

- Suponemos que tenemos una sustancia homogénea en equilibrio, dividida en dos partes iguales A y B . En la clase vimos que, por consideración de la expansión de parte A , y la compresión de parte B (con volumen total constante) y el hecho que U está en su mínimo en equilibrio, podemos probar que

$$K_s > 0.$$

- Demostrar, por consideración de un aumento de la entropía de parte A y una disminución de la entropía de parte B (con entropía total constante, y volumen constante) se puede obtener

$$C_V > 0$$

- Demostrar que $C_P > 0$ por el uso de H en vez de U .
 - Demostrar que $K > 0$ por el uso de F en vez de U .
- En la clase vimos gráficos de $g(T)$ y $s(T)$ para la transición de la fase sólida a la fase líquida en un proceso a presión constante. Ahora, hacemos la misma análisis para la transición **líquido a sólido** a temperatura constante (suponiendo que la línea de transición líquido-sólido en el diagrama $P - T$ tiene una pendiente positiva).
 - Dibujar las líneas de $g(P)$ para cada fase durante la transición desde la fase líquida a la fase sólida. Justificar sus formas matemáticamente (es decir, sus pendientes y cual de las fases tiene la mayor valor de g).
 - Demostrar que hay una discontinuidad en la función $g(P)$ en el valor de presión donde la transición de fase ocurre. Justificar la respuesta matemáticamente.
 - Dibujar la función $v(P)$ (volumen específico como función de presión).
 - Probar que $C_P \rightarrow 0$ cuando $T \rightarrow 0$.
 - Calcular ΔS entre el cero absoluto y un valor finito de T para un gas ideal. ¿Qué implica este resultado?
 - Demostrar que $\kappa_1 \neq \kappa_2$ para una transición de fase de segundo orden, donde $\kappa = -(1/v)(\partial v/\partial P)_T$.
 - Demostrar que el potencial químico molar de un gas ideal a temperatura T está dado por

$$\mu = RT \ln(P/P_0) + \mu_0$$

donde $\mu_0 = \mu(T, P_0)$. A temperatura y presión estandar (0°C y 10^5 Pa) CO_2 diluido tiene $\mu_0 = 394\text{kJ/mol}$ en el aire y $\mu_0 = 386\text{kJ/mol}$ en el agua. Si la atmósfera contiene 0,04% de CO_2 , estimar la concentración de CO_2 disuelto en el océano.

- Un volumen V se halla dividido en dos partes por un tabique diatérmico sin rozamiento. Existen n_A moles de un gas ideal A a un lado del tabique y n_B moles de un gas ideal B al otro lado.
 - Calcular la variación de entropía del sistema que tiene lugar cuando se quita el tabique (no hay reacciones químicas entre los gases).
 - Cuando las propiedades del gas A se aproximan a las del gas B , la entropía de la mezcla parece permanecer invariable. Con todo, sabemos que si el gas A y el gas B son idénticos no puede haber variación de entropía cuando se quita el tabique. Esta es la paradoja de Gibbs. ¿Sabría explicarla?