

- 7.25 A capacidade calorífica do óxido de chumbo sólido, PbO , é dada por:

$$\bar{C}_p(\text{J/K mol}) = 44,35 + 1,67 \times 10^{-3} T.$$

Calcule a variação de entalpia do PbO , se este for esfriado, a pressão constante, de 500 K para 300 K.

- 7.29 Do valor de $\bar{C}_p$ para o oxigênio dado na Tab. 7.1, calcule Q , W , ΔU e ΔH por mol de oxigênio para as seguintes mudanças de estado:

- $p = \text{constante}$, 100°C para 300°C ;
- $V = \text{constante}$, 100°C para 300°C .

- 7.30 O coeficiente de Joule-Thomson para um gás de van der Waals é dado por

$$\mu_{JT} = [(2a/RT) - b]/\bar{C}_p.$$

Calcule o valor de ΔH para a compressão isotérmica (300 K) de um mol de nitrogênio de 1 para 500 atm: $a = 0,136 \text{ m}^6 \text{ Pa mol}^{-2}$; $b = 0,0391 \text{ dm}^3/\text{mol}$.

- 7.31 O ponto de ebulição do nitrogênio é -196°C e $\bar{C}_p = \frac{7}{2}R$. As constantes de van der Waals e μ_{JT} são dadas no Probl. 7.30. Qual deverá ser a pressão inicial do nitrogênio se desejarmos uma queda de temperatura numa expansão Joule-Thomson de um único estágio de 25°C até seu ponto de ebulição? (A pressão final deve ser 1 atm.)

- 7.32 Repita o cálculo do Probl. 7.31 para a amônia: ponto de ebulição $= -34^\circ\text{C}$, $\bar{C}_p = 35,6 \text{ J/K mol}$, $a = 0,423 \text{ m}^6 \text{ Pa/mol}^2$ e $b = 0,037 \text{ dm}^3/\text{mol}$.

- 7.33 Pode-se mostrar que, para um gás de van der Waals, $(\partial U/\partial V)_T = a/\bar{V}^2$. Um mol de um gás de van der Waals a 20°C é expandido adiabaticamente e reversivelmente de $20,0 \text{ dm}^3$ para $60,0 \text{ dm}^3$; $\bar{C}_v = 4,79R$, $a = 0,556 \text{ m}^6 \text{ Pa mol}^{-2}$, $b = 64 \times 10^{-6} \text{ m}^3/\text{mol}$. Calcule Q , W , ΔU e ΔH .

- 7.34 Se um mol de um gás de van der Waals, para o qual pode-se mostrar que $(\partial U/\partial V)_T = a/\bar{V}^2$, for expandido isotermicamente de um volume igual a b , o volume líquido, para um volume de $20,0 \text{ l}$, calcule ΔU para a transformação; $a = 0,136 \text{ m}^6 \text{ Pa mol}^{-2}$ e $b = 0,0391 \text{ dm}^3/\text{mol}$.

- 7.35 Dos dados na Tab. A-V, calcule os valores de ΔH_{298}° para as seguintes reações:

- $2\text{O}_3(\text{g}) \rightarrow 3\text{O}_2(\text{g})$.
- $\text{H}_2\text{S}(\text{g}) + \frac{3}{2}\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{SO}_2(\text{g})$.
- $\text{TiO}_2(\text{s}) + 2\text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{TiCl}_4(\text{l}) + \text{O}_2(\text{g})$.
- $\text{C}(\text{grafita}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{CO}(\text{g})$.
- $\text{CO}(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}(\text{l})$.
- $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + 2\text{Al}(\text{s}) \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) + 2\text{Fe}(\text{s})$.
- $\text{NaOH}(\text{s}) + \text{HCl}(\text{g}) \rightarrow \text{NaCl}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$.
- $\text{CaC}_2(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s}) + \text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$.
- $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$.

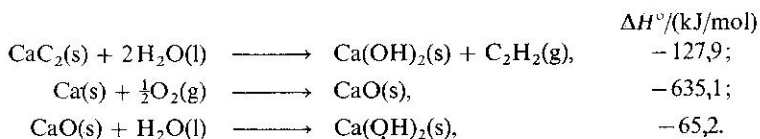
- 7.36 Assumindo que os gases são ideais, calcule ΔU_{298}° para cada uma das reações no Probl. 7.35.

- 7.37 A 25°C e 1 atm de pressão temos os dados:

Substância	$\text{H}_2(\text{g})$	$\text{C}(\text{grafita})$	$\text{C}_6\text{H}_6(\text{l})$	$\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$
$\Delta H_{\text{combustão}}^\circ/(\text{kJ/mol})$	-285,83	-393,51	-3267,62	-1299,58.

- Calcule o ΔH° de formação do benzeno líquido.
- Calcule o ΔH° para a reação $3\text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6(\text{l})$.

7.38 Para as seguintes reações a 25°C



O calor de combustão da grafita é - 393,51 kJ/mol e o do $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$ é - 1299,58 kJ/mol. Calcule o calor de formação do $\text{CaC}_2(\text{s})$ a 25°C.

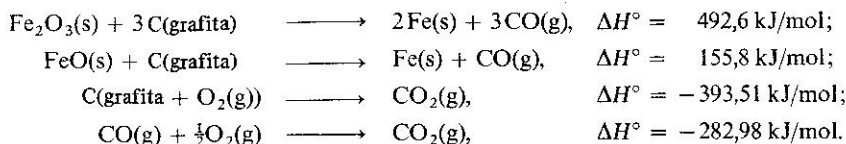
7.39 Uma amostra de sacarose, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, pesando 0,1265 g é queimada numa bomba calorimétrica. Depois da reação ter-se completado, determinou-se que, para produzir eletricamente o mesmo incremento de temperatura, foram gastos 2.082,3 Joules.

- Calcule o calor de combustão da sacarose.
- A partir do calor de combustão e dos dados na Tab. A-V, calcule o calor de formação da sacarose.
- Se o incremento de temperatura na experiência é de 1,743°C, qual é a capacidade calorífica do calorímetro e acessórios?

7.40 Queimando-se completamente 3,0539 g de álcool etílico líquido, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, a 25°C numa bomba calorimétrica, o calor liberado é igual a 90,447 kJ.

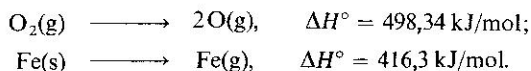
- Calcule o ΔH° molar da combustão do álcool etílico a 25°C.
- Se o ΔH_f° do $\text{CO}_2(\text{g})$ e do $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ são iguais a - 393,51 kJ/mol e - 285,83 kJ/mol, respectivamente, calcule o ΔH_f° do álcool etílico.

7.41 Dos seguintes dados a 25°C:



calcule o calor padrão de formação do $\text{FeO}(\text{s})$ e do $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$.

7.42 Sabe-se que a 25°C:



e $\Delta H_f^\circ(\text{FeO}, \text{s}) = - 272 \text{ kJ/mol}.$

- Calcule ΔH° a 25°C para a reação

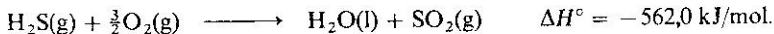
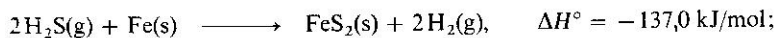


- Admitindo que os gases sejam ideais, calcule ΔU° para esta reação. (Esta quantidade trocada de sinal, isto é, + 933 kJ/mol, é a energia de coesão do cristal.)

7.43 A 25°C, temos as seguintes entalpias de formação:

Composto	$\text{SO}_2(\text{g})$	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
$\Delta H_f^\circ / (\text{kJ/mol})$	- 296,81	- 285,83

Para as reações a 25°C:

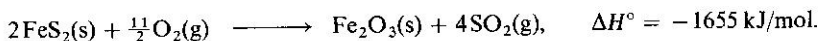


Calcule o calor de formação do $\text{H}_2\text{S(g)}$ e do $\text{FeS}_2\text{(s)}$.

7.44 A 25°C:

Substância	Fe(s)	FeS ₂ (s)	Fe ₂ O ₃ (s)	S(rômbico)	SO ₂ (g)
ΔH_f° /(kJ/mol)			-824,2		-296,81
$\bar{C}_p/R$	3,02	7,48		2,72	

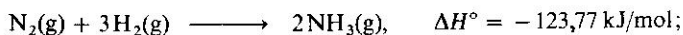
Para a reação:



Calcule ΔH_f° do $\text{FeS}_2\text{(s)}$ a 300°C.

- 7.45 a) Dos dados na Tab. A-V, calcule o calor de vaporização da água a 25°C.
 b) Calcule o trabalho produzido na vaporização de um mol de água a 25°C e sob pressão constante de 1 atm.
 c) Calcule o ΔU de vaporização da água a 25°C.
 d) Os valores de $\bar{C}_p$ (J/K mol) são: vapor d'água, 33,577; água líquida, 75,291. Calcule o calor de vaporização a 100°C.

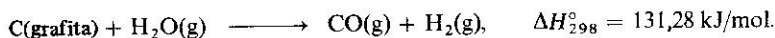
7.46 A 1000 K, a partir dos dados:



Substância	N ₂	H ₂	NH ₃
$\bar{C}_p/R$	3,502	3,466	4,217

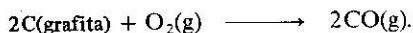
calcule o calor de formação do NH_3 a 300 K.

7.47 Para a reação:

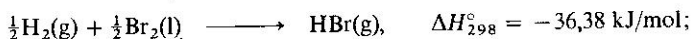


Os valores de $\bar{C}_p$ /(J/K mol) são: grafita, 8,53; $\text{H}_2\text{O(g)}$, 33,58; CO(g) , 29,12; $\text{H}_2\text{(g)}$, 28,82. Calcule o valor de ΔH° a 125°C.

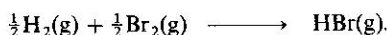
7.48 A partir dos dados nas Tabs. A-V e 7.1, calcule o ΔH_{1000}° para a reação



7.49 Dos valores de $\bar{C}_p$ dados na Tab. 7.1, e dos dados:



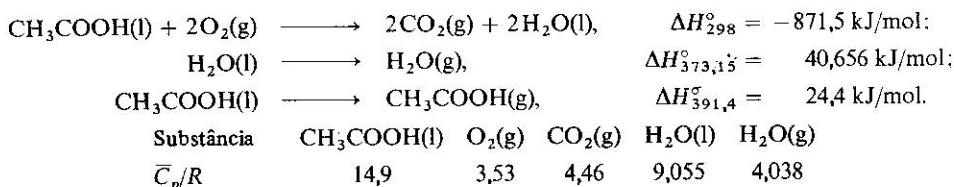
calcule ΔH_{1000}° para a reação



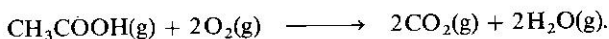
7.50 Usando os dados do Apêndice V e da Tab. 7.1, calcule o ΔH_{298}° e o ΔH_{1000}° para a reação:



7.51 Os dados são:



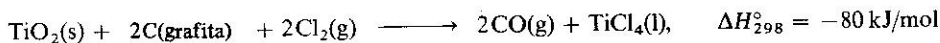
Calcule o $\Delta H_{391,4}^\circ$ para a reação:



7.52 Fornecidos os dados a 25°C:

Composto	$\text{TiO}_2(\text{s})$	$\text{Cl}_2(\text{g})$	$\text{C}(\text{grafita})$	$\text{CO}(\text{g})$	$\text{TiCl}_4(\text{l})$
$\Delta H_f^\circ/(\text{kJ/mol})$	-945			-110,5	
$\bar{C}_p^\circ/(\text{J/K mol})$	55,06	33,91	8,53	29,12	145,2

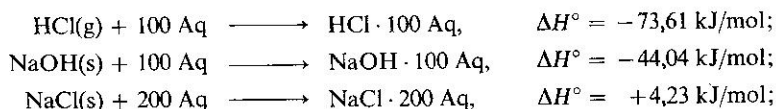
Para a reação:



a) Calcule o ΔH° para esta reação a 135,8°C, o ponto de ebulição do TiCl_4 .

b) Calcule o ΔH_f° para o $\text{TiCl}_4(\text{l})$ a 25°C.

7.53 A partir dos calores de solução a 25°C:



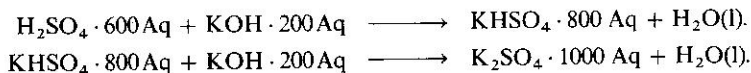
e dos calores de formação do $\text{HCl}(\text{g})$, $\text{NaOH}(\text{s})$, $\text{NaCl}(\text{s})$ e $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ da Tab. A-V, calcule ΔH° para a reação



7.54 Dos calores de formação a 25°C:

Solução	$\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 600 \text{ Aq}$	$\text{KOH} \cdot 200 \text{ Aq}$	$\text{KHSO}_4 \cdot 800 \text{ Aq}$	$\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot 1000 \text{ Aq}$
$\Delta H_f^\circ/(\text{kJ/mol})$	-890,98	-481,74	-1148,8	-1412,98

Calcule ΔH° para as reações:



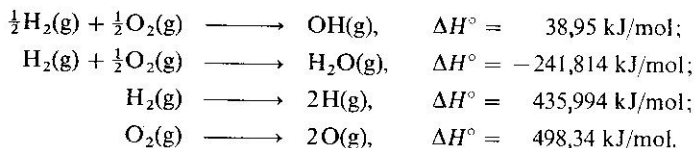
Use a Tab. A-V para o calor de formação da $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$.

7.55 Dos calores de formação a 25°C:

Solução	$\Delta H^\circ / (\text{kJ/mol})$	Solução	$\Delta H^\circ / (\text{kJ/mol})$
$\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{l})$	-813,99	$\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{Aq}$	-880,53
$\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 1\text{Aq}$	-841,79	$\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 20\text{Aq}$	-884,92
$\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 2\text{Aq}$	-855,44	$\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 100\text{Aq}$	-887,64
$\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 4\text{Aq}$	-867,88	$\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \infty \text{Aq}$	-909,27

Calcule o calor de solução do ácido sulfúrico para essas várias soluções e faça o gráfico de ΔH_s em função da fração molar da água em cada solução.

7.56 Dos seguintes dados a 25°C:



calcule ΔH° para

- $\text{OH}(\text{g}) \rightarrow \text{H}(\text{g}) + \text{O}(\text{g})$,
 - $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}(\text{g}) + \text{O}(\text{g})$,
 - $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{H}(\text{g}) + \text{OH}(\text{g})$.
- d) Admitindo que os gases sejam ideais, calcule os valores de ΔU° para estas três reações.

Nota: A variação de energia em (a) é chamada energia de ligação do radical OH; metade da variação de energia em (b) é a energia média da ligação O—H na água. A variação de energia em (c) é a energia de dissociação da ligação O—H na água.

7.57 Com os dados da Tab. A-V e os calores de formação a 25°C dos compostos gasosos:

Composto	SiF_4	SiCl_4	CF_4	NF_3	OF_2	HF
$\Delta H_f^\circ / (\text{kJ/mol})$	-1614,9	-657,0	-925	-125	-22	-271

Calcule as seguintes energias das ligações simples: Si—F; Si—Cl; C—F; N—F; O—F; H—F.

7.58 A partir dos dados na Tab. A-V, calcule a entalpia das ligações:

- ligação C—H no CH_4 ;
- ligação simples C—C no C_2H_6 ;
- ligação dupla $\text{C}=\text{C}$ no C_2H_4 ;
- ligação tripla $\text{C}\equiv\text{C}$ no C_2H_2 .

7.59 Usando os dados da Tab. A-V, calcule a entalpia média de ligação da ligação oxigênio-oxigênio no ozônio.

7.60 A temperatura adiabática de chama é a temperatura final alcançada por um sistema se um mol da substância é queimado adiabaticamente sob condições especificadas. Calcule a temperatura adiabática da chama do hidrogênio, usando os valores de $\bar{C}_p$ derivados dos valores de $\bar{C}_v$ da Tab. 4.3 e dos dados da Tab. A-V, quando queimado em (a) oxigênio e (b) ar. (c) Assuma que para o vapor d'água $\bar{C}_p/R = 4,0 + f(\theta_1/T) + f(\theta_2/T) + f(\theta_3/T)$, onde $f(\theta/T)$ é a função de Einstein, Eq. 4.88), e os valores de θ_1 , θ_2 e θ_3 estão na Tab. 4.4. Calcule a temperatura adiabática de chama no oxigênio usando esta expressão para C_p e compare-a com o resultado obtido em (a).

- 7.61 O calor de combustão do glicogênio é em torno de 476 kJ/mol de carbono. Assuma que a velocidade média de perda de calor num homem adulto é de 150 watts. Se assumirmos que todo este calor vem da oxidação do glicogênio, quantas unidades de glicogênio (1 mol de carbono por unidade) devem ser oxidadas por dia para fornecer esta perda de calor?
- 7.62 Considere uma sala de aula de aproximadamente 5 m × 10 m × 3 m. Inicialmente, $t = 20^\circ\text{C}$ e $p = 1$ atm. Há 50 pessoas na sala, cada uma perdendo energia para a sala a uma velocidade média de 150 watts. Assuma que as paredes, teto, chão e mobília estão perfeitamente isolados e não absorvem qualquer calor. Quanto tempo durará a prova de físico-química, se o professor concordar, inadvertidamente, em liberar a turma quando a temperatura do ar na sala atingir a temperatura do corpo, 37°C ? Para o ar, $\bar{C}_p = \frac{7}{2}R$. Deve-se negligenciar a perda de ar para fora ocorrida à medida que a temperatura sobe.
- 7.63 Estime a variação de entalpia para a água líquida, $\bar{V} = 18,0 \text{ cm}^3/\text{mol}$, se a pressão for aumentada de 10 atm a temperatura constante. Compare este valor com a variação de entalpia produzida por um aumento de 10°C na temperatura a pressão constante; $\bar{C}_p = 75,3 \text{ J/K mol}$.
- 7.64 Calcule a temperatura final do sistema se adicionarmos 20 g de gelo a -5°C a 100 g de água líquida a 21°C em um frasco de Dewar (uma garrafa térmica); para a transformação $\text{H}_2\text{O}(s) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(l)$; $\Delta H^\circ = -6009 \text{ J/mol}$.

$$\bar{C}_p(\text{H}_2\text{O}, s)/(\text{J/K mol}) = 37,7, \quad \bar{C}_p(\text{H}_2\text{O}, l)/(\text{J/K mol}) = 75,3.$$

- 7.65 A partir do princípio da equipartição e do primeiro princípio calcule γ para um gás ideal que seja (a) monoatômico, (b) diatômico e (c) triatômico não-linear; (d) compare os valores previstos pelo princípio da equipartição com os valores na Tab. 4.3 para (a) Ar, (b) N_2 e I_2 , (c) H_2O ; (e) assumindo a equipartição, qual o valor limite de γ à medida que o número de átomos na molécula torna-se muito grande?
- 7.66 Usando a Eq. (7.45) e a lei de Joule mostre que para o gás ideal $(\partial H/\partial p)_T = 0$.
- 7.67 A partir da lei dos gases ideais e da Eq. (7.57) obtenha as Eqs. (7.58) e (7.59).
- 7.68 Aplicando a Eq. (7.44) a uma transformação a volume constante mostre que

$$C_p - C_v = [V - (\partial H/\partial p)_T](\partial p/\partial T)_v.$$

APÊNDICE V

Propriedades Químicas Termodinâmicas a 298,15 K

Tab. AV.1

Substância	$\Delta H_f^\circ / \text{kJ mol}^{-1}$	$\Delta G_f^\circ / \text{kJ mol}^{-1}$	$S^\circ / \text{J K}^{-1} \text{mol}^{-1}$	$C_p^\circ / \text{J K}^{-1} \text{mol}^{-1}$
O(g)	249,17	231,75	160,946	21,91
O ₂ (g)	0	0	205,037	29,35
O ₃ (g)	142,7	163,2	238,82	39,20
H(g)	217,997	203,26	114,604	20,786
H ₂ (g)	0	0	130,570	28,82
OH(g)	38,95	34,23	183,64	29,89
H ₂ O(l)	-285,830	-237,178	69,950	75,291
H ₂ O(g)	-241,814	-228,589	188,724	33,577
H ₂ O ₂ (l)	-187,78	-120,42	109,6	89,1
F(g)	79,39	61,92	158,640	22,74
F ₂ (g)	0	0	202,685	31,30
HF(g)	-273,30	-275,40	173,665	29,13
Cl(g)	121,302	105,70	165,076	21,84
Cl ₂ (g)	0	0	222,965	33,91
HCl(g)	-92,31	-95,299	186,786	29,1
Br(g)	111,86	82,429	174,904	20,79
Br ₂ (l)	0	0	152,210	75,69
Br ₂ (g)	30,91	3,14	245,350	36,02
HBr(g)	-36,38	-53,43	198,585	29,14
I(g)	106,762	70,28	180,673	20,79
I ₂ (c)	0	0	116,139	54,44
I ₂ (g)	62,421	19,36	260,567	36,9
HI(g)	26,36	1,72	206,480	29,16
S(c, rômico)	0	0	32,054	22,6
S(c, monoclínico)	0,33			
S(g)	276,98	238,27	167,715	23,67
SO ₂ (g)	-296,81	-300,19	248,11	39,9
SO ₃ (g)	-395,7	-371,1	256,6	50,7
H ₂ S(g)	-20,6	-33,6	205,7	34,2
H ₂ SO ₄ (l)	-813,99	-690,10	156,90	138,9
N(g)	472,68	455,57	153,189	20,79
N ₂ (g)	0	0	191,502	29,12
NO(g)	90,25	86,57	210,65	29,84
NO ₂ (g)	33,18	51,30	240,0	37,2
N ₂ O(g)	82,0	104,2	219,7	38,45
N ₂ O ₃ (g)	83,7	139,4	312,2	65,6
N ₂ O ₄ (g)	9,16	97,8	304,2	77,3

Tab. AV.1 (Continuação)

Substância	$\Delta H_f^\circ / \text{kJ mol}^{-1}$	$\Delta G_f^\circ / \text{kJ mol}^{-1}$	$S^\circ / \text{J K}^{-1} \text{mol}^{-1}$	$C_p / \text{J K}^{-1} \text{mol}^{-1}$
$\text{N}_2\text{O}_5(\text{g})$	11	115	356	85
$\text{NH}_3(\text{g})$	-45,94	-16,5	192,67	35,1
$\text{HNO}_3(\text{l})$	-174,1	-80,8	155,6	109,9
$\text{NOCl}(\text{g})$	51,7	66,1	261,6	44,69
$\text{NH}_4\text{Cl}(\text{c})$	-314,4	-203,0	94,6	84,1
$\text{P}(\text{g})$	316,5	278,3	163,085	20,79
$\text{P}_2(\text{g})$	144,0	104	218,01	32,0
$\text{P}_4(\text{c}, \alpha, \text{branco})$	0	0	164,4	95,36
$\text{P}_4(\text{g})$	-58,9	24,5	279,9	67,15
$\text{PCl}_3(\text{g})$	-287	-268	311,7	71,8
$\text{PCl}_5(\text{g})$	-375	-305	364,5	112,8
$\text{C}(\text{c}, \text{grafita})$	0	0	5,74	8,53
$\text{C}(\text{c}, \text{diamante})$	1,897	2,900	2,38	6,12
$\text{C}(\text{g})$	716,67	671,29	157,988	20,84
$\text{CO}(\text{g})$	-110,53	-137,15	197,556	29,12
$\text{CO}_2(\text{g})$	-393,51	-394,36	213,677	37,11
$\text{CH}_4(\text{g})$	-74,8	-50,8	186,15	35,31
$\text{HCHO}(\text{g})$	-117	-113	218,7	35,4
$\text{CH}_3\text{OH}(\text{l})$	-238,7	-166,4	127	82
$\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$	226,7	209,2	200,8	43,9
$\text{C}_2\text{H}_4(\text{g})$	52,3	68,1	219,5	43,6
$\text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$	-84,7	-32,9	229,5	52,6
$\text{CH}_3\text{COOH}(\text{l})$	-485	-390	160	124
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})$	-277,7	-174,9	161	111,5
$\text{C}_6\text{H}_6(\text{g})$	82,93	129,66	26,92	85,29
$\text{Si}(\text{c})$	0	0	18,81	20
$\text{Si}(\text{g})$	450	411	167,870	22,25
$\text{SiO}_2(\text{c}, \alpha\text{-quartzo})$	-910,7	-856,7	41,46	44,4
$\text{SiH}_4(\text{g})$	34	57	204,5	42,8
$\text{SiF}_4(\text{g})$	-1614,95	-1572,7	282,65	73,6
$\text{Pb}(\text{c})$	0	0	64,80	26,4
$\text{PbO}(\text{c}, \text{vermelho})$	-219,0	-188,9	66,5	45,8
$\text{PbO}_2(\text{c})$	-277	-217,4	68,6	64,6
$\text{PbS}(\text{c})$	-100	-99	91	49,5
$\text{PbSO}_4(\text{c})$	-919,94	-813,2	148,49	103,21
$\text{Al}(\text{c})$	0	0	28,35	24,4
$\text{Al}_2\text{O}_3(\text{c}, \alpha\text{-cor índon})$	-1675,7	-1582	50,92	79,0
$\text{Zn}(\text{c})$	0	0	41,63	25,4
$\text{Zn}(\text{g})$	130,42	95,18	160,875	20,79
$\text{ZnO}(\text{c})$	-350,46	-318,3	43,64	40,3
$\text{Hg}(\text{l})$	0	0	75,90	27,98
$\text{Hg}(\text{g})$	61,38	31,85	174,860	20,79
$\text{HgO}(\text{c}, \text{vermelho})$	-90,8	-58,56	70,3	44,1
$\text{Cu}(\text{c})$	0	0	33,15	24,43
$\text{CuO}(\text{c})$	-157	-130	42,6	42,3
$\text{Cu}_2\text{O}(\text{c})$	-169	-146	93,1	63,6
$\text{Ag}(\text{c})$	0	0	42,55	25,35
$\text{Ag}_2\text{O}(\text{c})$	-31,0	-11,2	121	65,9