

Termodinámica

Escalas de temperaturas	
C (Celsius o centígrada), F (Fahrenheit), R (Reamur), K (Kelvin, absoluta)	$C / 5 = (F - 32) / 9 = R / 4$ $K = C + 273.15$ (usualmente tomamos 273)
	$0^\circ C = 0^\circ R = 32^\circ F$ $100^\circ C = 80^\circ R = 212^\circ F$
Coeficientes	
Coeficiente de dilatación	$\alpha = [(\partial V / \partial T)_p] / V$ para un gas ideal: $\alpha = 1 / T$
Coeficiente de compresibilidad isoterma	$\kappa = - [(\partial V / \partial P)_T] / V$ para un gas ideal: $\kappa = 1 / P$
Coeficiente piezométrico	$\beta = [(\partial P / \partial T)_v] / P$ para un gas ideal: $\beta = 1 / T$
Coeficiente de dilatación lineal	$\alpha = [(\partial L / \partial T)_\tau] / L$
Módulo de Young	$Y = [(\partial \tau / \partial L)_r] / S$
Ecuación de estado	
Relación entre P, T y V	$P = P(V, T)$ $T = T(P, V)$ $V = V(P, T)$
Gas ideal	Una gas es perfecto cuando obedece la ley de los gases perfectos. A presiones moderadas y a temperaturas no demasiado bajas, todos los gases químicamente estables se comportan como gases perfectos.
	$P V = n R T = (m / M) R T = N k T$ donde m es la masa y M el peso molecular, k es la constante de Boltzman y N el número de moléculas
	$R = N_A k$ N_A es el número de Avogadro
Ecuación de Van der Waals (para n moles)	$(P + a n^2 / V^2) (V - b n) = n R T$ donde b es el volumen de un mol de moléculas de gas $a n^2 / V^2$ se debe a la atracción que las moléculas del gas ejercen entre sí
Ecuación de Berthelot	$[P + a / (T v^2)] (V - b) = R T$
Ecuación de Dieterici	$p (v - b) = R T \exp [- a / (R T v)]$
Punto crítico	
Temperatura crítica	La temperatura T_c para la cual y por encima de la cual es imposible la condensación de un gas por compresión. La isoterma $T = T_c$ presenta un punto de inflexión, denominado punto crítico.
Punto crítico	$d^2P / dV^2 = dP / dV = 0$ (en $T = T_c$)
Volumen crítico	$V_c = 3 b n$
Presión crítica	$P_c = a / (27 b^2)$
Temperatura crítica	$T_c = 8 a / (27 b R)$
	$P_c V_c = (3/8) n R T_c$

Principio de calorimetría					
Principio de calorimetría	Q cedido (por el cuerpo de mayor temperatura) = Q absorbido (por el de menor temperatura) ambos calor expresados en valor absoluto				
Calor específico	Cantidad de calor que hay que suministrar a un gramo de masa de esa sustancia para elevar 1° C su temperatura $C_e = \Delta Q / [m \Delta T]$ Para el agua vale: $C_e = 1 \text{ cal} / (\text{g } ^\circ\text{C}) = 4,184 \text{ J} / (\text{kg K})$ Para el hielo vale: $C_e = 0,5 \text{ cal} / (\text{g } ^\circ\text{C}) = 2,092 \text{ J} / (\text{kg K})$				
Capacidad calorífica	Cantidad de calor que hay que suministrar al cuerpo para elevar 1 °C su temperatura. $C = m C_e$ (donde m es la masa del cuerpo)				
Calor latente de fusión de un sólido	Cantidad de calor necesaria para fundir un gramo de sólido a temperatura constante. $Q = m l_f$ Coincide con el calor desprendido al solidificarse. Para el hielo a 0 °C vale 80 cal / g				
Calor latente de vaporización de un líquido	Cantidad de calor necesaria para vaporizar un gramo de líquido a temperatura constante. $Q = m l_v$ Para el agua a 100 °C vale 539 cal / g				
Primer Principio de la Termodinámica					
$dU = \delta Q + \delta W$	U: energía interna; Q: calor; W: trabajo				
$\delta W = - P dV$	- : lo que sale del sistema + : lo que entra al sistema				
También podemos considerar, con el criterio de signos adecuado, $dU = \delta Q - \delta W$. En este caso, $\delta W = P dV$ $dU = \delta Q - P dV$ Adoptando este último criterio tendremos:					
<ul style="list-style-type: none"> • Criterio de signos para el calor: <ul style="list-style-type: none"> ○ El calor es positivo si el sistema lo recibe del ambiente (el sistema gana calor) ○ El calor es negativo si el sistema lo cede al ambiente (pierde calor) • Criterio de signos para el trabajo: <ul style="list-style-type: none"> ○ El trabajo es positivo si lo realiza el sistema contra el ambiente (el sistema se expande) ○ El trabajo es negativo si el ambiente realiza el trabajo sobre el sistema (el sistema se contrae) 					
Expansión isoterma ($T = \text{cte}$)	$W = n R T \ln (V_2 / V_1)$ $\Delta U = 0$ (para un gas ideal) $\Delta H = 0$				
Proceso isócoro ($V = \text{cte}$)	$W = 0$ $Q = \Delta U = n C_v \Delta T$ $\Delta H = n C_p \Delta T$				
Proceso isóbaro ($P = \text{cte}$)	$W = P (V_2 - V_1)$ $Q = \Delta H = \int C_p dT = C_p \Delta T$ (si C_p es cte); para n moles: $Q = n C_p \Delta T$ $\Delta U = n C_v \Delta T$				
Calor específico a volumen constante	$C_v = (\delta Q / dT)_v = (\partial U / \partial T)_v$				
Calor específico a presión constante	$C_p = (\delta Q / dT)_p$				
(Gas ideal)	W	ΔU	Q	ΔH	ΔS
Isóbaro	$P (V_2 - V_1)$	$n C_v \Delta T$	$n C_p \Delta T$	$n C_p \Delta T$	$n C_p \ln T_2 / T_1$
Isócoro	0	$n C_v \Delta T$	$n C_v \Delta T$	$n C_p \Delta T$	$n C_v \ln T_2 / T_1$

Isotermo	$n R T \ln (V_2 / V_1)$	0	$n R T \ln (V_2 / V_1)$	0	$n R \ln V_2 / V_1$
Adiabático $P V^\gamma = \text{cte}$	$[P_1 V_1 - P_2 V_2] / [\gamma - 1]$	$- [P_1 V_1 - P_2 V_2] / [\gamma - 1]$	0	$n C_p \Delta T$	0
Politrópico $P V^k = \text{cte}$	$[P_1 V_1 - P_2 V_2] / [k - 1]$	$n C_v \Delta T$	$\Delta U + W$	$n C_p \Delta T$	

Gas perfecto

Ecuación de estado	$P V = n R T$
Energía interna	$U = U (T)$ $H = H (T)$
Ecuación de Mayer	$C_p = C_v + R$
gas monoatómico	$C_v = 3 R / 2$; $C_p = 5 R / 2$; $\gamma = 5/3 = 1.67$
gas diatómico	$C_v = 5 R / 2$; $C_p = 7 R / 2$; $\gamma = 7/5 = 1.40$
Proceso adiabático $\delta Q = 0$	$P V^\gamma = \text{cte}$; $T V^{\gamma-1} = \text{cte}$; $T P^{(1-\gamma)/\gamma} = \text{cte}$ donde $\gamma = C_p / C_v > 1$ es el coeficiente adiabático $C_p = \gamma R / (\gamma - 1)$ $C_v = R / (\gamma - 1)$ $W = [P_1 V_1 - P_2 V_2] / [\gamma - 1]$
La pendiente de una adiabática ($P V^\gamma = \text{cte}$) es mayor que la de la isoterma ($P V = \text{cte}$)	
Proceso politrópico	$P V^k = \text{cte}$ donde k es el índice de politropía
$F = U - T S$	$G = H - T S$
Energía cinética media de las moléculas de un gas	$E = 3 k T / 2$ donde k es la constante de Boltzmann
Temperatura absoluta de un gas	Es la energía media por molécula

Segundo Principio de la Termodinámica

	$\Delta S = \int \delta Q / T$ (reversible)
Gas ideal (suponiendo C_v y C_p constantes)	$\Delta S = n [C_v \ln T_2 / T_1 + R \ln V_2 / V_1]$
	$\Delta S = n [C_p \ln T_2 / T_1 - N R \ln P_2 / P_1]$
	$\Delta S = n [C_p \ln V_2 / V_1 + C_v \ln P_2 / P_1]$
Proceso isóbaro ($P = \text{cte}$)	$\Delta S = \int C_p dT / T$
Proceso isotermo ($T = \text{cte}$)	$\Delta S = Q / T$
Proceso isócoro ($V = \text{cte}$)	$\Delta S = \int C_v dT / T$
Proceso adiabático o isoentrópico	$\Delta S = 0$

La entropía está relacionada con la probabilidad			
Entropía de un gas ideal		$S(T, V) = n C_v \ln T + n R \ln V + S_0$	
Potencial		Variables independientes	Diferencial
energía interna	U	S, V	$dU \leq T dS - p dV$
energía libre de Helmholtz	$F = U - T S$	T, V	$dF \leq -S dT - p dV$
entalpía	$H = U + p V$	S, p	$dH \leq T dS + V dp$
potencial o entalpía libre de Gibbs	$G = U - T S + p V$	T, p	$dG \leq -S dT + V dp$
Relación entre la energía interna y la ecuación de estado		$(\partial U / \partial V)_T = T (\partial P / \partial T)_V - P$	
		$C_p = C_v + T (\partial P / \partial T)_V (\partial V / \partial T)_P$	
		$C_p = C_v + \alpha^2 T V / \kappa$	
Capacidades caloríficas de los sólidos. Ley de Dulong y Petit	La mayoría de los sólidos tienen capacidades térmicas molares aproximadamente iguales a 3 R.		
Condiciones de validez del principio de equipartición	Si el espaciado de los niveles de energía es grande comparado con KT, la energía no puede transferirse por choques y el teorema de equipartición clásico no es válido.		
Máquinas térmicas			
Trabajo neto durante un ciclo	$W = W_1 - W_2 = Q_1 - Q_2$ donde W es el trabajo realizado, Q_1 el calor absorbido y Q_2 el calor cedido		
Rendimiento de una máquina térmica	$\eta = W / Q_1 = (Q_1 - Q_2) / Q_1 < 1$		
Ciclo de Carnot	Comprende cuatro procesos reversibles: 1. expansión isotérmica y reversible del gas 2. expansión adiabática y reversible del gas 3. compresión isoterma reversible del gas 4. compresión adiabática reversible del gas.		
	Rendimiento de una máquina de Carnot: $\eta = (T_1 - T_2) / T_1$ donde T_2 es la temperatura del foco frío		
1 atm l = 101,3 J (100 J aprox.)			
1 cal = 4,1845 J		1 J = 0,2389 cal	

$k = R / N_A$ $R = 0,082 \text{ atm l / (mol K)} = 8,3144 \text{ J / (mol K)} = 1,986 \text{ cal / (mol K)}$ $k \text{ (constante de Boltzman)} = 1,3806 \cdot 10^{-23} \text{ J / K}$ $N_A \text{ (número de Avogadro)} = 6.0221 \cdot 10^{23}$	
Condiciones normales de un gas	$P = 1 \text{ atm} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa} = 760 \text{ mm Hg}$ $T = 0 \text{ }^\circ\text{C} = 273,15 \text{ K}$
$[F] = [G] = [H] = J$	$[S] = \text{cal / K} \text{ ó } J / K$
Calor específico	$J / (\text{kg K})$

Academia Minas