

Equações principais

$$w = -P_{\text{ex}} \Delta V$$

(Trabalho de expansão irreversível de um gás)

$$w = -nRT \ln \frac{V_2}{V_1} = -nRT \ln \frac{P_1}{P_2}$$

(Trabalho de expansão isotérmica reversível de um gás ideal)

$$\Delta U = q + w$$

(Primeira lei da termodinâmica)

$$dU = \delta q + \delta w$$

(Primeira lei da termodinâmica)

$$H = U + PV$$

(Definição de entalpia)

$$C_V = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_V$$

(Capacidade calorífica a volume constante)

$$C_P = \left(\frac{\partial H}{\partial T} \right)_P$$

(Capacidade calorífica a pressão constante)

$$\Delta U = n\bar{C}_V \Delta T$$

(Variação na energia interna)

$$\Delta H = n\bar{C}_P \Delta T$$

(Variação na entalpia)

$$C_P - C_V = nR$$

(Diferença nas capacidades caloríficas de um gás ideal)

$$P_1 V_1^\gamma = P_2 V_2^\gamma$$

(Expansão reversível adiabática de um gás ideal)

$$\Delta_r H^\circ = \sum \nu \Delta_f \bar{H}^\circ (\text{produtos}) - \sum \nu \Delta_f \bar{H}^\circ (\text{reagentes})$$

(Entalpia-padrão de reação)

$$\Delta_r H_2 - \Delta_r H_1 = \Delta C_P (T_2 - T_1)$$

(Lei de Kirchhoff)

$$\Delta_r H^\circ = \sum \text{EL}(\text{reagentes}) - \sum \text{EL}(\text{produtos})$$

(Entalpia-padrão de reação)

Equações principais

$$S = k_B \ln W$$

(A equação de Boltzmann)

$$\Delta S = nR \ln \frac{V_2}{V_1}$$

(Variação de entropia em virtude da expansão isotérmica de um gás)

$$\Delta S = \frac{q_{\text{rev}}}{T}$$

(Definição termodinâmica de entropia)

$$dS = \frac{dq_{\text{rev}}}{T}$$

(Definição termodinâmica de entropia)

$$\text{eficiência} = \frac{T_2 - T_1}{T_2} = 1 - \frac{T_1}{T_2}$$

(Eficiência termodinâmica)

$$\Delta S_{\text{univ}} = \Delta S_{\text{sis}} + \Delta S_{\text{viz}} \geq 0$$

(Segunda lei da termodinâmica)

$$\Delta_{\text{mis}} S = -R(n_A \ln x_A + n_B \ln x_B)$$

(Variação da entropia em virtude da mistura isotérmica)

$$\Delta_{\text{fus}} S = \frac{\Delta_{\text{fus}} H}{T_f}$$

(Variação da entropia em virtude da fusão)

$$\Delta_{\text{vap}} S = \frac{\Delta_{\text{vap}} H}{T_{\text{eb}}}$$

(Variação da entropia em virtude da vaporização)

$$\Delta S = S_2 - S_1 = n\bar{C}_P \ln \frac{T_2}{T_1}$$

(Variação da entropia em virtude do aquecimento a pressão constante)

$$\Delta S = S_T - S_0 = \int_0^T \frac{C_P}{T} dT$$

(Entropia da terceira lei)

$$\Delta_r S^\circ = \sum \nu \bar{S}^\circ (\text{produtos}) - \sum \nu \bar{S}^\circ (\text{reagentes})$$

(Entropia-padrão de reação)

$G = H - TS$	(Definição de energia de Gibbs)
$dG_{\text{sis}} \leq 0$	(A T e P constantes)
$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$	(A T e P constantes)
$A = U - TS$	(Definição de energia de Helmholtz)
$dA_{\text{sis}} \leq 0$	(A T e V constantes)
$\Delta A = \Delta U - T\Delta S$	(A T e V constantes)
$\Delta A = w_{\text{rev}}$	(Relacionando ΔA ao trabalho máximo)
$dU = TdS - PdV$	(Combinando a primeira e a segunda leis da termodinâmica)
$dG = VdP - SdT$	(Dependência de G com T e P)
$\Delta G = w_{\text{el, máx}}$	(Relacionando ΔG ao trabalho elétrico)
$\Delta_r G^\circ = \sum \nu \Delta_f \bar{G}^\circ (\text{produtos}) - \sum \nu \Delta_f \bar{G}^\circ (\text{reagentes})$	(Variação da energia de Gibbs-padrão de uma reação)
$\left[\frac{\partial \left(\frac{\Delta G}{T} \right)}{\partial T} \right]_P = -\frac{\Delta H}{T^2}$	(Equação de Gibbs-Helmholtz)
$\Delta G = nRT \ln \frac{P_2}{P_1}$	(Variação em G como consequência de uma variação em P)
$\bar{G} = \bar{G}^\circ + RT \ln \frac{P}{1 \text{ bar}}$	(Energia de Gibbs molar de um gás)
$\frac{dP}{dT} = \frac{\Delta \bar{H}}{T\Delta \bar{V}}$	(Equação de Clapeyron)
$\ln \frac{P_2}{P_1} = \frac{\Delta \bar{H}}{R} \left(\frac{T_2 - T_1}{T_1 T_2} \right)$	(Equação de Clausius-Clapeyron)
$\ln P = -\frac{\Delta \bar{H}}{RT} + \text{constante}$	(Equação de Clausius-Clapeyron)
$f = c - p + 2$	(A regra das fases)
$f = \left(\frac{\partial U}{\partial l} \right)_T - T \left(\frac{\partial S}{\partial l} \right)_T$	(Força de restauração de um elástico distendido)

$V = n_1 \bar{V}_1 + n_2 \bar{V}_2$	(Volume de uma solução)
$\bar{G}_i = \mu_i = \left(\frac{\partial G}{\partial n_i} \right)_{T, P, n_j}$	(Definição de potencial químico)
$\Delta_{\text{mis}} G = nRT(x_1 \ln x_1 + x_2 \ln x_2)$	(Energia de Gibbs de mistura)
$\Delta_{\text{mis}} S = -nR(x_1 \ln x_1 + x_2 \ln x_2)$	(Entropia de mistura)
$P_1 = X_1 P_1^*$	(Lei de Raoult)
$\mu_1(l) = \mu_1^*(l) + RT \ln x_1$	(Potencial químico do solvente numa solução ideal)
$P_2 = Kx_2$	(Lei de Henry)
$P_2 = K'm$	(Lei de Henry)
$a_1 = \frac{P_1}{P_1^*}$	(Atividade do solvente)
$a_1 = \gamma_1 x_1$	(Definição de coeficiente de atividade)
$\mu_2(l) = \mu_2^\circ(l) + RT \ln a_2$	(Potencial químico do soluto numa solução real)
$\mu_2(l) = \mu_2^\circ(l) + RT \ln \frac{m_2}{m^\circ}$	(Potencial químico do soluto numa solução ideal)
$\Delta P = x_2 P_1^*$	(Abaixamento na pressão de vapor)
$\Delta T = K_{\text{eb}} m_2$	(Elevação no ponto de ebulição)
$\Delta T = K_c m_2$	(Abaixamento no ponto de congelamento)
$\pi = MRT$	(Pressão osmótica)