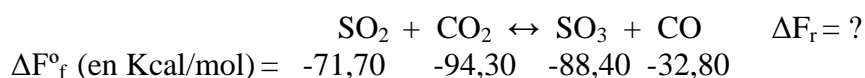
**Cuando el proceso No es espontáneo,  $\Delta F > 0$**

requiere de un operador que aporte energía para producirse

**Energía libre de formación ( $\Delta F^\circ_f$ ) y Energía libre de reacción ( $\Delta F^\circ_r$ )**

Es la energía libre que se libera cuando se forma **un mol** de sustancia **a partir de sus elementos en estado normal a 25°C y 1 atmósfera de presión.**

La  $\Delta F^\circ_f$  permite **calcular  $\Delta F$  de reacción.** Por ejemplo:



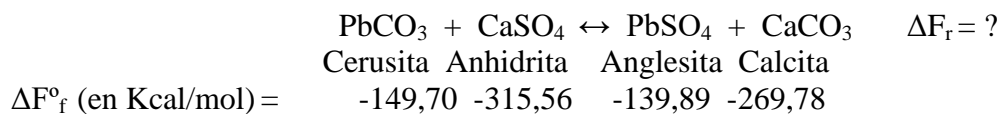
$$\Delta F^\circ_r = (-88,40 - 32,80) - (-71,70 - 94,30) = + 44,80 \text{ Kcal/mol}$$

**En general** se tiene:

$$\Delta F^\circ_r = \sum n_i \Delta F^\circ_{f(\text{prod})} - \sum n_j \Delta F^\circ_{f(\text{reac})}$$

Se ponen *n moles* por ser una *propiedad extensiva* y *se puede restar productos y reactivos por ser una función de estado.*

Otro ejemplo:



A 25°C y 1 at,

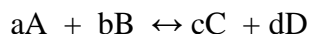
$$\Delta F_r = + 1,59 \text{ Kcal/mol}$$

Cerusita y Anhidrita son estables con respecto a Anglesita y Calcita (a 25°C y 1 atm). Solamente por cambios de T y /o presión podrían encontrarse las 4 especies en equilibrio.

**Relación entre Energía libre y constante de equilibrio**

Se puede expresar a partir de la **isoterma de reacción**:

Dada la reacción



$$\Delta F_r = RT \ln L - RT \ln K_e$$

$$L = \frac{([C]^c [D]^d)}{([A]^a [B]^b)} \quad \text{fuera del equilibrio}$$

Para el caso en que todas las sustancias se encuentren al estado de **actividad igual a la unidad** (gases puros a 1 at de presión; sólidos o líquidos puros y soluciones 1 molar),  $L = 1$  y  $\ln L = 0$

$$\Delta F_r = \Delta F^\circ = -RT \ln K_e$$

Sí y solo sí el valor de  $\Delta F^\circ$  viene dado en Kcal/mol,  $\Delta F^\circ = -(0,00199 \text{ Kcal/mol K} \times 298\text{K} \times 2,303) = -1,364 \log K_e$ . Es decir:

$$\Delta F^\circ = -1,364 \log K_e \quad \text{a } 25^\circ\text{C}$$

Ejercitación: Calcular  $\Delta F_r^\circ$  de:



$$K_e = K_{ps} = [\text{Ca}^{++}][\text{SO}_4^{=}] = 3,4 \times 10^{-5}$$

$$\Delta F_r^\circ = -1,364 \log K_{ps} = -1,364 (-4,47) = +6,1 \text{ Kcal/mol}$$

El **número positivo** significa que la reacción tiende a **desplazarse hacia la izquierda** cuando todas las sustancias se encuentran en **a = 1**.

En todo cálculo debe cumplirse que:

$$\begin{aligned} \text{Si } \Delta F (-) &\Rightarrow K_e > 1 \\ \text{Si } \Delta F (+) &\Rightarrow K_e < 1 \\ \text{Si } \Delta F = 0 &\Rightarrow K_e = 1 \end{aligned}$$

### Tercer Principio de la Termodinámica

Enunciado:

*“La entropía de un sólido cristalino perfecto constituido por una sustancia pura es cero a la temperatura del cero absoluto”*

#### Cálculo de la entropía absoluta de una sustancia a la temperatura T

$$\Delta S = S_T - S_0 = S_T$$

De manera que el 3<sup>er</sup> Principio de la Termodinámica hace posible la determinación de *valores absolutos de entropía para sólidos puros cristalinos*. Los sólidos vidriados, soluciones sólidas y cristales imperfectos tendrán valores positivos de entropía en el cero absoluto.

#### Ecuación de Clapeyron

Clapeyron demostró que la relación existente entre la **variación de presión** y la **variación de temperatura** en un proceso se **vincula con la variación de calor de reacción respecto al cambio de volumen a una dada temperatura**, por lo tanto, con el cambio de entropía respecto de la variación de volumen.

$$\frac{dP}{dT} = \frac{\Delta H}{T\Delta V} = \frac{\Delta S}{\Delta V}$$

Ecuación de Clapeyron

Es aplicable a transiciones líquido – vapor, sólido – líquido y sólido – vapor. Permite conocer las *pendientes de las curvas de estos equilibrios*.

#### Aplicaciones

La ecuación de Clapeyron es útil para analizar los diagramas de equilibrio de cambios de estado la materia de una sustancia o de variedades polimorfas, como en el ejemplo dado a continuación donde se deduce el diagrama de equilibrio entre los polimorfos del Al ( $Al_2O_3(SiO_4)$ ):

	Andalusita ↔ Cianita ↔ Sillimanita		
$\delta(g/cm^3)$	3,15	3,62	3,24



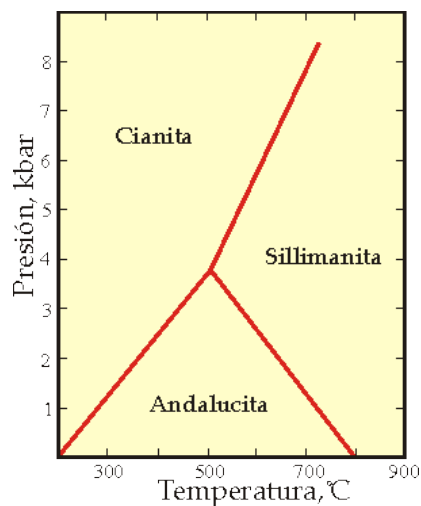
Mineral	V (cm <sup>3</sup> /mol)	S (J/Kmol)
Cianita	44,09	83,76
Andalusita	51,53	93,22
Sillimanita	49,90	96,11

$\left(\frac{\Delta S}{\Delta V}\right)$  Cianita  $\leftrightarrow$  Andalusita es (+) por lo tanto  $\frac{\Delta P}{\Delta T}$  es (+).

$\left(\frac{\Delta S}{\Delta V}\right)$  Cianita  $\leftrightarrow$  Sillimanita es (+) por lo tanto  $\frac{\Delta P}{\Delta T}$  es (+).

$\left(\frac{\Delta S}{\Delta V}\right)$  Andalusita  $\leftrightarrow$  Sillimanita es (-) por lo tanto  $\frac{\Delta P}{\Delta T}$  es (-).

Por lo tanto el diagrama de equilibrio de los polimorfos del Al será:



Aplicando la ecuación de Clayperon se podrán establecer las curvas de equilibrio de diversos sistemas. En la Unidad Temática 7 veremos como ejemplo los equilibrios que se dan entre las fases sólida, líquida y vapor del agua pura.

-----\*

## Resumen de la Unidad Temática 7

*“La Termodinámica es la parte de la Fisicoquímica que se ocupa de los cambios físicos y químicos de la materia producidos por trabajo y/o flujo de calor”.*

### Definiciones

- **Sistema:** es el *material de interés*.
- **Universo:** está constituido por *el Sistema y sus Inmediaciones*.
- **Inmediaciones o Entorno o Alrededores:** es *lo que rodea al sistema*.
- **Energía:** es la *capacidad de realizar trabajo*. Todas las formas de energía son intercambiables.
- **Trabajo:** *es un medio por el cual se puede intercambiar energía hacia o desde sistemas mecánicos. Unidad: Joule.*

### Características de los parámetros termodinámicos ( $E = U$ ; $H$ ; $S$ ; $F = G$ )

\***Funciones de estado:** dependen solamente del estado inicial y final del mismo y son independientes de como se hayan alcanzado tales estados.

$P$ ,  $V$  y  $T$  también son funciones de estado.  $Q$  y  $w$  NO.

\* **Propiedades extensivas:** dependen de la cantidad de sustancia involucrada, ya sea expresada como masa, volumen, número de moles, etc. y en general se expresan en unidades calóricas por mol (Kcal/mol; cal/mol).

### Primer Principio de la Termodinámica

*“La energía total de un sistema y sus inmediaciones (o sea, del Universo) debe permanecer constante durante un proceso, aunque puede cambiar de una forma a otra”*

**Energía Interna ( $E = U$ ):** es la energía total debida a la energía cinética y potencial de sus componentes (átomos, moléculas y partículas subatómicas). Incluye la energía traslacional, rotacional y vibracional y la energía potencial debido a fuerzas de atracción y repulsión de partículas. NO incluye la energía cinética del movimiento del cuerpo a través del espacio pero incluye la energía superficial.

$\Delta E = Q - w$  para transformaciones finitas

$dE = \delta Q - \delta w$  para transformaciones reversibles

- $E$  es función de estado mientras que  $Q$  y  $w$  no lo son

-El trabajo es la energía transferida en virtud de un vínculo mecánico entre los sistemas y sus entornos.

-El calor no es una sustancia que se mueve sino (como el w) una forma de intercambiar energía entre los sistemas y sus inmediaciones. El calor es la energía transferida en virtud de una diferencia de temperatura.

-La temperatura (T) es función de estado pero el calor (Q) no lo es.

-1 caloría de calor produce siempre el mismo cambio en el estado de un sistema que lo que producen 4,18 Joule de trabajo.

### **Transformaciones**

➤ **Transformación isotérmica** (T= cte.)

$$\Delta E = 0 \Rightarrow Q = w$$

$$W_{\text{máx.}} = Q = RT \ln \frac{V_2}{V_1} = 2,303 \log \frac{V_2}{V_1}$$

Al depender solo del volumen, que es función de estado, el W máximo también es función de estado.

➤ **Transformación adiabática** (Q= 0)

$$Q = 0 \Rightarrow \Delta E = - w$$

➤ **Transformación isocórica** (V= cte.)

$$\Delta V = 0 \Rightarrow \Delta E = Q_v$$

➤ **Transformación isobárica** (P= cte.)

$$Q_p = H_f - H_i = \Delta H$$

-La **capacidad calorífica** (C) de un cuerpo es el cociente entre la cantidad de energía calórica (Q) transferida a un cuerpo o sistema y el cambio de T que sufre. O: es la cantidad de calor necesario para elevar en una unidad la temperatura de toda la masa de un cuerpo.

$$C = \frac{Q}{T_2 - T_1}$$

-La **capacidad calorífica molar** es la cantidad de calor necesario para elevar en un grado la temperatura de un mol de sustancia.

-El **calor específico (c)** es la cantidad de calor necesario para elevar en un grado la temperatura de un gramo de sustancia.

-La **caloría (cal)** está definida como la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de un gramo de agua, entre 14,5°C y 15,5°C.

$$C_v = \frac{\delta q_v}{dT} = \frac{dE}{dT} \quad \text{Capacidad calorífica a V constante}$$

$$C_p = \frac{\delta q_p}{dT} = \frac{dH}{dT} \quad \text{Capacidad calorífica a P constante}$$

-Otro modo de calcular  $\Delta H$ , cuando se conoce  $C_p$ :

$$\Delta H = C_p \cdot \Delta T \quad \text{ó} \quad dH = C_p \cdot dT$$

$$\int_{H_1}^{H_2} dH = \int_{T_1}^{T_2} C_p \cdot dT$$

## **Termoquímica**

Es el estudio de los cambios calóricos que se producen en las reacciones químicas.

a P cte  $Q_p = \Delta H$ .

$$\Delta H_r = (\Sigma \Delta H_p - \Sigma \Delta H_r)$$

- Cuando el sistema libera calor, la reacción es exotérmica y el  $\Delta H$  de la misma será negativo
- Si es necesario aportar energía para que la reacción se produzca ésta será endotérmica y el  $\Delta H$  positivo.
- Calor de formación o entalpía estándar molar de formación ( $\Delta H^\circ_f$ ): es el calor puesto en juego cuando se forma 1 mol de un compuesto en estado estándar a partir de sus elementos constituyentes, en estado normal o estándar. Los valores de los contenidos calóricos para los elementos en sus estados estándar se consideran, por convención, iguales a cero ( $\Delta H^\circ_f = 0$  Kcal/mol).

▪ **Ley de Hess:** el cambio de entalpía de una reacción es el mismo, suceda éste en una o en varias etapas.

$\Delta H$  **no** asegura la espontaneidad de una reacción química

-----\*\*\*-----

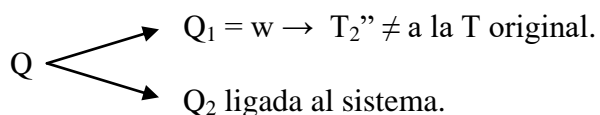
## **Segundo Principio de la Termodinámica**

Permite **predecir si una reacción se producirá** y hasta qué punto. Trata sobre la **dirección** de los procesos naturales.

### **Procesos espontáneos**

El calor siempre fluye desde la mayor T a la menor T. Nunca lo hace espontáneamente a la inversa.

Si se quiere volver al estado inicial hay que quitar calor en una cantidad Q. Pero una fracción de calor  $Q_1$  va a transformarse en w mecánico mientras que otra parte del calor se pierde en el sistema. La fracción que se transformó en trabajo (w) dará una T que no va a ser igual a la original porque parte se perdió en el sistema



Es imposible transformar todo el calor del que se dispone en una cantidad equivalente de trabajo mecánico. Hay una fracción que queda ligada al sistema.

## **Enunciados del 2º Principio de la Termodinámica**

Trata de la **irreversibilidad de los procesos espontáneos.**

-“El calor no puede convertirse totalmente en una cantidad equivalente de trabajo sin producir cambios en algunas partes del sistema”.

-“Todos los procesos espontáneos, es decir, los que se producen naturalmente, sin interferencia externa, son irreversibles”.

## Concepto de Entropía (S)

Es una medida de la energía total del sistema *que no está disponible* y que está unida a la materia como movimiento térmico de átomos y disposición en *desorden* de los mismos.

- **Proceso reversible e isotérmico:**

$$dS = \frac{\delta q_{\text{rev}}}{T}$$

Se mide en *cal/mol K*

Es la cantidad de calor que se requiere para producir orden o desorden a una determinada T, por lo tanto para cada T se necesitará una cantidad diferente de calor. (Observar la diferencia con la capacidad calorífica molar)

a P = cte.  $Q_p = \Delta H$

$$\Delta S = \frac{Q_{p, \text{rev}}}{T} = \frac{\Delta H}{T}$$

$$\Rightarrow \Delta H = T \Delta S$$

- **Proceso adiabático:**  $Q = 0 \Rightarrow dS = 0$  ó  $\Delta S = 0$ , es un *proceso isoentrópico*.
- **Proceso en el que el aumento de entropía** está acompañado de un **incremento de T:**

$$\int_{S_1}^{S_2} dS = \int_{T_1}^{T_2} C \frac{dT}{T}$$

$$\Delta S = S_{T_2} - S_{T_1} = \int_{T_1}^{T_2} C_p \frac{dT}{T}$$

- **Cambio de Temperatura y de Volumen**

$$dS = \frac{\delta q}{T} = C \frac{dT}{T}$$

$$\Delta S = C_v \ln \frac{T_2}{T_1} + R \ln \frac{V_2}{V_1}$$

**Conclusión:**

$$\Delta H = T \Delta S \text{ (en el equilibrio)} \Rightarrow Q_{\text{rev}} = T \Delta S$$

$$Q_{\text{rev}} = T \Delta S \Rightarrow dS = \frac{dq_{\text{rev}}}{T}$$

$$Q_{\text{irrev}} < T \Delta S \Rightarrow dS > \frac{dq_{\text{irrev}}}{T}$$

**$Q < T\Delta S$  Irreversible  $\Rightarrow$  Espontáneo**

**$Q = T\Delta S$  Reversible**

### **Transformación de un gas ideal**

- **Expansión reversible e isotérmica**

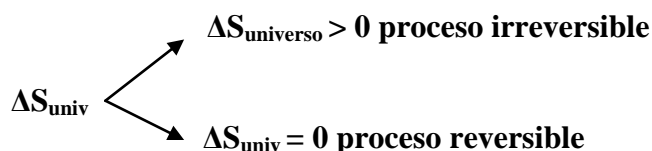
$$\Delta S_{\text{universo}} = 0$$

“En todo proceso reversible e isotérmico la variación de entropía total del sistema e inmediaciones es cero”.

- **Expansión irreversible e isotérmica** (espontánea y a  $T = \text{cte.}$ )

$$\Delta S_{\text{universo}} > 0$$

“En todo proceso irreversible e isotérmico la variación de la entropía total es mayor que cero.”



1<sup>er</sup> Principio:  $dE = \delta q - \delta w$

2<sup>do</sup> Principio:  $dE = TdS - \delta w$

### **Energía libre**

***Energía Libre de Helmboltz (A):***

$$\mathbf{A} = \mathbf{E} - \mathbf{T.S} \quad \text{a } V \text{ cte.}$$

***Energía Libre de Gibbs (F o G):***

$$\mathbf{F} = \mathbf{G} = \mathbf{H} - \mathbf{T.S} \quad \text{a } P \text{ cte.}$$

En un **proceso reversible**  $\delta q_{\text{sis}} = \delta q_{\text{rev}} \Rightarrow \mathbf{dG} = \mathbf{dF} = \mathbf{0}$  a  $P$  y  $T$  constantes

En un **proceso irreversible**  $q_{\text{sis}} < q_{\text{rev}}$  y  $\delta q_{\text{sis}} < \delta q_{\text{rev}} \Rightarrow \mathbf{dG} = \mathbf{dF} = (\delta q - \delta q_{\text{rev}}) < \mathbf{0}$  a  $P$  y  $T$  constantes

En un estado de equilibrio  $\Delta F = 0$

$$\Delta F_{eq} = 0 \Rightarrow \Delta H = T\Delta S$$

La **Energía Libre de Helmboltz** corresponde a la función trabajo máximo (-A):

$$-\Delta A = w_{\max}$$

La **Energía Libre de Gibbs** corresponde a la función trabajo útil o trabajo neto (-F = -G)

$$-\Delta F = w_{\max} - p\Delta V = w_{\text{útil}}$$

Conclusión:

$$\Delta F = 0 \text{ proceso reversible}$$

$$\Delta F < 0 \text{ proceso irreversible}$$

No toda reacción espontánea debe ser exotérmica ya que hay reacciones endotérmicas en que  $\Delta F$  es negativo y que  $T\Delta S$  puede tener un valor positivo más alto que el de  $\Delta H$ , que también es positivo, por lo tanto, la reacción es endotérmica.

$$\Delta F < 0 \text{ proceso No espontáneo (Error en la 1ª versión)}$$

$$\Delta F > 0 \text{ proceso No espontáneo}$$

Energía libre de formación ( $\Delta F^\circ_f$ )

$$\Delta F^\circ_r = \sum n_i \Delta F^\circ_{f(\text{prod})} - \sum n_j \Delta F^\circ_{f(\text{reac})}$$

Relación entre Energía libre y constante de equilibrio

$$\Delta F_r = \Delta F^\circ = -RT \ln K_e$$

$$\text{Si } \Delta F (-) \Rightarrow K_e > 1$$

$$\text{Si } \Delta F (+) \Rightarrow K_e < 1$$

$$\text{Si } \Delta F = 0 \Rightarrow K_e = 1$$

-----\*\*\*-----



### Tercer Principio de la Termodinámica

“La entropía de un sólido cristalino perfecto constituido por una sustancia pura es cero a la temperatura del cero absoluto”

### Cálculo de la entropía absoluta de una sustancia a la temperatura T

$$\Delta S = S_T - S_0 = S_T$$

$$\frac{dP}{dT} = \frac{\Delta H}{T\Delta V} = \frac{\Delta S}{\Delta V} \quad \text{Ecuación de Clapeyron}$$

-----\*\*\*-----

## **Bibliografía**

- Chang, R. (2002). "Química" Séptima Edición. Mc Graw Hill.
- Faure, Gunter, (1991). "Principles and applications of Inorganic Geochemistry". Macmillan Publishing Company, New York
- Gill, R (1996). "Chemical Fundamentals of Geology". Chapman & Hall. England
- Glasstone, S. (1950) "Elementos de Físico- Química". Ed. "Médico-Quirúrgica", Buenos Aires.
- Henderson, P. (1984). "Inorganic Geochemistry". Pergamon Press. Gran Bretaña.
- Krauskopf, K. B. y Bird, D. K. (1995). "Introduction to Geochemistry". Mc Graw Hill Co. New York.
- Mahan, B. H. (1968). "Química- Curso Universitario" "University Chemistry" (edición bilingüe). Fondo Educativo Interamericano, S.A.
- Mason, B. (1960) "Principios de Geoquímica". Ed. Omega, Barcelona. (Bolillas 1 a 18).
- Rankama, K. y Sahama, G. (1962). "Geoquímica". Ed. Aguilar, Madrid
- White, W. M. (2005). "Geochemistry".
- Whitten, Kenneth W.; Gailey, Kenneth W.; Davis, Raymond E. Química general. México, ES: McGraw-Hill Interamericana, 1992.
- Wood, B. J. y Fraser, D. G. (1978) "Elementary Thermodynamic for Geologist".