

# Termodinámica - Clase 16

---

Graeme Candlish

Instituto de Física y Astronomía, UV  
*graeme.candlish@ifa.uv.cl*

Conceptos en esta clase

Definición del potencial químico

La ley de Dalton

Entropía de una mezcla de gases ideales y la paradoja de Gibbs

Energía libre de Gibbs para una mezcla de gases ideales

Relación de Gibbs-Duhem

Ejemplos de potenciales químicos

Regla de las fases de Gibbs

Resumen

## Conceptos en esta clase

- Potencial químico
- Mezclas de gases ideales
- La regla de las fases de Gibbs

# Contenido

Conceptos en esta clase

Definición del potencial químico

La ley de Dalton

Entropía de una mezcla de gases ideales y la paradoja de Gibbs

Energía libre de Gibbs para una mezcla de gases ideales

Relación de Gibbs-Duhem

Ejemplos de potenciales químicos

Regla de las fases de Gibbs

Resumen

## La primera ley de nuevo

La primera ley para un sistema cerrado es:

$$dU(V, S) = -PdV + TdS$$

## La primera ley de nuevo

Ahora vamos a considerar sistemas **abiertos** donde el número de moles puede cambiar. Para tal sistema, la energía interna es una función del número de moles de cada sustancia que compone el sistema. Supongamos que hay  $N$  sustancias:

$$dU(V, S) = \left( \frac{\partial U}{\partial V} \right)_{S, n} dV + \left( \frac{\partial U}{\partial S} \right)_{V, n} dS + \left( \frac{\partial U}{\partial n_1} \right)_{V, S, n'} dn_1 + \\ \dots + \left( \frac{\partial U}{\partial n_N} \right)_{V, S, n'} dn_N$$

# La primera ley de nuevo

Ya sabemos que

$$\left(\frac{\partial U}{\partial V}\right)_{S,n} = -P \quad \left(\frac{\partial U}{\partial S}\right)_{V,n} = T$$

Ahora definimos una nueva variable termodinámica:

$$\left(\frac{\partial U}{\partial n_j}\right)_{V,S,n'} = \mu_j$$

donde  $\mu_j$  es el **potencial químico** de la  $j$ -ésima sustancia en el sistema.

# La primera ley de nuevo

Por lo tanto tenemos:

$$\begin{aligned}dU(V, S) &= -PdV + TdS + \mu_1 dn_1 + \cdots + \mu_N dn_N \\&= -PdV + TdS + \sum_{j=1}^N \mu_j dn_j\end{aligned}$$

Físicamente interpretamos el primer término como el trabajo reversible, el segundo es el calor reversible. El último término es el **trabajo químico reversible**.

- $n$  es una cantidad **extensiva**.
- $\mu$  es una cantidad **intensiva**.
- De la definición del potencial químico sabemos que  $\mu_j = \mu_j(V, S, n')$ , donde  $n'$  indica todos los  $n_i$  donde  $i \neq j$ .



# Los potenciales termodinámicos

Podemos aplicar las transformadas de Legendre a  $U$  como antes para llegar a las nuevas formas de  $H$ ,  $G$  y  $F$ . Sus diferenciales son:

- $dH(P, S, n) = VdP + TdS + \sum_{j=1}^N \mu_j dn_j$
- $dF(V, T, n) = -PdV - SdT + \sum_{j=1}^N \mu_j dn_j$
- $dG(P, T, n) = VdP - SdT + \sum_{j=1}^N \mu_j dn_j$

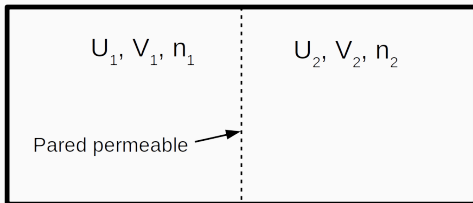
Por convención (ya que transiciones de fase y reacciones químicas típicamente ocurren con  $T_f = T_i$  y  $P_f = P_i$ ) definimos el potencial químico en términos de  $G$ :

$$\mu_j = \left( \frac{\partial G}{\partial n_j} \right)_{P, T, n'}$$

# El flujo de la materia

Para aplicar el concepto del potencial químico (y entender mejor lo que significa) consideremos el siguiente sistema:

- Un sistema aislado (pared adiabática) que consiste en dos cámaras separadas por una pared diatérmica rígida permeable.
- Dentro de las dos cámaras hay un gas.
- En la cámara a la izquierda hay  $n_1$  moles del gas con energía interna  $U_1$ , que está en equilibrio con  $n_2$  moles del mismo gas en la cámara a la derecha, que tiene energía interna  $U_2$ .



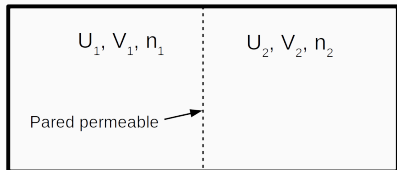
# El flujo de la materia

El cambio de la energía interna **total** es

$$dU = TdS + \mu dn$$

Entonces tenemos

$$dS = \frac{dU}{T} - \frac{\mu}{T}dn$$



## El flujo de la materia

Para el sistema compuesto tenemos

$$dS = dS_1 + dS_2 = \frac{dU_1}{T_1} + \frac{dU_2}{T_2} - \frac{\mu_1}{T_1}dn_1 - \frac{\mu_2}{T_2}dn_2$$

Ya que hay conservación de energía interna total y masa total en el sistema, tenemos:

$$dn = dn_1 + dn_2 = 0 \quad \Rightarrow \quad dn_1 = -dn_2$$

$$dU = dU_1 + dU_2 = 0 \quad \Rightarrow \quad dU_1 = -dU_2$$

Usando estas ecuaciones en la ecuación arriba llegamos a

$$dS = \left( \frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) dU_1 - \left( \frac{\mu_1}{T_1} - \frac{\mu_2}{T_2} \right) dn_1$$

## El flujo de la materia

Si las dos cámaras están en equilibrio, cualquier cambio que ocurre es reversible y adiabático, así que tendríamos que  $dS = 0$ . Pero  $dU_1$  y  $dn_1$  no son nulos, por lo tanto sus coeficientes tienen que ser nulos:

$$\left( \frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) = 0 \quad \Rightarrow \quad T_1 = T_2$$
$$\left( \frac{\mu_1}{T_1} - \frac{\mu_2}{T_2} \right) = 0 \quad \Rightarrow \quad \mu_1 = \mu_2$$

Los potenciales químicos son iguales para dos sistemas abiertos en equilibrio.

## Interpretación del potencial químico

- Un gradiente en la temperatura es como la “fuerza motriz” del proceso de calentamiento/enfriamiento.
- Un gradiente en la presión es como la “fuerza motriz” para el trabajo mecánico (expansión/compresión).
- Un gradiente en el potencial químico es como la “fuerza motriz” para el **flujo de la materia**.

$$dS = \left( \frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) dU_1 - \left( \frac{\mu_1}{T_1} - \frac{\mu_2}{T_2} \right) dn_1$$

Supongamos ahora que las temperaturas de las dos cámaras son iguales  $T_1 = T_2 = T$ . En un proceso **irreversible**  $dS > 0$  (segunda ley), por lo tanto:

$$dS = \frac{\mu_2 - \mu_1}{T} dn_1 > 0$$

Si  $\mu_1 > \mu_2$  entonces  $dn_1 < 0$ : hay flujo de la cámara 1 a la cámara 2. Es decir, el gas fluye de la región de mayor potencial químico a la región de menor potencial químico.

Conceptos en esta clase

Definición del potencial químico

**La ley de Dalton**

Entropía de una mezcla de gases ideales y la paradoja de Gibbs

Energía libre de Gibbs para una mezcla de gases ideales

Relación de Gibbs-Duhem

Ejemplos de potenciales químicos

Regla de las fases de Gibbs

Resumen



## Mezcla de gases ideales

Consideremos una mezcla de gases ideales (inertes) a temperatura  $T$ , presión  $P$  y volumen  $V$ . Supongamos que hay  $n_1$  moles del gas  $B_1$ ,  $n_2$  moles del gas  $B_2$ , etc. Sin reacciones entre los constituyentes, la mezcla está en equilibrio con ecuación de estado:

$$PV = (n_1 + n_2 + \dots + n_c)RT \quad \Rightarrow \quad P = \frac{n_1}{V}RT + \frac{n_2}{V}RT + \dots + \frac{n_c}{V}RT.$$

## Presión parcial

Tenemos:

$$P = \frac{n_1}{V}RT + \frac{n_2}{V}RT + \cdots + \frac{n_c}{V}RT.$$

Claramente  $(n_j/V)RT$  representa la presión del gas  $n_j$  si ocuparía todo el volumen sólo. Esta presión se llama la **presión parcial** del gas  $n_j$ :

$$p_1 = \frac{n_1}{V}RT, \quad p_2 = \frac{n_2}{V}RT, \quad \cdots, \quad p_c = \frac{n_c}{V}RT$$

La ley de Dalton:

$$P = p_1 + p_2 + \cdots + p_c.$$

## Fracción molar

$$V = (n_1 + n_2 + \cdots + n_c) \frac{RT}{P} = \sum n_j \frac{RT}{P}$$

La presión parcial del gas  $n_j$  es

$$p_j = \frac{n_j}{V} RT$$

Por lo tanto tenemos

$$p_j = \frac{n_j}{\sum n_j} P$$

El cociente  $n_j / \sum n_j$  se llama la **fracción molar** del  $j$ -ésima gas y se denota como  $x_j$ .

$$x_1 = \frac{n_1}{\sum n_j}, \quad x_2 = \frac{n_2}{\sum n_j}, \quad \cdots \quad x_c = \frac{n_c}{\sum n_j}$$

y

$$p_1 = x_1 P, \quad p_2 = x_2 P, \quad \cdots \quad p_c = x_c P$$

Las fracciones molares cumplen

$$\begin{aligned} x_1 + x_2 + \cdots + x_c &= \frac{n_1}{\sum n_j} + \frac{n_2}{\sum n_j} + \cdots + \frac{n_c}{\sum n_j} \\ &= 1 \end{aligned}$$

Conceptos en esta clase

Definición del potencial químico

La ley de Dalton

**Entropía de una mezcla de gases ideales y la paradoja de Gibbs**

Energía libre de Gibbs para una mezcla de gases ideales

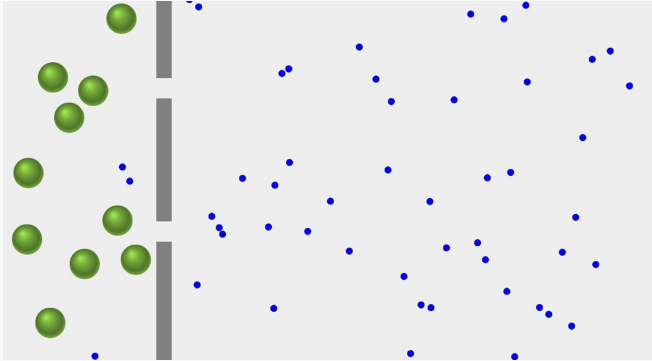
Relación de Gibbs-Duhem

Ejemplos de potenciales químicos

Regla de las fases de Gibbs

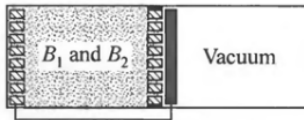
Resumen

# Membranas semipermeables

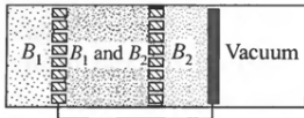


**Equilibrio de membrana:** igualdad de la presión parcial del especie permeable a la membrana en los dos lados.

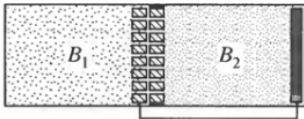
# Teorema de Gibbs



(a) Initial equilibrium state (designated  $i$ )



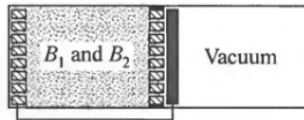
(b) Intermediate equilibrium state



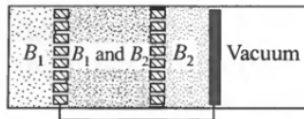
(c) Final equilibrium state (designated  $f$ )

# Teorema de Gibbs

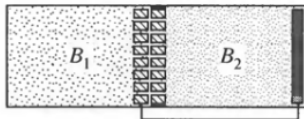
- Dos membranas semipermeables: una permeable al gas  $B_1$  y la otra permeable al gas  $B_2$ .
- Dos pistones acoplados: mantienen una separación constante.
- Proceso reversible isotérmico: equilibrio de membrana mantenido siempre; no hay rozamiento; temperatura constante.



(a) Initial equilibrium state (designated  $i$ )



(b) Intermediate equilibrium state

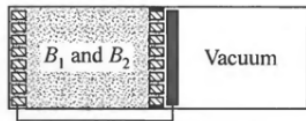


(c) Final equilibrium state (designated  $f$ )

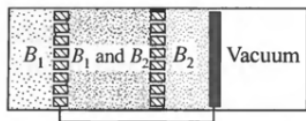


# Teorema de Gibbs

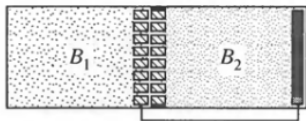
- $p_1$ : presión **parcial** de  $B_1$  en la mezcla
- $p_2$ : presión **parcial** de  $B_2$  en la mezcla
- $P_1$ : presión de  $B_1$  **sólo**
- $P_2$ : presión de  $B_2$  **sólo**



(a) Initial equilibrium state (designated  $i$ )



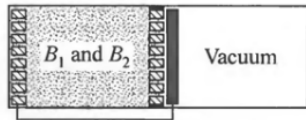
(b) Intermediate equilibrium state



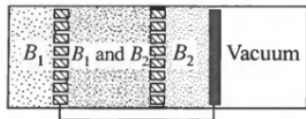
(c) Final equilibrium state (designated  $f$ )

# Teorema de Gibbs

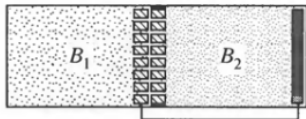
- Fuerza hacia la izquierda:  
 $(p_1 + p_2) \times \text{area del piston}$
- Fuerza hacia la derecha:  
 $(P_1 + P_2) \times \text{area del piston}$
- Equilibrio de membrana:  
 $p_1 = P_1$  y  $p_2 = P_2$
- $\Rightarrow$  fuerza neta en los pistones es **nulo**.



(a) Initial equilibrium state (designated *i*)



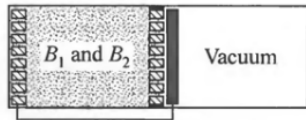
(b) Intermediate equilibrium state



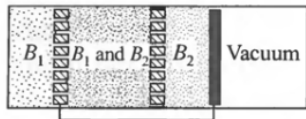
(c) Final equilibrium state (designated *f*)

# Teorema de Gibbs

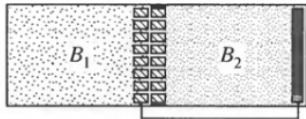
- Fuerza neta nulo:  $W = 0$
- Proceso isotérmico de gases ideales:  $U_f = U_i$
- Proceso reversible isotérmico: flujo de calor es  $T(S_f - S_i)$
- De la primera ley:  $T(S_f - S_i) = 0$  y por lo tanto  $S_i = S_f$ .



(a) Initial equilibrium state (designated  $i$ )



(b) Intermediate equilibrium state



(c) Final equilibrium state (designated  $f$ )

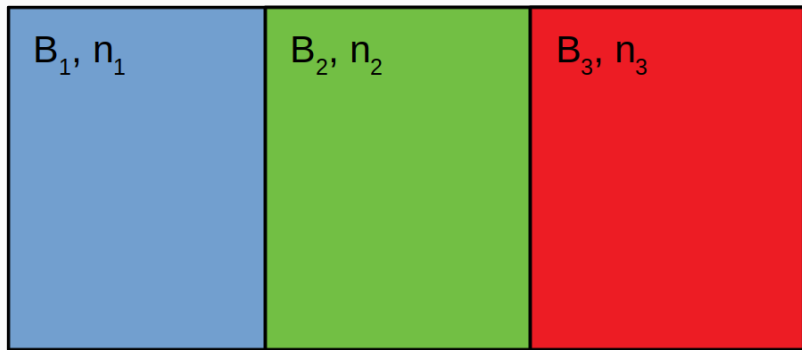
## Teorema de Gibbs

$S_i$  es la entropía de la mezcla a temperatura  $T$  y volumen  $V$ .  $S_f$  es la suma de las entropías de los gases  $B_1$  y  $B_2$ , ambos ocupando un volumen  $V$  a temperatura  $T$ .

- Definimos la **entropía parcial** de un gas como la entropía que tendría si ocupe todo el volumen sólo, a la misma temperatura.

**Teorema de Gibbs:** la entropía de una mezcla de gases es la suma de las entropías parciales.

## Entropía de una mezcla de gases ideales



Supongamos que hay varios gases ideales a la misma temperatura  $T$  y presión  $P$ , todos separados por particiones. Hay  $n_1$  moles del gas  $B_1$ ,  $n_2$  moles del gas  $B_2$ , etc.

## Entropía de una mezcla de gases ideales

Antes de quitar las particiones, la entropía del sistema total es la suma de las entropías de los gases. La entropía de 1 mol del gas  $B_j$  es

$$s_j = \int c_{P_j} \frac{dT}{T} + s_{0_j} - R \ln P$$

donde ponemos todas las constantes en  $s_{0_j}$ , y dejamos la posibilidad de que  $c_{P_j}$  dependa de la temperatura.

# Entropía de una mezcla de gases ideales

La entropía total del sistema es

$$\begin{aligned} S_i &= \sum n_j \left( \int c_{P_j} \frac{dT}{T} + s_{0j} - R \ln P \right) \\ &= R \sum n_j \left( \frac{1}{R} \int c_{P_j} \frac{dT}{T} + \frac{s_{0j}}{R} - \ln P \right) \end{aligned}$$

# Entropía de una mezcla de gases ideales

Definimos

$$\sigma_j = \frac{1}{R} \int c_{P_j} \frac{dT}{T} + \frac{s_{0j}}{R}$$

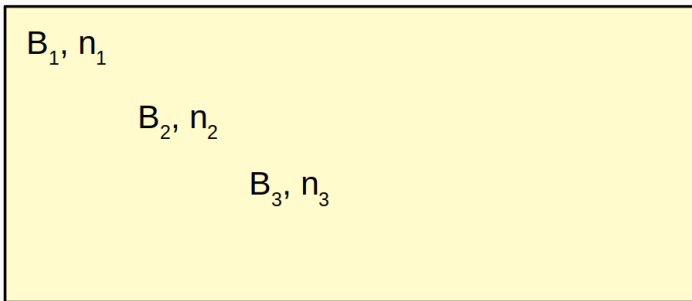
entonces

$$S_i = R \sum n_j (\sigma_j - \ln P).$$



## Entropía de una mezcla de gases ideales

Después de quitar las particiones los gases se mezclan pero  $T$  y  $P$  se mantienen constantes (no hay reacciones químicas ya que los gases son inertes). La entropía final es la suma de las entropías parciales (Teorema de Gibbs).



## Entropía de una mezcla de gases ideales

La entropía parcial del gas  $B_j$  es la entropía que este gas tendría si ocupe todo el volumen sólo a la misma temperatura, con presión igual a su presión parcial  $p_j$ . Entonces, la entropía total de la mezcla es

$$S_f = R \sum n_j(\sigma_j - \ln p_j) = R \sum n_j(\sigma_j - \ln P - \ln x_j)$$

usando  $p_j = x_j P$ .

## Entropía de una mezcla de gases ideales

El cambio de entropía que resulta de la difusión de cualquier número de gases ideales inertes viene dado por:

$$\Delta S = S_f - S_i = -R \sum n_j \ln x_j$$

Ya que  $0 < x_j < 1$ ,  $\ln x_j < 0$  y  $\Delta S > 0$ .

## Entropía de una mezcla de gases ideales

$$\Delta S = S_f - S_i = -R \sum n_j \ln x_j$$

Sabemos que

$$x_j = \frac{n_j}{\sum n_j} = \frac{n_j RT}{\sum n_j RT} = \frac{n_j P_v}{PV} = \frac{n_j v}{V}$$

Por lo tanto podemos escribir

$$\Delta S = S_f - S_i = n_1 R \ln \frac{V}{n_1 v} + n_2 R \ln \frac{V}{n_2 v} + \dots$$

## Entropía de una mezcla de gases ideales

Vimos antes que el cambio de entropía en una expansión libre de un gas ideal es

$$\Delta S = nR \ln(V_f/V_i)$$

Comparamos con el resultado para la mezcla de gases:

$$\Delta S = n_1 R \ln \frac{V}{n_1 v} + n_2 R \ln \frac{V}{n_2 v} + \dots$$

Ya que  $n_j v$  es el volúmen inicial de cada gas, podemos decir que el cambio de entropía que resulta de la difusión de cualquier número de gases ideales inertes es igual al cambio para una expansión libre de cada gas.

## Entropía de una mezcla de gases ideales

Como ejemplo, consideremos 1 mol de helio y 1 mol de neon:

$$\begin{aligned} S_f - S_i &= -R \left( 1 \ln \frac{1}{2} + 1 \ln \frac{1}{2} \right) \\ &= 2R \ln 2 \end{aligned}$$

No aparece ninguna variable que distinga uno de los gases del otro en esta ecuación...

Ya vimos que, para cualquier par de gases ideales **distinguibles**, el cambio de entropía en el proceso de mezclar los gases es

$$\Delta S = 2R \ln 2$$

¿Cuánto será el cambio para cualquier par de gases **indistinguibles**?

## La paradoja de Gibbs

Ya vimos que, para cualquier par de gases ideales **distinguibles**, el cambio de entropía en el proceso de mezclar los gases es

$$\Delta S = 2R \ln 2$$

¿Cuánto será el cambio para cualquier par de gases **indistinguibles**?

$$\Delta S = 0$$

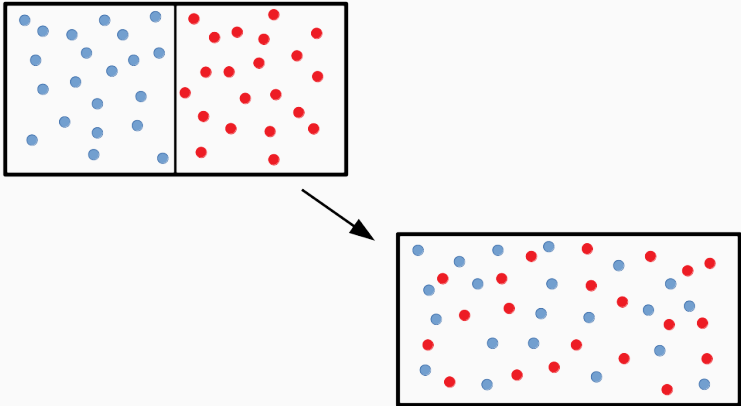


# La paradoja de Gibbs

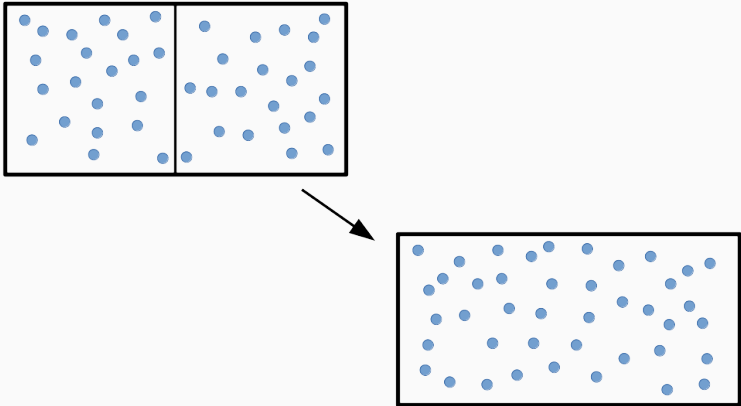
- Podemos imaginar dos gases muy similares pero todavía distinguibles. El aumento de entropía en el proceso de mezclarlos es  $\Delta S = 2R \ln 2$ .
- Consideremos el límite en el cual los dos gases son idénticos. El aumento de entropía ahora es exactamente nulo.
- Hay un cambio **discontinuo** en el valor de  $\Delta S$  en el límite.

Este es la “**paradoja**” de Gibbs.

# La paradoja de Gibbs



# La paradoja de Gibbs



# Contenido

Conceptos en esta clase

Definición del potencial químico

La ley de Dalton

Entropía de una mezcla de gases ideales y la paradoja de Gibbs

**Energía libre de Gibbs para una mezcla de gases ideales**

Relación de Gibbs-Duhem

Ejemplos de potenciales químicos

Regla de las fases de Gibbs

Resumen

## Energía libre de Gibbs

La entalpía y la entropía de 1 mol de gas ideal a temperatura  $T$  y presión  $P$  son:

$$h = \int c_P dT + h_0$$
$$s = \int c_P \frac{dT}{T} + s_0 - R \ln P$$

Entonces  $g = h - Ts$  es

$$g = h_0 + \int c_P dT - T \int c_P \frac{dT}{T} - Ts_0 + RT \ln P$$

# Energía libre de Gibbs

Integrando por partes podemos escribir

$$\begin{aligned}\int c_P dT - T \int c_P \frac{dT}{T} &= -T \int \frac{\int c_P dT}{T^2} dT \\ g &= h_0 - T \int \frac{\int c_P dT}{T^2} dT - Ts_0 + RT \ln P \\ &= RT \left( \frac{h_0}{RT} - \frac{1}{R} \int \frac{\int c_P dT}{T^2} dT - \frac{s_0}{R} + \ln P \right)\end{aligned}$$

Definimos:

$$\phi(T) = \frac{h_0}{RT} - \frac{1}{R} \int \frac{\int c_P dT}{T^2} dT - \frac{s_0}{R}$$

$$g = RT(\phi(T) + \ln P)$$

## Energía libre de Gibbs en el proceso de difusión

Consideremos de nuevo el sistema de varios gases ideales inertes, todos separados, todos al mismo  $T$  y  $P$ . Hay  $n_j$  moles del gas  $B_j$ . La energía libre de Gibbs inicial:

$$G_i = \sum n_j g_j = RT \sum n_j (\phi_j + \ln P)$$

Para escribir la energía libre final después del proceso de mezcla solamente hay que reemplazar  $P$  por  $p_j$  (todos los gases tienen la misma presión antes y después de mezclarse):

$$G_f = RT \sum n_j (\phi_j + \ln p_j) = RT \sum n_j (\phi_j + \ln P + \ln x_j)$$

Por lo tanto  $G_f - G_i = RT \sum n_j \ln x_j$ , y vemos que  $\Delta G < 0$  para el proceso.



Conceptos en esta clase

Definición del potencial químico

La ley de Dalton

Entropía de una mezcla de gases ideales y la paradoja de Gibbs

Energía libre de Gibbs para una mezcla de gases ideales

**Relación de Gibbs-Duhem**

Ejemplos de potenciales químicos

Regla de las fases de Gibbs

Resumen

## Relación entre la energía libre de Gibbs y el potencial químico

Consideremos una fase a  $T$  y  $P$  constantes, donde todos los constituyentes están aumentados en la misma proporción.  $G$  es una cantidad extensiva, así que también aumentará en la misma proporción.

$$dn_1 = n_1 d\lambda, \quad dn_2 = n_2 d\lambda, \quad \dots, \quad dn_c = n_c d\lambda$$

y el cambio correspondiente en  $G$  es

$$dG = G d\lambda$$

## Relación entre la energía libre de Gibbs y el potencial químico

$$dG_{T,P} = \mu_1 dn_1 + \mu_2 dn_2 + \cdots + \mu_c dn_c$$

$$Gd\lambda = \mu_1 n_1 d\lambda + \mu_2 n_2 d\lambda + \cdots + \mu_c n_c d\lambda$$

Entonces

$$G = \mu_1 n_1 + \mu_2 n_2 + \cdots + \mu_c n_c = \sum \mu_j n_j$$

## Relación de Gibbs-Duhem

$$G = \mu_1 n_1 + \mu_2 n_2 + \cdots + \mu_c n_c = \sum \mu_j n_j$$

$$G - \sum \mu_j n_j = 0$$

$$dG - \sum n_j d\mu_j - \sum \mu_j dn_j = VdP - SdT - \sum n_j d\mu_j = 0$$

Esta es la **relación de Gibbs-Duhem**.

Conceptos en esta clase

Definición del potencial químico

La ley de Dalton

Entropía de una mezcla de gases ideales y la paradoja de Gibbs

Energía libre de Gibbs para una mezcla de gases ideales

Relación de Gibbs-Duhem

**Ejemplos de potenciales químicos**

Regla de las fases de Gibbs

Resumen

$$G = \mu n \quad \Rightarrow \quad \mu(T, P) = g(T, P)$$

## Fase compuesta de una mezcla de gases ideales

$$G = RT \sum n_j (\phi_j + \ln P + \ln x_j)$$

Ya que  $G = \sum n_j \mu_j$  tenemos

$$\mu_j = RT(\phi_j + \ln P + \ln x_j) = RT(\phi_j + \ln p_j) = g_j + RT \ln x_j$$

## Fase que consiste en una disolución ideal

Se define una **disolución ideal** como una en la cual el potencial químico de cada constituyente tiene la forma

$$\mu_j = g_j + RT \ln x_j$$

donde  $g_j$  es la función de Gibbs para el constituyente  $j$  en su estado puro.



## Fase que consiste en una dilución

Si la fracción molar del disolvente  $x_0$  es mucho mayor que las fracciones molares de los solutos  $x_1, x_2, \dots$  se puede demostrar que para el disolvente

$$\mu_0 = g_0 + RT \ln x_0$$

donde  $g_0$  es la función de Gibbs para el disolvente en su estado puro. Para cualquier de los solutos

$$\mu_j = g_{0j} + RT \ln x_j$$

donde  $g_{0j} = g_{0j}(T, P)$  y depende de la naturaleza del disolvente y el soluto.

Conceptos en esta clase

Definición del potencial químico

La ley de Dalton

Entropía de una mezcla de gases ideales y la paradoja de Gibbs

Energía libre de Gibbs para una mezcla de gases ideales

Relación de Gibbs-Duhem

Ejemplos de potenciales químicos

**Regla de las fases de Gibbs**

Resumen

## Regla de las fases de Gibbs

$$L = C - F + 2$$

- $L$ : número de grados de libertad (variables termodinámicas independientes)
- $F$ : número de fases en equilibrio
- $C$ : número de componentes químicos

## Regla de las fases de Gibbs

$$L = C - F + 2$$

Justificación:

- La composición de cada fase está determinada por  $C - 1$  fracciones molares.
- Así que hay  $(C - 1)F + 2$  variables (las dos extras son  $T$  y  $P$ ).
- Hay  $C(F - 1)$  ligaduras, ya que el potencial químico de cada componente debe ser igual en todas las fases.
- $L = (C - 1)F + 2 - C(F - 1) = C - F + 2$ .

Conceptos en esta clase

Definición del potencial químico

La ley de Dalton

Entropía de una mezcla de gases ideales y la paradoja de Gibbs

Energía libre de Gibbs para una mezcla de gases ideales

Relación de Gibbs-Duhem

Ejemplos de potenciales químicos

Regla de las fases de Gibbs

Resumen

- El potencial químico  $\mu$  es una nueva variable termodinámica que necesitamos para describir sistemas abiertos.
- La materia (partículas) fluye de regiones de mayor potencial químico hacia regiones de menor potencial químico.
- De la relación entre  $G$  y  $\mu$ , también interpretamos  $\mu$  como el costo en energía para agregar más de la sustancia al sistema.
- La regla de las fases de Gibbs determina el número de grados de libertad del sistema según el número de componentes químicos y fases.