

1. Programa e Cronograma

Conteúdo	Aula ¹
Definições. Primeiro Princípio.	28/02
Entalpia. Balanço Térmico.	07/03
Segundo Princípio.	14/03
Potenciais Termodinâmicos.	21/03
Sistemas heterogêneos: Potencial Químico. Grandeza Molar.	28/03
Potencial Químico. Equilíbrio das fases gasosas - sistemas simples e complexos.	04/04
Diagrama de Richardson-Ellingham. Potencial de Oxigênio.	11/04
Feriado	18/04
Equilíbrio das fases condensadas: Atividade Raoultiana. Desvios da idealidade.	25/04
Recesso	02/05
Curvas G_m vs x_B . Diagrama de Equilíbrio - sistemas binários. Soluções Diluídas: Atividade Henryana.	09/05
Sistemas multicomponentes: parâmetros de interação.	16/05

2. Bibliografia

Serão úteis ao desenvolvimento do curso as seguintes referências bibliográficas:

1. DARKEN, L.; GURRY, R. *Physical Chemistry of Metals*. New York, McGraw-Hill, 1953.
2. BODSWORTH, C. & APPLETON, A. S. *Problems in Applied Thermodynamics*. London, Longmans, 1965.
3. GASKELL, D. R. *Introduction to Metallurgical Thermodynamics*, New York, Mc-Graw-Hill, 1973 (Copyright 1981).
4. LUPIS, C. H. P. *Chemical Thermodynamics of Materials*. New York, North-Holland, 1983.
5. CAVALLANTE, F. L. & LÚCIO, A. *Físico-Química Metalúrgica - ABM*, São Paulo, 1984 (5º. impressão).
6. JOHNSON, Donald L.; STRACHER, Glenn B. *Thermodynamic Loop Applications in Materials Systems. 1. edition, TMS, Warrendale, Pennsylvania, v. 1 e v. 2, 1995*.
7. RAGONE, David V. *Thermodynamics of Materials, v. I e v. II, John Wiley & Sons, Inc. - MIT*, New York. 1995.
8. DeHOFF, Robert T. *Thermodynamics in Materials Science*, McGraw-Hill, New York, 1993.
9. GASKELL, David R. *Introduction to the Thermodynamics of Materials - 3rd Edition*, Taylor & Francis, Washington, 1995, 1981, 1973.

3. Avaliações e Nota Final

Exercícios feitos em aula deverão ser entregues e serão utilizados na avaliação de desempenho do aluno.

¹ As aulas serão ministradas as 6as. feiras de 09h00 as 12h00.

Roteiro da Disciplina

28/02	Definições. Primeiro Princípio.
-------	---------------------------------

1. Primeiro Princípio

- a. Definições. Propriedade fundamental das funções termodinâmicas. Trabalho. Primeiro Princípio (Energia Interna e Calor). Capacidade calorífica (ou capacidade térmica), calor específico.

07/03	Entalpia. Balanço Térmico.
-------	----------------------------

- b. Função Entalpia (ou conteúdo calorífico). Propriedade fundamental da entalpia. Definição de Calor de Transformação, Calor de Formação e Calor de Reação; Equação de Kirchhoff. Variação da função entalpia com a temperatura.
- c. Exercício: Calcular a variação de entalpia para o ferro puro quando este é aquecido de 298 K até 1873 K. São dados:
- $c_{p, Fe\alpha} = 4,18 + 5,92 \times 10^{-3} \cdot T$ (cal/K.mol);
 $T_{\alpha \rightarrow \alpha'} = 760^\circ\text{C}$;
 $\Delta H_{\alpha \rightarrow \alpha'} = 660$ cal/mol (transformação magnética)
 $c_{p, Fe\alpha'} = 9,0$ cal/K.mol;
 $T_{\alpha' \rightarrow \gamma} = 910^\circ\text{C}$;
 $\Delta H_{\alpha' \rightarrow \gamma} = 220$ cal/mol
 $c_{p, Fe\gamma} = 1,84 + 4,66 \times 10^{-3} \cdot T$ (cal/K.mol);
 $T_{\gamma \rightarrow \delta} = 1400^\circ\text{C}$;
 $\Delta H_{\gamma \rightarrow \delta} = 280$ cal/mol
 $c_{p, Fe\delta} = 10,5$ cal/K.mol;
 $T_{\delta \rightarrow l} = 1535^\circ\text{C}$;
 $\Delta H_{\delta \rightarrow l} = 3750$ cal/mol
 $c_{p, Fe_l} = 10,0$ cal/K.mol
[Resposta: $H_{1873} = 18458$ cal/mol]
- d. Exercício: Resolver o mesmo problema anterior utilizando os gráficos do apêndice B do Rosenqvist.
- e. Exercício: Calcular a quantidade de calor trocada com o meio externo quando 1 átomo-grama de Fe γ , superresfriado a 850°C e a 1 atm de pressão passa para a forma α' . [Resposta: -327,22 cal/mol - Exotérmico]
- f. Exposição teórica: Balanço Térmico de Processos envolvendo Reações Químicas.
- g. Exercício: Um mol de CO, a 298 K é queimado com 1/2 mol de O₂, a 330°C, proveniente de ar. Os fumos (CO₂ e N₂) saem a 1500°C. Quanto é o calor transferido para o local da combustão (forno)?
- h. Exercício extra-aula: Sulfeto de zinco é ustulado com ar de acordo com a seguinte reação: $ZnS + 3/2 O_2 \rightarrow ZnO + SO_2$ utilizando-se no processo um excesso de 50% de ar. O sulfeto de zinco e o ar (80% N₂ e 20% O₂) são introduzidos a 25°C e os

produtos de reação atingem 900°C. Verifique se o processo é energeticamente auto suficiente. Qual é o excesso de ar a ser injetado para que o sistema não apresente excesso ou falta de calor. [Resposta: $Q = -20,2 \text{ kcal}$; 90%.]

14/03	Segundo Princípio.
-------	--------------------

2. Segundo Princípio

- Apresentação e discussão do Segundo Princípio. Aplicações da Função Entropia
- Exercício: Para conhecer a expressão da variação de entropia na conformação de soluções ideais (gasosas, líquidas ou sólidas), pede-se:
 - Calcular a variação de entropia na expansão de um gás ideal, a qual ocorre isotermicamente.
 - Dois gases ideais de volumes V_A e V_B são misturados isotermicamente. A mistura final possui volume $V_f = V_A + V_B$. Calcular a variação de entropia deste processo.
- Exercício: Para aprender a calcular a variação de entropia durante processos de aquecimento ou resfriamento, pede-se:
 - Supondo que a capacidade térmica média do Al entre 300 K e 600 K seja igual a 6 cal/atg.K, calcule a variação de entropia que ocorre quando 270 g de Al são resfriados de 600 K a 300 K. (A pressão é constante e igual a 1 atm.)
 - Calcular a variação de entropia do universo decorrente dessa transformação.
- Exercício: Para aprender a calcular a variação de entropia durante processos de transformação de fase, pede-se:

Calcular a variação de entropia do sistema e a variação de entropia do universo para a solidificação isotérmica de 1 atg de Fe puro líquido super resfriado a 1600 K, a 1 atm. DADOS: $T_S \rightarrow l = 1808 \text{ K}$; $\Delta H_f = 3750 \text{ cal/atg}$; $c_{p(l)} = 10,0 \text{ cal/atg.K}$;
 $c_{p(s)} = 10,5 \text{ cal/atg.K}$.
- Exercício: Um átomo-grama de ferro líquido (Fe_l) super-resfriado solidifica isotermicamente a 1450°C, a 1 atm. São conhecidos:
 $T_{\delta \rightarrow l} = 1535^\circ\text{C}$; $\Delta H_{\delta \rightarrow l} = 3750 \text{ cal/atg}$; $c_{p,\delta} = 10,5 \text{ cal/K.atg}$; $c_{p,l} = 10,0 \text{ cal/K.atg}$
Pede-se:
 - Quais são os estados inicial e final desta transformação?
 - Calcule o valor do calor trocado com o meio externo quando esta transformação ocorre. Esta transformação é endo ou exotérmica?
 - Calcule a variação de entropia do Fe quando esta transformação ocorre.
 - Calcule a variação de entropia do meio externo quando esta transformação ocorre.
 - Quanto vale a variação de entropia do universo quando esta transformação ocorre?
 - Considere os resultados obtidos em (c), (d) e (e). Qual o significado destes resultados sobre a viabilidade do processo de solidificação do Fe nestas condições?

21/03	Potenciais Termodinâmicos.
-------	----------------------------

3. Potenciais Termodinâmicos

- a. Processos a Temperatura e Pressão Constantes
- b. Exercício: Calcular a variação de entropia do universo e a variação da energia livre de Gibbs quando um átomo-grama de cobre super resfriado a 1340 K solidifica irreversivelmente nesta temperatura a 1 atm de pressão.
Dados: $c_{p(s)} = 5,41 + 1,5 \times 10^{-3} \cdot T$ (cal/atg.K); $c_{p(l)} = 7,5$ cal/atg.K;
 $\Delta H_{S \rightarrow l} = 3100$ cal/atg; $T_{S \rightarrow l} = 1356$ K.
Respostas: $\Delta S_{Cu} = -2,29$ cal/K; $\Delta S_{ME} = +2,31$ cal/K; $\Delta S_{Cu} = +0,02$ ou $+0,03$ cal/K;
 $\Delta G_{Cu} = -36,6; -36,63; -37,01$ cal/mol
- c. Equação de Clausius-Clapeyron; Aplicação: Equilíbrios entre Fases de Sistemas de Um Componente (Diagrama de Equilíbrio)
- d. Exercício: A uma atmosfera de pressão o sódio funde a 97,8°C, com um calor latente de fusão igual a 630 cal/atg e com um aumento de volume específico de 0,0279 cm³/g. Calcular o ponto de fusão do sódio a 10 atm. DADOS: Na = 23;
1 cal = 41,293 atm x cm³; $c_{p(s)} = c_{p(l)}$ e ΔV independente da temperatura.
- e. Exercício: Para o estanho as densidades do sólido e do líquido são 7,184 g/cm³ e 6,99 g/cm³, respectivamente. O ponto de fusão é 231,9°C e o calor de fusão é 14 cal/g. Calcule a variação na temperatura de fusão quando a pressão é aumentada de 1 atm para 2 atm. DADO: 1 cal = 41,293 atm x cm³; R = 1,987 cal/mol.K. Fazer as considerações que forem necessárias. [Resposta: $\Delta T = 0,003^\circ C$ ou $T_2/T_1 = 1,00001$]
- f. Exercício: Para o estanho as densidades do sólido e do líquido são 7,184 g/cm³ e 6,99 g/cm³, respectivamente. O ponto de fusão é 504,9 K e o calor de fusão é 14 cal/g. Calcule a pressão necessária para aumentar 1°C na temperatura de fusão. DADOS: 1 cal = 41,293 atm x cm³. Considere $\Delta c_p = 0$.
- g. Equação de Gibbs-Helmholtz; Aplicação: Determinação da Função da Energia Livre de Gibbs e da Função Variação da Energia Livre de Gibbs em Função da Temperatura.
- h. Exercício: [Bodsworth & Appleton, problem 3.5, p.55] O titânio apresenta as formas alotrópicas α e β . A temperatura de transformação do Ti hexagonal compacto (α) em Ti cúbico de corpo centrado (β) é 1155 K. Calcular a temperatura do ponto de fusão hipotético para o Ti (α). Dados: $c_{p(\alpha)} = 5,28 + 2,4 \times 10^{-3} \cdot T$ (cal/mol.K); $c_{p(\beta)} = 6,91$ cal/mol.K; $c_{p(l)} = 8,00$ cal/mol.K; $T_{\alpha \rightarrow \beta} = 1155$ K; $T_{\beta \rightarrow l} = 1933$ K; $\Delta H_{\alpha \rightarrow \beta} = +830$ cal/mol; $\Delta H_{\beta \rightarrow l} = +4500$ cal/mol; $S_{298, Ti} = 7,3$ cal/mol.K.
- i. Exercício: [Baseado no 3F, p.59 do Bodsworth] Sob resfriamento lento, a partir da temperatura de 910°C, a liga Fe-0,01%C transforma-se de austenita (CFC) em ferrita (CCC). Entretanto, se o resfriamento for rápido (têmpera) a transformação da austenita não ocorre (fica reprimida) até que temperaturas mais baixas sejam

atingidas, onde sua transformação ocorre por um mecanismo de cisalhamento originando a fase martensítica. No tratamento termodinâmico deste processo uma quantidade que precisa ser determinada é o valor da variação de energia livre da transformação austenita \rightarrow ferrita.

(a) Determine a expressão que fornece esta variação de energia livre de Gibbs em função da temperatura. (Sugestão: utilize a equação de Gibbs-Helmholtz e considere os dados do Fe puro para a transformação $\gamma \rightarrow \alpha$.)

(b) Utilize a expressão obtida em (a) para determinar a variação de energia livre de Gibbs se a transformação $\gamma \rightarrow \alpha$ ocorresse a 100°C. O valor obtido indica espontaneidade do processo? Explique porque. DADOS:

$$c_{p,\alpha} = 9,0 \text{ cal/K.mol}; T_{\alpha \rightarrow \gamma} = 910^\circ\text{C}; \Delta H_{\alpha \rightarrow \gamma} = 220 \text{ cal/mol};$$

$$c_{p,\gamma} = 1,84 + 4,66 \times 10^{-3} \cdot T \text{ (cal/K.mol)}$$

$$[\text{Resposta do Bodsworth: } \Delta G = -4290 - 2,34T \ln T - 0,63 \times 10^{-3} T^2 + 20,85T;$$

$$\text{Resposta da NAF: } \Delta G = -5429,47 - 7,16T \ln T + 2,33 \times 10^{-3} T^2 + 52,5T]$$

- j. Exercício: (a) Esquematize um diagrama de fases de equilíbrio para um sistema de um componente, indicando os seguintes equilíbrios estáveis: sólido/líquido; sólido/vapor; líquido/vapor.
(b) Qual a razão da diferença de inclinação entre as linhas de equilíbrio que você desenhou no item anterior?
(c) Escolha (indicando no diagrama do item (a)) uma pressão qualquer e esquematize as correspondentes curvas de energia livre de Gibbs das três fases - sólida, líquida e vapor - em função da temperatura.

28/03	Sistemas heterogêneos: Potencial Químico. Grandeza Molar.
-------	---

4. Sistemas Abertos

- a. Exposição teórica: Sistemas Abertos e Potencial Químico
- b. Exercício: Provar que não existindo equilíbrio químico entre duas fases α e β , ocorrerá transferência de um componente i da fase onde o potencial químico de i é maior para a fase onde ele é menor.
- c. Exposição teórica: Grandezas Molares; Relação entre Energia Livre de Gibbs Molar e Potencial Químico.
- d. Exercício extra-aula: Descrever as grandezas molares. Qual a relação entre energia livre de Gibbs molar e potencial químico. Deduzir a equação de Gibbs-Duhem e discutir sua utilidade.

04/04	Potencial Químico. Equilíbrio das fases gasosas - sistemas simples e complexos.
-------	---

- e. Misturas Gasosas Ideais; Equilíbrio de Fases Gasosas Simples e Complexas; Potencial de Oxigênio; Aplicação: Determinação da Composição de Equilíbrio de Fases Gasosas; Poder Redutor/Oxidante de Atmosferas.

11/04	Diagrama de Richardson-Ellingham. Potencial de Oxigênio.
-------	--

- f. Exercício: Uma mistura gasosa constituída por 50%CO e 50%H₂O em volume reage a 1000 K e a 1 atm de pressão. Calcular a composição final de equilíbrio da mistura gasosa que é constituída basicamente de CO, H₂O, H₂ e CO₂. Calcular o potencial de oxigênio da mistura de equilíbrio. Dados:
- $$C_{gr} + 1/2 O_2(g) = CO(g): \Delta G^0 = -26700 - 20,95.T \text{ (cal);}$$
- $$C_{gr} + O_2 = CO_2(g): \Delta G^0 = -94200 - 0,2.T \text{ (cal);}$$
- $$H_2(g) + 1/2 O_2(g) = H_2O(g): \Delta G^0 = -58400 + 13,1.T \text{ (cal).}$$
- g. Exercício: Uma mistura gasosa constituída por 20%CO, 20%CO₂, 10%H₂ e 50%N₂ (em volume) é carregada num forno a 900°C. Determine a composição de equilíbrio do gás, sabendo-se que a pressão total é de 1 atm. Discuta sobre: poder oxidante e redutor da mistura. [Resposta: 16,10% CO₂; 6,10% H₂; 3,90% H₂O; 23,90% CO e 50% N₂; P_{O₂} = 3,75x10⁻¹⁷ atm.]

25/04	Equilíbrio das fases condensadas: Atividade Raoultiana. Desvios da idealidade.
-------	--

5. Fases Condensadas

- a. Exercício: Quais são as condições para o equilíbrio de um sistema heterogêneo? (Obs: Este assunto já foi apresentado em item anterior: sugestão consulte uma referência e discuta como o autor apresentou este assunto.)
- b. Exposição teórica: Atividade Raoultiana; Equilíbrio Heterogêneo.

6. Soluções

- a. Exposição teórica: Solução Ideal; Desvios da Idealidade; Soluções Regulares; Soluções Diluídas; Atividade Henryana; Mudança do Estado de Referência. Aplicações: Oxidação de Ligas; Equilíbrios Metal/Escória.
- b. Exercício extra-aula: Mostrar que $\Delta H_A^M > 0$ (endotérmico) implica (exige) $\gamma_A > 1$ (desvio positivo), $\Delta H_A^M < 0$ (exotérmico) implica (exige) $\gamma_A < 1$ (desvio negativo) e $\Delta H_A^M = 0$ implica $\gamma_A = 1$.
- c. Exercício extra-aula: A 600°C a pressão de vapor do zinco puro é 10 mmHg e de cádmio puro é 100 mmHg.
- (a) Admitindo que a liga Zn-Cd apresenta comportamento ideal, calcular a composição e a pressão total do vapor em equilíbrio com uma liga constituída por 70 mol% Zn.
- (b) Na verdade, a liga apresenta desvio positivo da idealidade. Em que direção este fato alterará os resultados obtidos no item (a) ?

- d. Exercício: [Darken & Gurry, *Physical Chemistry of Metals*, p.513, exercício 10-12]
 Verificar se uma mistura contendo 97% de $\text{H}_2\text{O}_{(v)}$ e 3% H_2 , em volume, é capaz de oxidar Ni a 1000 K, a 1 atm. Dados:
 $\text{Ni} + 1/2 \text{O}_2 = \text{NiO} \Rightarrow \Delta G^\circ = -35400 \text{ cal}$
 $\text{H}_2 + 1/2 \text{O}_2 = \text{H}_2\text{O} \Rightarrow \Delta G^\circ = -45600 \text{ cal}$
- e. Exercício: Na oxidação de ligas Fe-Ni a 840°C ocorre a formação de FeO que é insolúvel na liga. Calcule a atividade do ferro na liga sabendo-se que ela se encontra em equilíbrio com uma mistura gasosa constituída por 57,5% H_2 e 42,5% H_2O a esta temperatura. DADOS:
 $\text{Fe} + 1/2 \text{O}_2 = \text{FeO}: \Delta G^\circ = -62050 + 14,95.T \text{ (cal)}$;
 $\text{H}_2 + 1/2 \text{O}_2 = \text{H}_2\text{O}: \Delta G^\circ = -58900 + 13,1.T \text{ (cal)}$.
 [Resposta: $a_{\text{Fe}} = 0,82$.]
- f. Exercício extra-aula: Mostrar que para a solução A-B que apresenta desvio negativo, o aumento da pressão do sistema diminui a atividade dos componentes.
 (Lembrete: $\Delta V_i^M < 0$)
- g. Exercício: A 1600°C soluções líquidas de MnO em FeO e de manganês em ferro são praticamente ideais. Calcular a composição de uma liga Fe-Mn em equilíbrio com uma escória contendo 30 mols % de MnO e 70 mols % de FeO nesta temperatura.
 Dados: $\text{Fe}(l) + 1/2 \text{O}_2(g) = \text{FeO}(l): \Delta G^\circ = -55620 + 10,83T \text{ (cal)}$;
 $\text{Mn}(l) + 1/2 \text{O}_2(g) = \text{MnO}(l): \Delta G^\circ = -84700 + 14,5T \text{ (cal)}$.
- h. Exercício extra-aula: Sabendo-se que a liga Fe-Mn líquida do exercício anterior pesa 1000 g e que a escória pesa 100 g e o sistema se encontra inicialmente em equilíbrio, calcular a nova composição de equilíbrio quando se adiciona 50 g de FeO ao sistema. Dados:
 $\text{Fe}(l) + 1/2 \text{O}_2(g) = \text{FeO}(l): \Delta G^\circ = -55620 + 10,83T \text{ (cal)}$;
 $\text{Mn}(l) + 1/2 \text{O}_2(g) = \text{MnO}(l): \Delta G^\circ = -84700 + 14,5T \text{ (cal)}$.
- i. Exercício extra-aula: Uma mistura gasosa constituída por 60,2% H_2 e 39,8% $\text{H}_2\text{O}_{(v)}$ a 1 atm de pressão encontra-se em equilíbrio com $\text{Fe}(\gamma)$ puro a 910°C. Na mesma temperatura a composição da mistura gasosa em equilíbrio com uma liga Fe-Ni contendo 72,1 at% Fe é 51,9% H_2 e 48,1% $\text{H}_2\text{O}_{(v)}$. Determinar a atividade do ferro na liga. [$a_{\text{Fe}} = 0,71$; $\gamma_{\text{Fe}} = 0,98$]

09/05	Curvas G_m vs x_B . Diagrama de Equilíbrio - sistemas binários. Soluções Diluídas: Atividade Henryana.
-------	---

7. Diagramas de Equilíbrio

- a. Exposição teórica: Sistemas de Um Componente (visto quando apresentada a Equação de Clausius-Clapeyron); Sistemas Binários; Curvas de Energia Livre em função da Composição; Metaestabilidade; Transformação Espinodal; Introdução aos Diagramas Ternários.

- b. Exercício: Considere o diagrama de equilíbrio Fe-Grafita para temperaturas de próximas de 800°C e 1000°C. Pede-se:
 (a) Admitindo válida a lei de Henry para as fases α e γ , estimar a atividade do C, relativa à grafita, nas temperaturas de 800°C e 1000°C em função da composição. (Construa o gráfico a_C vs x_C .)
 (b) A adição de Si aumenta o γ_C^0 no Fe. Como isso afeta o limite de solubilidade do C no Fe?
- c. Exercício: Qual é a relação entre os teores de soluto no equilíbrio estável de duas fases e quando uma das fases é metaestável? Comente o caso do equilíbrio ferrita/cementita e ferrita/ grafita para o sistema Fe-C.
- d. Exercício extra-aula: Discuta através de curvas G_m versus x_B a metaestabilidade de uma fase β numa matriz α quando β apresenta interface plana com α e quando β é uma partícula esférica de raio r .
- e. Exercício extra-aula: Esquematize as curvas de G_m vs x_B e o gráfico a_B versus x_B para o sistema A-B na temperatura eutética e numa temperatura acima desta.

16/05	Sistemas multicomponentes: parâmetros de interação.
-------	---

8. Sistemas Multicomponentes

- a. Parâmetros de Interação; Equilíbrio; Aplicações: Determinação da Composição Química de Ligas em Equilíbrio com Escórias ou Atmosferas Gasosas.
- b. Exercício: Comparar a atividade do S na liga Fe-0,05% S com a atividade do S no gusa: Fe-0,05% S - 1% Si - 3% C - 2% Mn. Dados: $e_S^S = -0,028$; $e_S^C = 0,24$; $e_S^{Si} = 0,066$; $e_S^{Mn} = -0,025$.
- c. Exercício: Calcular a concentração de oxigênio numa liga Fe-Si-O contendo 0,10% Si em peso, em equilíbrio com sílica sólida a 1600°C, sabendo-se que:
 $Si_{(l)} + O_{2(g)} = SiO_{2(s)}: \Delta G^\circ = -226500 + 47,50.T$ (cal);
 $O_{2(g)} = 2 O_{(g)}: \Delta G^\circ = -55800 - 1,46.T$ (cal);
 $Si_{(l)} = Si_{(g)}: \Delta G^\circ = -28500 - 6,1.T$ (cal);
 $e_{Si}^{Si} = +0,32$; $e_{Si}^O = -0,24$; $e_O^O = -0,20$; $e_O^{Si} = -0,14$.
- d. Exercício: Deseja-se saber se a atmosfera 99,99% H_2 e 0,01% H_2S é capaz de dessulfurar o banho de aço líquido a 1600 °C de composição: 0,9% C; 1,3% Si; 0,1% S. Dados: $e_S^S = -0,028$; $e_S^C = +0,24$; $e_S^{Si} = +0,066$;
 $H_{2(g)} + \underline{S} = H_2S(g) : \Delta G^\circ = 9840 + 6,54.T$ (cal)
- e. Exercício: Um banho de aço contém 0,90% C, 1,30% Si e 0,10% S.
 (a) Calcule a atividade h_S no banho.
 (b) Calcule a razão P_{H_2S}/P_{H_2} a 1600°C em equilíbrio com o banho, sabendo-se que:
 $\underline{S} + H_2 = H_2S : \Delta G^\circ = 9840 + 6,54.T$ (cal);
 $e_S^S = -0,028$; $e_S^C = +0,24$; $e_S^{Si} = +0,066$

