

El calor suministrado (positivo) a un sistema es igual a la variación de la energía interna del sistema más el trabajo de expansión.

Energía interna U es la suma de todas las energías almacenadas en el sistema: cinética, potencial, de rotación, de vibración... de átomos y moléculas.

$$\text{Trabajo de expansión del sistema: } W_{\text{exp}} = \int P \, dV \Rightarrow \begin{cases} T = \text{cte} \Rightarrow W = nRT \ln \left[\frac{V_2}{V_1} \right]. \\ P = \text{cte} \Rightarrow W = P \Delta V \end{cases}$$

Para una reacción donde varía el número de moles: $W = P \Delta V = \Delta n RT$

Entalpía: $H = U + W_{\text{exp}}$. Es una función de estado, es decir no depende del camino recorrido si no solo del estado inicial y final.

$$\left. \begin{array}{l} P = \text{cte} \Rightarrow q_p = \Delta H \\ V = \text{cte} \Rightarrow q_v = \Delta U \end{array} \right\} \Rightarrow \Delta H = \Delta U + \Delta n RT$$

Convenio de signos:

- si damos calor al sistema: $q < 0$
- si el sistema libera calor: $q > 0$
- si se produce una compresión: $W_{\text{exp}} < 0$
- si se produce una expansión: $W_{\text{exp}} > 0$

Ley de Hess: cuando una reacción se puede expresar como suma algebraica de otras reacciones, su energía es igual a la misma combinación entre las energías de las reacciones que han dado lugar a la primera reacción.

Entropía: es una magnitud que nos mide el grado de desorden de un sistema. La variación de la entropía se mide por el cociente entre el calor puesto en juego (a temperatura constante) y la temperatura en grados kelvin. $\Delta S = \frac{Q_{\text{rev}}}{T}$.

Energía libre de Gibbs: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$. Es una medida de la espontaneidad. Todo proceso espontáneo tiene una variación de energía libre negativa.

Energía de enlace o entalpía de enlace es el flujo de calor cuando se rompe un mol de enlaces en estado gaseoso a presión constante.

$$\Delta H_{\text{reaccion}} = \sum \text{Enlaces rotos} - \sum \text{Enlaces formados}$$