

Lista de Exercícios - Termoquímica

1) É comum se dizer que “uma reação exotérmica libera calor”. Explique fisicamente a origem deste calor. A sua explicação deve envolver menção às temperaturas do sistema e da vizinhança;

2) A partir da definição de entalpia de estado padrão, a 298 K, quais das afirmações a seguir é a correta? Explique.

(a) $\Delta H^\circ_{\text{N(g)}} = 0$; (b) $\Delta H^\circ_{\text{N}_2(\text{g})} = 0$

3) Por que não é possível ter um valor absoluto para a entalpia de um elemento ou substância simples numa data temperatura e pressão? Lembre-se que devido a isso atribui-se arbitrariamente o valor zero para a entalpia de elementos e substâncias simples, puros, na forma mais estável a 298 K e 1 atm.

4) Calcular a entalpia padrão de formação do $\text{Cr}_2\text{O}_3(\text{s})$ a 2400 K. Dados:

$\Delta_f H^\circ (\text{Cr}_2\text{O}_3(\text{s}), 298\text{K}) = -1129 \text{ kJ/mol}$; Ponto de fusão do $\text{Cr}_2\text{O}_3 = 2673 \text{ K}$; Ponto de fusão do Cr = 2123 K

$\Delta_{\text{fusao}} H^\circ (\text{Cr}, 2123\text{K}) = 19,25 \text{ kJ/mol}$

$C_p (\text{Cr}(\text{s})) = 24,44 + 9,88 \cdot 10^{-3} T - 3,68 \cdot 10^{-5} T^2 \text{ [J/mol.K]}$; $C_p (\text{Cr}(\text{l})) = 39,33 \text{ [J/mol.K]}$

$C_p (\text{Cr}_2\text{O}_3(\text{s})) = 119,40 + 9,21 \cdot 10^{-3} T - 15,65 \cdot 10^{-5} T^2 \text{ [J/mol.K]}$

$C_p (\text{O}_2(\text{g})) = 48,318 - 0,6913 \cdot 10^{-3} T - 4,2066 \cdot 10^{-2} T^{-1/2} + 49,923 \cdot 10^{-4} \cdot T^{-2} \text{ [J/mol.K]}$

5) Calcule a variação de entalpia da reação $\text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CaCO}_3(\text{s})$ a 1000K. Dados:

	$\Delta_f H^\circ$ a 298 K (kJ/mol)	C_p (J/mol.K)
$\text{CaO}(\text{s})$	- 634,3	$49,62 + 4,52 \cdot 10^{-3} T - 6,95 \cdot 10^{-5} T^2$
$\text{CO}_2(\text{g})$	- 393,5	$44,14 + 9,04 \cdot 10^{-3} T - 8,54 \cdot 10^{-5} T^2$
$\text{CaCO}_3(\text{s})$	- 1206,7	$104,52 + 21,92 \cdot 10^{-3} T - 25,94 \cdot 10^{-5} T^2$

6) Para a reação $\text{C}_{(\text{s,graf})} + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2(\text{g})$, calcule a variação de entalpia e de energia interna desta reação a 25°C e 1 atm, considerando que os calores de formação a 25°C do $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ e $\text{CH}_4(\text{g})$ são -57,9 kcal/mol e -17,9 kcal/mol, respectivamente. Também, o calor de combustão do $\text{CH}_4(\text{g})$ a 25°C para $\text{CO}_2(\text{g})$ e $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ é igual a -192,2 kcal/mol.

7) Queimando-se completamente 3,0539 g de álcool etílico líquido ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) com oxigênio, a 25°C numa bomba calorimétrica, o calor liberado é igual a 90,447 kJ. a) Calcule o $\Delta_c H^\circ$ molar de combustão do álcool etílico a 25°C; b) Se a 25°C o $\Delta_f H^\circ$ 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 $\Delta_f H^\circ$ do álcool etílico.

8) Sendo a etapa fundamental no processo de obtenção do zinco por via pirometalúrgica, a redução do ZnO sólido pelo carbono poderá ser feita a 1300°C, conforme a reação: $\text{ZnO}(\text{s}) + \text{C}_{(\text{s,grafite})} = \text{Zn}(\text{g}) + \text{CO}(\text{g})$. Calcule para esta reação a 1300°C, o valor de $\Delta_r H^\circ$. Dados:

Temperaturas (°C)	$C_{p,m}$ [cal.mol ⁻¹ .K ⁻¹];	ΔH° [kcal.mol ⁻¹]
Fusão do zinco = 419,5°C	$C_{p,m}(\text{Zn,s}) = 5,35 + 2,40 \cdot 10^{-3}T$	$\Delta_f H^\circ(\text{ZnO,s}) = -83,200$
	$C_{p,m}(\text{Zn,l}) = 7,50$	$\Delta_f H^\circ(\text{CO,g}) = -26,4426$
Ebulição do zinco = 907°C	$C_{p,m}(\text{Zn,g}) = 4,97$	$\Delta_{\text{fusao}} H^\circ(\text{Zn}) = 1,74$
	$C_{p,m}(\text{ZnO,s}) = 11,71 + 1,22 \cdot 10^{-3}T$	$\Delta_{\text{ebulição}} H^\circ(\text{Zn}) = 27,3$
	$C_{p,m}(\text{C,s}) = 4,10 + 1,02 \cdot 10^{-3}T$	
	$C_{p,m}(\text{CO,g}) = 6,79 + 0,98 \cdot 10^{-3}T$	

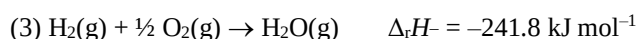
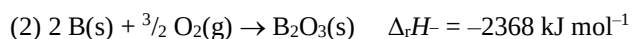
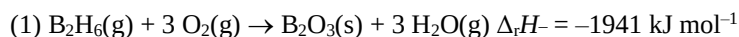
Resp. + 80975,60 cal/mol

9) A temperatura de solidificação do cobre puro é 1083 °C; no entanto, é possível manter cobre em estado subresfriado a 847°C, sem que ocorra a solidificação espontânea. No caso em que esta última venha ocorrer, pede-se calcular a variação de entalpia por mol de cobre puro, durante a solidificação isotérmica a 847°C.

Dados: $C_{p,m}(\text{Cu}_{(s)}) = 5,41 + 1,50 \cdot 10^{-3} T$ [cal/mol.K]; $C_{p,m}(\text{Cu}_{(l)}) = 7,50$ [cal/mol.K]; Calor latente de fusão do cobre = 3100 cal/mol

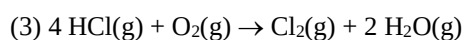
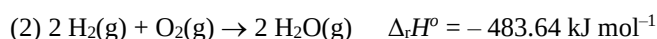
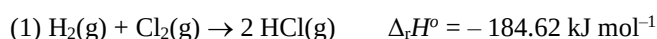
10) A entalpia padrão de combustão do ciclopropano é $-2091 \text{ kJ mol}^{-1}$ a 25°C. A partir dessas informações e dados de entalpia de formação para $\text{CO}_2(\text{g})$ e $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$, calcule a entalpia de formação do ciclopropano.

11) A partir dos seguintes dados, determine $\Delta_f H^\circ$ para diborano, $\text{B}_2\text{H}_6(\text{g})$, a 298 K:



12) Dado que a entalpia padrão de combustão da grafite é $-393,51 \text{ kJ mol}^{-1}$ e a do diamante é $-395,41 \text{ kJ mol}^{-1}$, calcule a entalpia da transição grafite-para-diamante.

13) Dadas as reações (1) e (2) abaixo, determine (a) $\Delta_r H^\circ$ and $\Delta_r U^\circ$ para a reação (3), (b) $\Delta_f H^\circ$ for both $\text{HCl}(\text{g})$ e $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ todos a 298 K.



14) Para a reação $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l}) + 3 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{CO}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$, $\Delta_r U^\circ = -1373 \text{ kJ mol}^{-1}$ at 298 K. Calculate $\Delta_r H^\circ$.