

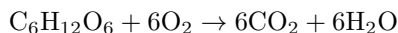
PEF-112-Mecânica Estatística

Prof. Marcelo Leigui

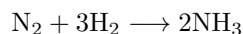
Lista de Exercícios 6

Entalpia, energia livre e termodinâmica química

1. Considere a combustão de um mol de H_2 com $1/2$ mol de O_2 sob condições padrão, conforme discutido no texto. Quanto de calor produzido na reação é proveniente da redução de energia interna do sistema e quanto do trabalho realizado pela atmosfera no colapso dos gases? Suponha o volume de água desprezível.
2. Use os dados das tabelas em anexo (figura 1) para determinar a variação de entalpia ΔH na combustão de 1 mol de glicose:



3. A entalpia na combustão de 1 galão (3.8 ℓ) de gasolina é cerca de 31.000 kcal. A entalpia na combustão de 1 onça (28 g) de flocos de milho é cerca de 100 kcal. Compare o custo da gasolina com o custo dos flocos de milho, por caloria.
4. Considere a produção de amônia a partir do nitrogênio e do hidrogênio, segundo a reação



à temperatura de 298 K e pressão de 1 bar. Dos valores de ΔH e S contidos nas tabelas em anexo (figura 1), calcule ΔG para esta reação e verifique que ele é consistente com o valor dado nas tabelas.

5. Obtenha as relações de Maxwell partindo-se das identidades termodinâmicas para H , F e G .
6. A capacidade térmica (C) é uma grandeza extensiva ou intensiva? E o calor específico (c)? Explique.
7. Mostre que a equação:

$$\mu(T, P) - \mu(T, P_0) = kT \ln(P/P_0)$$

está de acordo com a fórmula derivada para o potencial químico de um gás monoatômico ideal, derivada na seção 3.5. Mostre como calcular $\mu_0 = \mu(T, P_0)$.

Substance (form)	$\Delta_f H$ (kJ)	$\Delta_f G$ (kJ)	S (J/K)	C_P (J/K)	V (cm ³)
H ₂ (g)	0	0	130.68	28.82	
H (g)	217.97	203.25	114.71	20.78	
H ⁺ (aq)	0	0	0	0	
H ₂ O (l)	-285.83	-237.13	69.91	75.29	18.068
H ₂ O (g)	-241.82	-228.57	188.83	33.58	
He (g)	0	0	126.15	20.79	
Hg (l)	0	0	76.02	27.98	14.81
N ₂ (g)	0	0	191.61	29.12	
NH ₃ (g)	-46.11	-16.45	192.45	35.06	
Na ⁺ (aq)	-240.12	-261.91	59.0	46.4	-1.2
NaCl (s)	-411.15	-384.14	72.13	50.50	27.01
NaAlSi ₃ O ₈ (albite)	-3935.1	-3711.5	207.40	205.10	100.07
NaAlSi ₂ O ₆ (jadeite)	-3030.9	-2852.1	133.5	160.0	60.40
Ne (g)	0	0	146.33	20.79	
O ₂ (g)	0	0	205.14	29.38	
O ₂ (aq)	-11.7	16.4	110.9		
OH ⁻ (aq)	-229.99	-157.24	-10.75	-148.5	
Pb (s)	0	0	64.81	26.44	18.3
PbO ₂ (s)	-277.4	-217.33	68.6	64.64	
PbSO ₄ (s)	-920.0	-813.0	148.5	103.2	
SO ₄ ²⁻ (aq)	-909.27	-744.53	20.1	-293	
HSO ₄ ⁻ (aq)	-887.34	-755.91	131.8	-84	
SiO ₂ (α quartz)	-910.94	-856.64	41.84	44.43	22.69
H ₄ SiO ₄ (aq)	-1449.36	-1307.67	215.13	468.98	
Substance (form)	$\Delta_f H$ (kJ)	$\Delta_f G$ (kJ)	S (J/K)	C_P (J/K)	V (cm ³)
Al (s)	0	0	28.33	24.35	9.99
Al ₂ SiO ₅ (kyanite)	-2594.29	-2443.88	83.81	121.71	44.09
Al ₂ SiO ₅ (andalusite)	-2590.27	-2442.66	93.22	122.72	51.53
Al ₂ SiO ₅ (sillimanite)	-2587.76	-2440.99	96.11	124.52	49.90
Ar (g)	0	0	154.84	20.79	
C (graphite)	0	0	5.74	8.53	5.30
C (diamond)	1.895	2.900	2.38	6.11	3.42
CH ₄ (g)	-74.81	-50.72	186.26	35.31	
C ₂ H ₆ (g)	-84.68	-32.82	229.60	52.63	
C ₃ H ₈ (g)	-103.85	-23.49	269.91	73.5	
C ₂ H ₅ OH (l)	-277.69	-174.78	160.7	111.46	58.4
C ₆ H ₁₂ O ₆ (glucose)	-1268	-910	212	115	
CO (g)	-110.53	-137.17	197.67	29.14	
CO ₂ (g)	-393.51	-394.36	213.74	37.11	
H ₂ CO ₃ (aq)	-699.65	-623.08	187.4		
HCO ₃ ⁻ (aq)	-691.99	-586.77	91.2		
Ca ²⁺ (aq)	-542.83	-553.58	-53.1		
CaCO ₃ (calcite)	-1206.9	-1128.8	92.9	81.88	36.93
CaCO ₃ (aragonite)	-1207.1	-1127.8	88.7	81.25	34.15
CaCl ₂ (s)	-795.8	-748.1	104.6	72.59	51.6
Cl ₂ (g)	0	0	223.07	33.91	
Cl ⁻ (aq)	-167.16	-131.23	56.5	-136.4	17.3
Cu (s)	0	0	33.150	24.44	7.12
Fe (s)	0	0	27.28	25.10	7.11

Figura 1. Tabelas com propriedade termodinâmicas de diversas substâncias (página 404 do livro-texto). Todos os valores são para um mol da substância a 298 K e 1 bar. Observe que $\Delta_f H$ e $\Delta_f G$ são as entalpia e a energia livre de Gibbs da formação da substância