


CONCEPTOS DE TERMODINÁMICA

CONCEPTO	FÓRMULA	SIGNIFICADO DE LOS SÍMBOLOS	INFORMACIÓN
Equivalente entre W y Q	$1 \text{ cal} = 4,184 \text{ J} \approx 4,18 \text{ J}$ $1 \text{ J} = 0,239 \text{ cal} \approx 0,24 \text{ cal}$	W: Trabajo Q: Calor cal : caloría J: julio	1 cal es la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de 1 g de agua 1°C. Q y W son dos formas de transferir energía a un sistema.
Principio cero de la Termodinámica	Dos cuerpos alcanzan el equilibrio térmico: $T_1 = T_2 = T$ $Q_1 = - Q_2$	Q_1 = Calor que transfiere el cuerpo 1 Q_2 = Calor que transfiere el cuerpo 2 T_1 = Temperatura del cuerpo 1 T_2 = Temperatura del cuerpo 2	El principio cero de la termodinámica dice que si se pone un objeto con cierta temperatura en contacto con otro a una temperatura distinta, ambos intercambian calor hasta que sus temperaturas se igualan.
Calor con cambio de temperatura	$C = \frac{Q}{\Delta T}$ $Q = m \cdot c \cdot \Delta T$	C: Capacidad calorífica ($\text{cal} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$) Q: calor transferido en el cambio de temperatura (cal) m: masa (g) c: calor específico ($\text{cal} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$) ΔT : incremento de temperatura ($^\circ\text{C}$)	Calcula el calor necesario para que una sustancia cambie de temperatura.
Calor con cambio de fase	$Q = m \cdot L$	Q: calor transferido en el cambio de estado (cal) m: masa (g) L: calor latente de cambio de estado ($\text{cal} \cdot \text{g}^{-1}$)	Calcula el calor necesario para que una sustancia cambie de estado.
Definición de trabajo	$W = -p \cdot \Delta V$	W : Trabajo p : presión ΔV : Incremento de volumen	Calcula el trabajo puesto en juego cuando cambia el volumen en un gas. Si el volumen del gas aumenta se considera el trabajo negativo y si el volumen disminuye el trabajo es positivo.
1er Principio de la Termodinámica	$\Delta U = Q + W$ ΔU : Incremento de energía interna Q : Calor W : Trabajo		Si el calor es absorbido por el sistema se considera positivo y si el calor se cede al entorno se considera negativo. La energía interna (U) es función de la temperatura.
Procesos adiabáticos (Q=0)	$\Delta U = W$	ΔU = Incremento de energía interna W = Trabajo transferido	Si no hay transferencia de calor, la variación de la energía interna corresponde con el trabajo.
Procesos isócoros (V constante)	$\Delta U = Q_v$ $\Delta U = m \cdot c_v \cdot \Delta T$	Q_v : Calor a volumen constante c_v : calor específico a volumen constante.	Si el volumen es constante, entonces $W = 0$

Procesos isóbaros (P constante)	$\Delta U = Q + W$ $U_2 - U_1 = Q - p \cdot \Delta V$ $Q = U_2 - U_1 + p \cdot (V_2 - V_1)$ $Q = (U_2 + p \cdot V_2) - (U_1 + p \cdot V_1)$ $Q = H_2 - H_1$ $Q = \Delta H$	ΔH : Incremento de entalpía T : Temperatura absoluta $\Delta H = Q_p = \text{Calor a presión constante}$	La entalpía es el calor de reacción a presión constante. $H = U + p \cdot V$
Procesos isotérmicos (T constante)	$\Delta U = 0$ $Q = -W$	Q : Calor W : Trabajo	Si la temperatura es constante entonces $\Delta U = 0$
Calores específicos molares de los gases ideales	$W = -p \cdot \Delta V = -n \cdot R \cdot \Delta T$ $\Delta U = Q_p + W$ $Q_p = \Delta U - W$ $n \cdot c_p \cdot \Delta T = n \cdot c_v \cdot \Delta T + n \cdot R \cdot \Delta T$ $c_p = c_v + R$	c_p : calor específico molar a presión constante. c_v : calor específico molar a volumen constante. R : Constante de los gases perfectos (8,31 Jmol ⁻¹ K ⁻¹) T : Temperatura absoluta $\Delta H = Q_p = \text{Calor a presión constante}$	$c_p = c_v + R$ relaciona el calor específico molar a presión constante y el calor específico molar a volumen constante.
Máquinas térmicas	$\Delta U = 0$ $W = Q_c - Q_f$ $e = \frac{W}{Q_c} = \frac{Q_c - Q_f}{Q_c} = 1 - \frac{Q_f}{Q_c}$ $e = 1 - \frac{T_f}{T_c}$	Q_c = Calor transferido con el foco caliente. Q_f = Calor transferido con el foco frío. e : eficacia térmica o rendimiento térmico (η). T_c = Temperatura del foco caliente. T_f = Temperatura del foco frío.	La sustancia de trabajo realiza un proceso cíclico ($\Delta U = 0$)
Todo el trabajo mecánico puede convertirse en calor, pero no todo el calor puede convertirse en trabajo mecánico. No es posible ningún proceso que, absorbiendo una cantidad de calor, realice una cantidad igual de trabajo. No es posible proceso alguno cuyo único resultado sea transferir calor desde un cuerpo frío a otro más caliente.			
Definición de entropía	$\Delta S = \frac{Q_{reversible}}{T}$	ΔS : Incremento de entropía (J · K ⁻¹) $Q_{reversible}$: Calor intercambiado si el proceso fuese reversible (J) T : Temperatura absoluta a la que se realiza el proceso (K)	La entropía, S, es la medida del grado de desorden de un sistema; cuanto mayor es el desorden de un sistema, mayor es su entropía.
2º Principio de la Termodinámica	$\Delta S_{universo} = \Delta S_{sistema} + \Delta S_{entorno} > 0$	$\Delta S_{universo}$, $\Delta S_{sistema}$, $\Delta S_{entorno}$: Incremento de la entropía en el universo, en el sistema y en el entorno.	Un sistema evoluciona de forma espontánea si la entropía del universo aumenta con esa transformación.
3er Principio de la Termodinámica	$S_{T=0K} = 0$	$S_{T=0K}$: Entropía de un cristal perfecto a cero grados Kelvin.	Cristal perfecto se considera cuando las partículas de una sustancia están perfectamente ordenadas.